

Документ подписан простой электронной подписью

Информация о владельце:

ФИО: Локтионова Оксана Геннадьевна

Должность: проректор по учебной работе

Дата подписания: 09.03.2022 12:55:54

Уникальный программный ключ:

0b817ca911e6668abb13a5d426d59e5f1e11cabbf73e943df4a24891fda56a1089

**МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ**

Государственное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
«Юго-Западный государственный университет»
(ЮЗГУ)

Кафедра общей и неорганической химии



Е.А. Кудряшов

2011 г.

**ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ. КЛАССИФИ-
КАЦИЯ И НОМЕНКЛАТУРА НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕ-
ЩЕСТВ**

Методические указания к практическим занятиям и самостоятель-
ной работе студентов технических (нехимических) специальностей
по дисциплине «Химия»

УДК 546

Составители: И. В. Савенкова, Е. А. Фатьянова

Рецензент

Кандидат химических наук, доцент *О.В. Бурькина*

Основные понятия и законы химии. Классификация и номенклатура неорганических веществ: Методические указания к практическим занятиям и самостоятельной работе студентов технических (нехимических) специальностей по дисциплине «Химия»/ Юго-Зап. гос. ун-т; сост. И. В. Савенкова, Е. А. Фатьянова. Курск, 2011. 36 с.: табл. 3. Библиогр.: с. 28.

Рассматривается классификация неорганических соединений, их номенклатура и наиболее типичные свойства, типы реакций.

Методические указания содержат материал по основным понятиям, а также стехиометрическим законам общей химии, приводятся примеры заданий с решением.

В методических указаниях представлены вопросы для самоподготовки, индивидуальные задания для самостоятельной работы.

Предназначены для студентов технических (нехимических) специальностей, изучающих дисциплину «Химия».

Текст печатается в авторской рецензии

Подписано в печать Формат 60x84 1/16.

Усл.печ. л. . Уч.-изд. л. . Тираж 100 экз. Заказ. Бесплатно.

Юго–Западный государственный университет.

305040, г. Курск, ул. 50 лет Октября, 94.

СОДЕРЖАНИЕ

	Стр.
Введение	... 4
1. Простые и сложные вещества	... 4
2. Степень окисления и валентность атомов	... 5
3. Классификация химических реакций	... 7
4. Классификация сложных веществ	... 8
4.1 Бинарные соединения, их номенклатура. Оксиды (классификация, номенклатура)	... 9
4.2 Классификация и номенклатура оснований	... 12
4.3 Кислоты (Классификация и номенклатура)	... 13
4.4 Соли (Классификация и номенклатура)	... 14
5. Химические свойства основных классов соединений и взаимосвязь между ними	... 17
5.1 Химические свойства оксидов	... 17
5.2 Химические свойства оснований	... 18
5.3 Химические свойства кислот	... 18
5.4 Химические свойства солей	... 20
6. Основные стехиометрические законы	... 21
7. Расчёты по химическим формулам и уравнениям	... 25
Вопросы для самостоятельной подготовки	... 28
Библиографический список	... 28
Индивидуальные задания	... 29

ВВЕДЕНИЕ

Настоящие методические указания предназначены для студентов технических (нехимических) специальностей, изучающих химию.

Указания могут быть использованы как на практических занятиях, так и для самостоятельной работы студентов.

В методических указаниях представлен теоретический материал по теме «Основные законы и понятия химии. Классификация и номенклатура неорганических веществ». Для рассмотрения этой темы в указания включен теоретический материал по разделам: «Классификация неорганических веществ», «Степени окисления и валентность атомов», «Классификация реакций», «Стехиометрические законы», «Расчёты по формулам и уравнениям». К каждой теме предложены конкретные примеры с развёрнутым решением.

В указаниях представлены вопросы для самостоятельной подготовки, задания для индивидуального решения, а также список рекомендуемой литературы.

Материал методических указаний является базовым при изучении основ общей химии, поэтому его успешное освоение позволит студентам заложить основу для дальнейшего изучения данной дисциплины.

1. ПРОСТЫЕ И СЛОЖНЫЕ ВЕЩЕСТВА

Все соединения состоят из частиц: атомов, молекул, ионов.

Молекула – это наименьшая частица данного вещества, обладающая его химическими свойствами, которые определяются её составом и строением.

Атом – это электронейтральная частица, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов. Атом представляет собой наименьшую частицу химического элемента. Соответственно, **химический элемент** – это определённый вид атомов с одинаковым зарядом ядер.

Атомы химических элементов могут существовать в свободном виде (при очень высоких температурах) или в составе простых и сложных веществ.

Простыми называются такие вещества, молекулы которых состоят из атомов одного и того же элемента. Молекулы простых веществ могут состоять из одного (например, He, Mg, Kr), двух (например, Cl₂, H₂, N₂) и большего числа атомов (например, O₃, S₈) одного элемента. Простые вещества подразделяются на *металлы* и *неметаллы*. К последним обычно относят H, B, C, N, O, F, Si, P, S, Cl, As, Se, Br, Te, I, At, He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn. Остальные элементы условно считаются металлами.

Сложными веществами или **химическими соединениями** называются вещества, частицы которых состоят из атомов двух и более элементов. Например, NO₂, AgCl, NaOH.

2. СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ И ВАЛЕНТНОСТЬ АТОМОВ

Степень окисления (С.О.) – это условный заряд атома в соединении, вычисленный исходя из предположения о чисто ионном характере химической связи. Степень окисления может иметь отрицательное, положительное и нулевое значение, которое обозначают арабскими цифрами со знаком "+" или "-" и ставят над символом элемента, например: Cl₂⁰, K₂O⁻², H⁺N⁺⁵O₃⁻²

Нулевую степень окисления имеют атомы, входящие в состав нейтральных частиц (например, Mg, H₂, O₂).

Для ряда элементов степень окисления атомов в соединениях постоянна (см. таблицу 1).

Таблица 1

Степени окисления атомов некоторых элементов

Элемент	С. О.
Li, Na, K, Rb, Cs, Fr (IA группа), H (кроме гидридов)	+1
Be, Mg, Ca, Sr, Ba (IIA группа)	+2
Al, Sc	+3
Галогены в галлидах (MeГх ⁻¹); водород в гидридах (MeHх); кислород в пероксидах (H ₂ O ₂)	-1
O (кроме пероксидов) и F ₂ O	-2

Пользуясь этими сведениями, можно вычислять С.О. других атомов в соединениях, учитывая, что АЛГЕБРАИЧЕСКАЯ СУМ-

МА СТЕПЕНЕЙ ОКИСЛЕНИЯ ВСЕХ АТОМОВ В СОЕДИНЕНИИ ВСЕГДА РАВНА НУЛЮ, А В СЛОЖНОМ ИОНЕ – ЗАРЯДУ ИОНА.

Например, в соединениях FeO, NaFeO₂, ионе FeO₄²⁻ степень окисления атома железа будет принимать следующие значения +2, +3, +6, т.к. С.О. атома кислорода равна -2, натрия +1, а поскольку алгебраическая сумма С.О. всех атомов в молекулах (FeO, NaFeO₂) равна нулю, а в ионе (FeO₄²⁻) – заряду иона, т.е. 2- :

$$\begin{array}{ccc}
 \text{Fe}^x\text{O}^{-2} & \text{Na}^+\text{Fe}^x\text{O}_2^{-2} & (\text{Fe}^x\text{O}_4^{-2})^{2-} \\
 x + (-2) = 0 & +1 + x + 2(-2) = 0 & x + 4(-2) = -2 \\
 x = +2 & x = +3 & x = +6
 \end{array}$$

ПРИМЕР 1. Определите степень окисления атома подчеркнутого элемента в приведенных молекулах или ионах: KMnO₄, PO₄³⁻, Cr₂O₃.

ОТВЕТ: Расставляем степени окисления тех атомов, которые имеют постоянное значение: K⁺Mn^xO₄⁻², (P^xO₄⁻²)³⁻, Cr₂O₃⁻². Учитывая, что алгебраическая сумма С.О. всех атомов в молекулах равна нулю, а в ионе – заряду иона, вычисляем значения степеней окисления атомов подчеркнутых элементов. При этом степень окисления атома подчеркнутого элемента обозначаем через x, а также умножаем известное значение степени окисления на количество атомов данного элемента в соединении:

1. K⁺Mn^xO₄⁻²; +1 + x + 4(-2) = 0; x = +7.
2. (P^xO₄⁻²)³⁻; x + 4(-2) = -3; x = + 5.
3. Cr₂O₃⁻²; 2x + 3(-2) = 0; x = +3.

Таким образом, степени окисления атомов марганца, фосфора, хрома в перечисленных частицах равны соответственно +7, +5, +3.

Валентность – это число химических связей, образуемых данным атомом в соединении. Часто валентность атома численно совпадает с его степенью окисления. Например, в молекуле хлороводорода HCl степень окисления хлора равна -1, а его валентность равна I (валентность обозначается римскими цифрами). Исключение составляют частицы, в которых химические связи образуются между атомами одного и того же элемента, в том числе простые

вещества. Например, С.О. атома азота в молекуле N_2 равна нулю, а его валентность равна трём, т.к. атомы соединяются тройной связью. Или С.О. атома кислорода в молекуле пероксида водорода H_2O_2 равна «-1», а его валентность равна двум.

При графическом изображении (структурная формула) связь обозначается черточкой. Например, структурные формулы хлороводорода и пероксида водорода имеют вид: $H-Cl$, $H-O-O-H$.

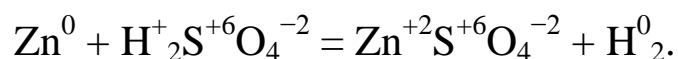
3. КЛАССИФИКАЦИЯ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Химическая реакция — превращение одного или нескольких исходных веществ (реагентов) в отличающиеся от них по химическому составу или строению вещества (продукты реакции).

Существует несколько классификаций химических реакций.

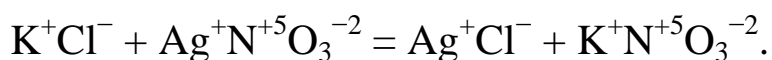
По изменению степеней окисления реагентов различают окислительно-восстановительные (ОВР) и неокислительно - восстановительные реакции.

К окислительно-восстановительным относятся реакции, в которых происходит изменение степеней окисления атомов элементов в соединениях, участвующих в реакции. При этом атомы одного элемента (окислителя) восстанавливаются, принимая электроны. Атомы другого элемента (восстановителя) окисляются, отдавая электроны частице окислителя. Например, реакция цинка с разбавленной серной кислотой:



В данной реакции окислителем является водород серной кислоты, а восстановителем атом цинка.

Неокислительно-восстановительные реакции — это реакции, в которых не происходит изменения степеней окисления атомов. Примером таких реакций являются реакции ионного обмена:



По типу превращений реагирующих частиц различают реакции соединения, разложения, замещения, обмена.

В реакциях соединения реагируют два или более простых или сложных веществ, при этом образуется одно сложное вещество. Реакции соединения могут быть как окислительно-

восстановительными, так и не сопровождаться изменениями степеней окисления. Например, $\text{H}_2^0 + \text{Cl}_2^0 = 2\text{H}^+\text{Cl}^-$ или $\text{Ca}^{+2}\text{O}^{-2} + \text{H}_2\text{O}^{-2} = \text{Ca}^{+2}\text{C}^{+4}\text{O}_3^{-2}$.

В реакциях разложения из одного сложного вещества образуют несколько простых или сложных веществ. Например, реакция получения оксида кальция из карбоната кальция:



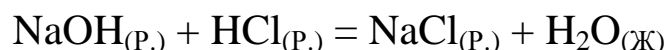
Реакции разложения являются обратными реакциям соединения и также могут протекать как с изменением степеней окисления, так и без изменения их.

Реакции, в которых участвуют одно простое и одно сложное вещества, при этом простое замещает часть сложного, относятся к типу замещения. Реакции замещения всегда являются окислительно-восстановительными: $\text{Fe}^0 + \text{Cu}^{2+}\text{SO}_4 = \text{Fe}^{+2}\text{SO}_4 + \text{Cu}^0$.

Без изменения степеней окисления протекают реакции обмена, в которых участвуют два сложных вещества, обменивающихся своими составными частями. Примером таких реакций являются реакции ионного обмена: $3\text{KOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 = \text{K}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$.

По фазовому составу реагирующей системы различают гомогенные и гетерогенные реакции.

В гомогенных реакциях реагирующие вещества находятся в одной фазе. Примером таких реакций могут служить реакции ионного обмена, например, нейтрализация кислоты и щелочи в растворе:



В гетерогенных реакциях реагенты находятся в разных фазах, реакционный процесс протекает на границе раздела фаз. Примером может служить реакция карбоната кальция с соляной кислотой:



4. КЛАССИФИКАЦИЯ СЛОЖНЫХ ВЕЩЕСТВ

Сложные вещества по своему составу подразделяются на бинарные соединения (соединения из атомов только двух элементов) и соединения, в составе которых содержатся атомы более двух элементов. Например, из ряда соединений, состав которых выра-

жаются формулами NaI , KNO_2 , AlN , CaH_2 , Na_2SO_3 , к бинарным относятся: CaH_2 , NaI , AlN .

По своему составу и свойствам неорганические вещества классифицируют на оксиды, основания, кислоты и соли.

Оксиды – сложные вещества, молекулы которых состоят из атомов кислорода и атомов какого – либо элемента (металла или неметалла). Примеры оксидов: SO_3 , CuO , H_2O , Fe_2O_3 , CO_2 .

Основания – сложные вещества, молекулы которых состоят из атомов металла и одной или нескольких гидроксильных групп OH .

Примеры оснований: KOH , Ca(OH)_2 , Al(OH)_3 , Fe(OH)_2

Кислоты – сложные вещества, молекулы которых содержат атомы водорода, способные замещаться атомами металла с образованием соли. Молекулы всех кислот построены однотипно: они состоят из атомов водорода и кислотных остатков.

Кислотные остатки – это атомы или группы атомов, которые остаются после полного или частичного замещения водорода в молекуле кислоты. Например, кислотный остаток хлороводородной кислоты HCl - Cl^- , сероводородной кислоты H_2S - HS^- , S^{2-} , угольной кислоты H_2CO_3 – HCO_3^- , CO_3^{2-} и др.

Соли – сложные вещества, молекулы которых всегда содержат атомы металла и атомы кислотного остатка. Соли можно рассматривать как продукт полного или частичного замещения атомов водорода в молекулах кислот атомами металлов, или гидроксильных групп в молекулах оснований на кислотные остатки.

Примеры солей: $\text{Ca(HCO}_3)_2$, $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$, FeCl_2 , K_2CO_3 , CuOHCl .

4.1 БИНАРНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ, ИХ НОМЕНКЛАТУРА. ОКСИДЫ (КЛАССИФИКАЦИЯ, НОМЕНКЛАТУРА)

К бинарным относятся соединения, в состав частиц которых входят атомы двух элементов. Состав бинарного соединения можно выразить общей формулой $\text{Э}'_m\text{Э}''_n$, где атом элемента ($\text{Э}''$) имеет отрицательную степень окисления. Названия бинарных соединений составляются из корня латинского названия электроотрицательного элемента ($\text{Э}''$) с окончанием "ид" и русского названия элемента $\text{Э}'$ ($\text{Э}'$ – элемент с положительной степенью окисления).

Если элемент (Э'), имеющий положительную степень окисления, может находиться в различных степенях окисления, то в скобках римскими цифрами указывается окислительное число (количественное выражение степени окисления).

Примеры бинарных соединений и их названия:

NaH – гидрид натрия

CaO – оксид кальция

CaF₂ – фторид кальция

NaI – иодид натрия

CrCl₃ – хлорид хрома (III)

Ca₃N₂ – нитрид кальция

CaC₂ – карбид кальция

SiC – карбид кремния (IV)

К бинарным соединениям относятся оксиды, в составе которых атомы кислорода имеют С.О., равную (-2): Al₂⁺³O₃⁻², Cr⁺⁶O₃⁻², C⁺⁴O₂⁻².

Названия оксидов составляют аналогично другим бинарным соединениям, например, CaO – оксид кальция, Al₂O₃ – оксид алюминия, CO₂ – оксид углерода (IV), CrO₃ – оксид хрома (VI).

При названии оксидов можно указывать греческими числительными (моно, ди, три, тетра) число атомов кислорода, приходящееся на один атом элемента в соединении, например, MnO – монооксид марганца, CO₂ – диоксид углерода, CrO₃ – триоксид хрома.

Оксиды подразделяются на несолеобразующие (NO, CO, SiO и др.) и солеобразующие. Последние объединяются в группы кислотных, основных и амфотерных оксидов. Все они способны образовывать соли при взаимодействии с кислотами или основаниями. Солеобразующим оксидам соответствуют соединения, называемые гидроксидами. Гидроксидами могут проявлять свойства, как оснований, так и кислот, так и амфотерных соединений. Например, CaO соответствует гидроксид (Ca(OH)₂), проявляющий свойства оснований, SO₂ соответствует гидроксид (H₂SO₃), проявляющий свойства кислоты, ZnO соответствует гидроксид (Zn(OH)₂), проявляющий амфотерные свойства.

Некоторые гидроксиды можно получить прямым взаимодействием оксидов с водой, например, K₂O + H₂O = 2KOH или SO₂ + H₂O = H₂SO₃.

Несолеобразующие (индифферентные) оксиды солей не образуют.

Основными называются оксиды металлов в низших степенях окисления обычно +1, +2, +3. Им соответствуют гидроксиды, являющиеся основаниями (табл. 2). Оксиды щелочных и щелочноземельных металлов взаимодействуют (растворяются) с водой с образованием оснований (растворимых в воде – щелочей). Например,



Основные оксиды остальных металлов не растворяются в воде и соответствующие им гидроксиды (основания) получают из солей реакцией обмена со щёлочью. Например, $\text{FeCl}_3 + 3\text{KOH} = \text{Fe(OH)}_3\downarrow + 3\text{KCl}$.

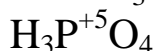
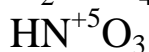
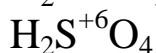
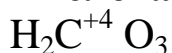
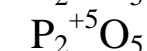
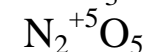
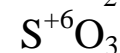
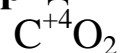
Таблица 2

Некоторые основные оксиды и соответствующие им основания

Оксид	Соответствующий гидроксид	Название
K_2O	KOH	Гидроксид калия
FeO	Fe(OH)_2	Гидроксид железа (II)
Al_2O_3	Al(OH)_3	Гидроксид алюминия

Кислотные оксиды (или ангидриды кислот)- это такие оксиды, которым соответствуют гидроксиды – кислоты. К ним относятся оксиды неметаллов (например, CO_2 , SO_3 , P_2O_5) и оксиды некоторых металлов в их высших степенях окисления (например, Cr^{+6}O_3 , $\text{V}^{+5}_2\text{O}_5$, $\text{Mn}^{+7}_2\text{O}_7$).

Кислотные оксиды можно рассматривать как продукты дегидратации кислот (ангидриды). Например:

Кислота**Ангидрид кислоты**

Таким образом, зная формулу кислотного оксида, можно легко вывести формулу соответствующей кислоты и наоборот, зная

формулу кислоты, можно написать формулу соответствующего ангидрида.

Амфотерные оксиды – такие оксиды, которые в зависимости от условий проявляют и основные, и кислотные свойства, т.е. могут взаимодействовать как с кислотами, так и с основаниями. К ним относятся оксиды цинка - ZnO , алюминия – Al_2O_3 , хрома (III) – Cr_2O_3 , марганца (IV) – MnO_2 и др. Амфотерные оксиды нужно запомнить!

ПРИМЕР 2. Какие из оксидов: P_2O_5 , CaO , Na_2O , Mn_2O_7 , Ni_2O_3 , ZnO , Al_2O_3 , SiO_2 - относятся к основным? К кислотным? К амфотерным? Запишите их названия.

ОТВЕТ: К основным оксидам относятся оксиды металлов при невысоких степенях окисления. Из приведенных оксидов основными являются: Na_2O (оксид натрия), Ni_2O_3 (оксид никеля (III)), FeO (оксид железа (II)).

К кислотным относятся: P_2O_5 (оксид фосфора (V)), Mn_2O_7 (оксид марганца (VII)), SiO_2 (оксид кремния (IV)), т.к. P_2O_5 и SiO_2 – это оксиды неметаллов, а Mn_2O_7 – оксид марганца в высшей С.О. (+7).

ZnO (оксид цинка) и Al_2O_3 (оксид алюминия) относятся к амфотерным.

4.2 КЛАССИФИКАЦИЯ И НОМЕНКЛАТУРА ОСНОВАНИЙ

Название основания строится следующим образом: сначала указывается слово «гидроксид», затем название металла на русском языке в родительном падеже и его валентность (если металл имеет переменную валентность). Например, $Cu(OH)_2$ – гидроксид меди (II).

Основания подразделяются на растворимые в воде (щёлочи) и нерастворимые в воде.

К растворимым в воде основаниям относятся гидроксиды щелочных и щелочно-земельных металлов и аммония. Например, $NaOH$, KOH , $Ca(OH)_2$, NH_4OH .

Нерастворимые основания составляют подавляющее большинство соединений данной группы веществ, например $\text{Cr}(\text{OH})_3$ - гидроксид хрома (III), $\text{Ni}(\text{OH})_2$ - гидроксид никеля (II).

Для некоторых гидроксидов приняты технические названия: едкий натр (гидроксид натрия) - NaOH , едкий кали (гидроксид калия) - KOH , едкий барий (гидроксид бария) – $\text{Ba}(\text{OH})_2$.

По кислотности (числу ионов OH^- , образующихся при полной диссоциации, или количеству ступеней диссоциации) основания подразделяют на **однокислотные** (при полной диссоциации образуется один ион OH^- ; одна ступень диссоциации), например, KOH , LiOH , и **многокислотные** (при полной диссоциации получается больше одного иона OH^- ; более одной ступени диссоциации). Среди многокислотных оснований различают **двухкислотные** (например, $\text{Sn}(\text{OH})_2$), **трёхкислотные** ($\text{Fe}(\text{OH})_3$) и **четырёхкислотные** ($\text{Th}(\text{OH})_4$) основания.

Выделяют группу гидроксидов, которые проявляют химическую двойственность. Они взаимодействуют как с основаниями, так и с кислотами. Их называют амфотерными гидроксидами ($\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Sn}(\text{OH})_2$, $\text{Pb}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$).

4.3 КИСЛОТЫ (КЛАССИФИКАЦИЯ, НОМЕНКЛАТУРА)

По составу кислоты делятся на кислородсодержащие и бескислородные. К бескислородным кислотам относятся такие кислоты, в молекулах которых не содержится кислород. Примеры бескислородных кислот: HCl – соляная кислота, или хлористоводородная; HF - плавиковая, или фтористоводородная; H_2S – сероводородная.

Свое название бескислородные кислоты получают от русского названия образующего кислоту элемента с прибавлением слова «водородная».

В кислородсодержащих кислотах в состав молекул входят атомы кислорода. Каждой кислородсодержащей кислоте соответствует кислотный оксид. Примеры кислородсодержащих кислот: H_2SO_4 , HNO_3 , H_2CrO_4 , H_2CO_3 .

Название кислородсодержащих кислот составляется от названия неметалла (кислотообразователя) с прибавлением окончания «ная» и реже «вая». Например, H_2CO_3 - угольная, H_2SiO_3 – кремневая.

Если же элемент, образующий кислоту, проявляет переменные С.О., то указанные окончания "ная" используются в названиях кислот, когда кислотообразующий элемент проявляет высшую С.О., например, H_2SO_4 – серная кислота. Если же элемент проявляет более низкую С.О., окончание в названии кислоты будет "истая". Например, H_2SO_3 – сернистая.

Наиболее часто встречающиеся кислоты представлены в таблице 3.

По основности (по числу ионов H^+ , образующихся при полной диссоциации, или количеству ступеней диссоциации) кислоты подразделяют на **одноосновные** (при полной диссоциации образуется один ион H^+ ; одна ступень диссоциации), например, HF , HNO_3 , HCl , CH_3COOH , и **многоосновные** (при полной диссоциации получается больше одного иона H^+ ; более одной ступени диссоциации). Среди многоосновных кислот различают **двухосновные** (например, H_2SO_4) и **трёхосновные** (H_3PO_4).

В кислородсодержащих кислотах в диссоциации участвуют только атомы водорода, соединённые с центральным атомом через кислород. Например, H_3PO_2 (фосфорноватистая кислота) является одноосновной, при её диссоциации образуется один катион водорода: $\text{H}_3\text{PO}_2 = \text{H}^+ + \text{H}_2\text{PO}_2^-$.

ПРИМЕР 3. Из перечисленных ниже формул выпишите формулы кислот: H_2CrO_4 , NaOH , H_3PO_4 , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, H_2SO_3 . Дайте названия этим кислотам. Укажите основность кислот, назовите ангидриды этих кислот.

ОТВЕТ: $\text{H}_2\text{Cr}^{+6}\text{O}_4$ – хромовая кислота, двухосновная, Cr^{+6}O_3 – ангидрид кислоты.

H_3PO_4 – ортофосфорная кислота, трехосновная, $\text{P}_2^{+5}\text{O}_5$ – ангидрид ортофосфорной кислоты.

$\text{H}_2\text{S}^{+4}\text{O}_3$ – сернистая кислота, двухосновная; S^{+4}O_2 – ангидрид сернистой кислоты.

4.4 СОЛИ (КЛАССИФИКАЦИЯ, НОМЕНКЛАТУРА)

Любая соль представляет собой продукт замещения атомов водорода в молекулах кислот атомами металлов, или гидроксильных групп в молекулах оснований на кислотные остатки.

Соли подразделяются на средние (нормальные), кислые (гидросоли), основные (гидроксосоли), двойные.

Средними называются такие соли, которые являются продуктами полного замещения атомов водорода кислоты металлом, или гидроксильных групп основания на кислотные остатки. Примеры средних солей: NaCl , CaSO_4 , $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$, $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$, FeS .

Кислыми называются такие соли, которые являются продуктами неполного замещения атомов водорода в кислоте атомами металла. Кислые соли образуют только многоосновные кислоты. Например, NaHCO_3 , $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, Na_2HPO_4 , KHS .

Одноосновные кислоты кислых солей не образуют.

Основными называют такие соли, в молекулах которых кроме металла и кислотного остатка, содержится одна или несколько гидроксильных групп. Основные соли можно рассматривать как продукт неполного замещения гидроксогрупп многокислотных оснований кислотными остатками. Например, CuOHCl – продукт замещения в двухкислотном основании $\text{Cu}(\text{OH})_2$ одной гидроксогруппы (OH^-) на кислотный остаток Cl^- ; AlOHSO_4 – продукт замещения в трехкислотном основании $\text{Al}(\text{OH})_3$ двух гидроксогрупп на кислотный остаток SO_4^{2-} .

Двойными называются такие соли, которые являются продуктами замещения атомов водорода в двух- или многоосновной кислотах атомами не одного металла, а двух различных. Например, $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$, $\text{MgCa}(\text{CO}_3)_2$.

По международной номенклатуре название соли каждой кислоты происходит от латинского названия кислотного остатка с окончанием "ат" (если солеобразующий элемент проявляет высшую С.О.), или "ит" (если - более низкую). Например, соли серной кислоты ($\text{H}_2\text{S}^{+6}\text{O}_4$) именуется сульфатами, сернистой ($\text{H}_2\text{S}^{+4}\text{O}_3$) - сульфитами, азотной (HN^{+5}O_3) – нитратами, (HN^{+3}O_2) – нитритами (табл. 3).

В соответствии с этим рассмотренные выше соли называются: CaSO_4 – сульфат кальция, $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ – нитрат алюминия.

Если металл соли имеет переменную валентность, то после названия металла указывается его валентность римскими цифрами, например, $\text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2$ – ортофосфат меди (II).

Название солей бескислородных кислот оканчиваются на "ид". Например, NaBr – бромид натрия, FeS – сульфид железа (II), SnCl₄ – хлорид олова (IV).

В названиях кислых солей к исходному названию средней соли добавляются частицы "би" или "гидро" – если один атом водорода содержится в составе соли, а если два атома – то "дигидро". Например, NaHCO₃ – гидрокарбонат натрия, Na₂HPO₄ – гидрофосфат натрия, NaH₂PO₄ – дигидрофосфат натрия.

Таблица 3

Соли часто встречающихся кислот

Название кислот	Формула кислоты	Название солей
азотная	HNO ₃	нитраты
азотистая	HNO ₂	нитриты
бромистоводородная	HBr	бромиды
иодистоводородная	HI	иодиды
кремниевая	H ₂ SiO ₃	силикаты
марганцевая	HMnO ₄	перманганаты
серная	H ₂ SO ₄	сульфаты
сернистая	H ₂ SO ₃	сульфиты
сероводородная	H ₂ S	сульфиды
Хлороводородная (соляная)	HCl	хлориды
угольная	H ₂ CO ₃	карбонаты
уксусная	CH ₃ COOH	ацетаты
фосфорная	H ₃ PO ₄	фосфаты
фосфористая	H ₃ PO ₃	фосфиты
Фтористоводородная (плавиковая)	HF	фториды
хлорноватистая	HClO	гипохлориты
хлорная	HClO ₄	перхлораты
хромовая	H ₂ CrO ₄	хроматы
дихромовая	H ₂ Cr ₂ O ₇	дихроматы

ПРИМЕР 4. Запишите формулы следующих солей: а) сульфата железа (III); б) гидрокарбоната магния; в) гидроксохлорида алюминия.

ОТВЕТ: Сульфатами называются соли серной кислоты, кислотный остаток её – SO_4^{2-} , ионы железа – трехзарядные (3+). В формуле соли общий заряд ионов металла должен быть равен общему заряду кислотных остатков. Значит формула сульфата железа (III) – $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$.

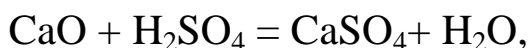
Гидрокарбонат магния – кислая соль угольной кислоты. В формулу карбоната магния входит ион магния с зарядом (+2) и однозарядный кислотный остаток угольной кислоты – HCO_3^- , поэтому ион магния может присоединять к себе два кислотных остатка HCO_3^- , отсюда формула соли – $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$.

Гидроксохлорид алюминия – основная соль, являющаяся продуктом замещения в гидроксиде алюминия ($\text{Al}(\text{OH})_3$) двух гидроксогрупп на однозарядный кислотный остаток (Cl^-), формула соли AlOHCl_2 .

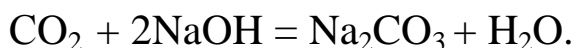
5. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ОСНОВНЫХ КЛАССОВ СОЕДИНЕНИЙ И ВЗАИМОСВЯЗЬ МЕЖДУ НИМИ

5.1 СВОЙСТВА ОКСИДОВ

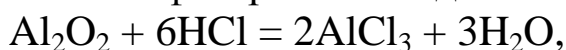
1. Важнейшим химическим свойством оксидов является их взаимодействие с кислотами и основаниями, приводящие к образованию солей. С кислотами взаимодействуют основные оксиды:



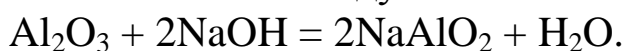
с основаниями — кислотные оксиды:



Амфотерные оксиды с кислотами ведут себя как основные



а с основаниями ведут себя как кислотные



2. Основные и кислотные оксиды способны взаимодействовать друг с другом с образованием солей. $\text{CaO} + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3$

5.2 СВОЙСТВА ОСНОВАНИЙ

1. Основания взаимодействуют с кислотами с образованием соли и воды (реакция нейтрализации):



2. Щелочи взаимодействуют с ангидридами кислот (кислотными оксидами):



3. Щелочи взаимодействуют с растворами различных солей (один из продуктов выпадает в осадок):



Этим путем можно получить трудно растворимые в воде основания.

4. Большинство нерастворимых оснований при нагревании разлагаются: $\text{Cu}(\text{OH})_2 = \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$.

Щелочи устойчивы к нагреванию.

5. Амфотерные гидроксиды взаимодействуют с кислотами (проявляя основные свойства, аналогично щелочам металлов с невысокой С.О. их атомов), $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{HCl} = \text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$,

а также со щелочами (проявляя кислотные свойства), продуктами взаимодействия в этом случае являются соли гидроксидов – кислот: $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} = \text{NaAlO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.

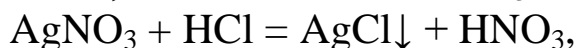
NaAlO_2 – соль метаалюминиевой кислоты (HAlO_2), отличающейся по составу от ортоалюминиевой кислоты (H_3AlO_3) на молекулу воды.

5.3 СВОЙСТВА КИСЛОТ

1. Кислоты взаимодействуют с основаниями (реакция нейтрализации): $2\text{HCl} + \text{Cu}(\text{OH})_2 = \text{CuCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.

2. Кислоты взаимодействуют с основными оксидами:
 $\text{MgO} + 2\text{HCl} = \text{MgCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

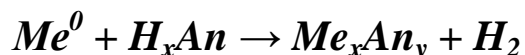
3. Кислоты взаимодействуют с солями, при условии, что один из продуктов будет или трудно растворимым, или слабым электролитом, или газом: $\text{CaCO}_3 + 2\text{HNO}_3 = \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$,



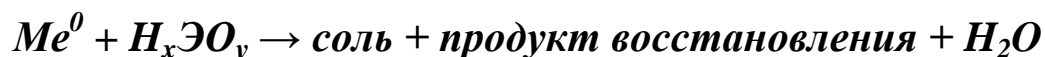


4. Кислоты взаимодействуют с металлами. При этом кислоты условно разделяют на две группы: кислоты-неокислители и кислоты-окислители.

Окислительное действие *кислот-неокислителей* осуществляется за счет ионов водорода. Схема процесса взаимодействия металла с кислотой-неокислителем (HCl, H₂SO₄разб.):



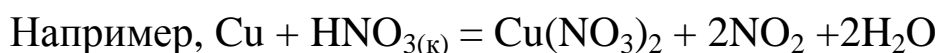
К *кислотам-окислителям* (окислительные свойства проявляет анион кислотного остатка) относятся HClO₃, HNO₃, H₂SO₄ (только концентрированная), царская водка (смесь соляной и азотной кислот). Схема процесса взаимодействия металла с кислотой-окислителем:



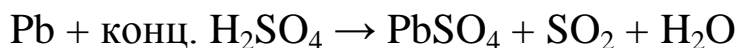
Состав продукта восстановления зависит от условий протекания реакции: от концентрации кислоты, степени чистоты металла, однородности его структуры, наличии примесей и т.п.

Как правило, для учебных целей, применяют следующие допущения:

Положение металлов в ряду напряжения	Кислота	Продукт восстановления
Li – Al	H ₂ SO ₄ (концентрированная)	H ₂ S
	HNO ₃ (концентрированная)	NO (N ₂ O)
	HNO ₃ (разбавленная)	NH ₃ (NH ₄ NO ₃)
Ti – H	H ₂ SO ₄ (концентрированная)	S
	HNO ₃ (концентрированная)	NO (N ₂ O)
	HNO ₃ (разбавленная)	N ₂
Ge - Au	H ₂ SO ₄ (концентрированная)	SO ₂
	HNO ₃ (концентрированная)	NO ₂
	HNO ₃ (разбавленная)	N ₂ O (NO)

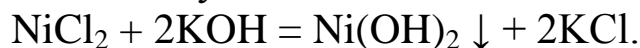


Концентрированные серная и азотная кислоты в обычных условиях (без нагревания) пассивируют железо, кобальт, никель, алюминий, хром, титан, свинец, т.е. на поверхности этих металлов образуется нерастворимая пленки продукта этого взаимодействия.

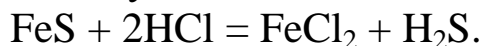


5.4 СВОЙСТВА СОЛЕЙ

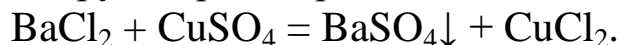
1. Соли взаимодействуют со щелочами:



2. Соли взаимодействуют с кислотами:



3. Соли взаимодействуют между собой при условии, что один из продуктов будет трудно растворимым:



4. Растворы солей взаимодействуют со свободными металлами, при этом более активный металл (стоящий в ряду напряжений левее) вытесняет металлы, стоящие правее в ряду напряжений (менее активные) из раствора их солей: $\text{Zn} + \text{CuSO}_4 = \text{ZnSO}_4 + \text{Cu}$.

Реакции взаимодействия солей со щелочами, кислотами, с солями относятся к реакциям обмена (реакции 1-3), реакция 4 – к реакциям замещения.

ПРИМЕР 5. Укажите к каким классам соединений относятся вещества HCl , CO_2 , Ca(OH)_2 , FeS , NO ; дайте им названия. Между какими из них возможны взаимодействия? Напишите уравнения реакций. К какому типу взаимодействия относятся эти реакции?

ОТВЕТ: Вещества CO_2 и NO – оксиды, CO_2 – оксид углерода (IV), NO – оксид азота (II); HCl – кислота, хлороводородная (соляная); Ca(OH)_2 – основание, гидроксид кальция; FeS – соль, сульфид железа (II).

Возможны взаимодействия:

а) $\text{FeS} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{S}$ – реакция обмена, реакция идет в направлении образования газообразного вещества (H_2S)

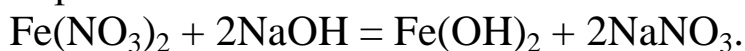
б) $\text{CO}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ – реакция ионного обмена, реакция идет в направлении образования труднорастворимого вещества CaCO_3

в) $2\text{HCl} + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ – реакция обмена (нейтрализации), идет с образованием малодиссоциирующих молекул воды.

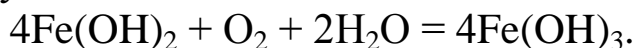
ПРИМЕР 6. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения: $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe}$. Укажите, к какому типу реакций относятся эти взаимодействия.

ОТВЕТ: При составлении уравнений реакций превращения необходимо опираться на свойства характерные для классов неорганических соединений.

1. Гидроксид железа (II) образуется при взаимодействии нитрат железа (II) с растворимым основанием, например, с гидроксидом натрия:



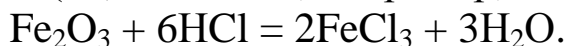
2. $\text{Fe}(\text{OH})_3$ образуется при окислении $\text{Fe}(\text{OH})_2$ кислородом в присутствии воды:



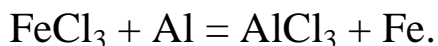
3. При прокаливании гидроксида железа (III) происходит его разложение на оксид железа (III) и воду:



4. Хлорид железа (III) можно получить, действуя на оксид железа (III) кислотой, например, соляной:



5. Металлическое железо можно получить, действуя на раствор хлорида железа (III) более активным металлом, например, алюминием:



6. ОСНОВНЫЕ СТЕХИОМЕТРИЧЕСКИЕ ЗАКОНЫ

В любых процессах всегда имеет место изменение энергии, а значит и изменение массы.

$$\Delta m = \Delta E/c^2,$$

где m - масса, c – скорость света в вакууме. $c = 3 \cdot 10^8$ м/сек.

В химических реакциях ΔE невелико (сотни кДж), а Δm очень мало и ей можно пренебречь. Поэтому в химических реакциях, как и во всех природных явлениях и процессах выполняется:

1). Закон сохранения массы: *масса веществ, вступающих в химическую реакцию, равна массе веществ, образовавшихся в результате реакции.*

Следует оговориться, что в ядерных процессах, где происходит расщепление атомных ядер, и в энергетике, где ΔE составляет млн. и млрд. кДж и Δm большое (ей нельзя пренебречь), закон сохранения массы не срабатывает.

На законе сохранения массы основаны изучение реакций между отдельными веществами и количественный химический анализ, без которого нельзя изучать состав сложных веществ.

2). Закон постоянства состава: *всякое чистое вещество независимо от способа его получения имеет постоянный качественный и количественный состав.*

Этот закон выполняется для газообразных и жидких веществ, но многие кристаллические вещества сохраняют свою структуру при переменном составе.

Как вытекает из закона постоянства состава, элементы взаимодействуют между собой в строго определенных количественных соотношениях.

Единицей количества вещества является моль.

Моль - количество вещества, содержащее столько структурных единиц (атомов, ионов, молекул и т.д.), сколько содержится атомов в 12,0 г изотопа углерода ^{12}C .

Масса одного моля вещества называется молярной массой и имеет единицу измерения г/моль.

Число молей вещества (ν) равно отношению массы вещества (m) к его молярной массе (M).

$$\nu = m/M$$

ПРИМЕР 7. Определите массу 5 моль оксида углерода (IV).

РЕШЕНИЕ: Определяем молярную массу CO_2 :

$$M(\text{CO}_2) = \text{Ar}(\text{C}) \cdot N(\text{C}) + \text{Ar}(\text{O}) \cdot N(\text{O}),$$

где A_r – относительная атомная масса элемента,

N – количество атомов элемента в соединении

$$M(\text{CO}_2) = 12 \cdot 1 + 16 \cdot 2 = 44 \text{ г/моль.}$$

Находим массу CO_2 , используя формулу:

$$m = M \cdot \nu, \quad m(\text{CO}_2) = 5 \text{ моль} \cdot 44 \text{ г/моль} = 220 \text{ г.}$$

ОТВЕТ: $m(\text{CO}_2) = 220 \text{ г.}$

3. Закон Авогадро (один из основных законов естествознания): в равных объемах любых газов при одинаковых условиях (p , T) содержится одинаковое число молекул.

Следствия:

1) При одинаковых условиях 1 моль любого газа занимает одинаковый объем.

2) При нормальных условиях (н.у.) 1 моль различных газов занимает объем 22,4 л, который называется молярным объемом (V_m).

Нормальные условия (н.у.): $T = 273\text{К}$, $p = 101,3 \text{ кПа} = 1 \text{ атм.}$

ПРИМЕР 8. Вычислить, какой объем (н.у.) займут 1,5 моля азота.

РЕШЕНИЕ: 1 моль азота занимает при н.у. 22,4 л. Следовательно, 1,5 моля займут объем $22,4 \cdot 1,5 = 33,6 \text{ л.}$

ОТВЕТ: $V = 33,6 \text{ л.}$

3) Один моль любого вещества содержит определенное число структурных единиц N_A (ионов, атомов и т.д.).

$$N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ (число Авогадро)}$$

ПРИМЕР 9. Сколько атомов содержится в 2 молях углерода?

РЕШЕНИЕ: 1 моль углерода содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ атомов. Следовательно, 2 моля углерода содержат $2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 12,04 \cdot 10^{23}$ атомов.

ОТВЕТ: $N = 12,04 \cdot 10^{23}$ атомов.

3) Молярная масса газа или пара равна произведению его плотности по отношению к любому другому газу на молярную массу последнего.

$$M_2 = Mr_1 \cdot d$$

где Mr_1 – молекулярная масса газа (1);
 Mr_2 – молекулярная масса газа (2);
 d – относительная плотность газа (1) по газу (2).

При этом под плотностью понимают отношение массы определенного объема данного газа к массе такого же объема другого газа, молярная масса которого известна.

$$d = m_2 / m_1 \quad \text{или} \quad d = Mr_2 / Mr_1,$$

где m_2 , m_1 – массы газов, занимающих одинаковые объёмы при одинаковых условиях

Mr_2 / Mr_1 – молекулярные массы газов.

ПРИМЕР 10. Определить молекулярную массу газа, если её плотность по водороду равна 16.

РЕШЕНИЕ: $Mr_{\text{газа}} = d_{\text{H}_2} \cdot Mr_{\text{H}_2} = 16 \cdot 2 = 32.$

ОТВЕТ: $Mr_{\text{газа}} = 32.$

4. В химических расчетах при необходимости осуществить переход от нормальных условий к реальным или обратно используется выражение объединенного газового закона:

$$\frac{P_0 \cdot V_0}{T_0} = \frac{P \cdot V}{T}$$

где P_0 , V_0 , T_0 – давление, объем и температура при н.у. ($T_0 = 273 \text{ К}$, $P_0 = 101,3 \text{ кПа}$, V_0 – вычисляются из формулы);

P , V , T – давление, объем и температура при соответствующих условиях.

Для любого газа количеством 1 моль величина $\frac{P_0 \cdot V_0}{T_0}$ одинакова. Она называется *универсальной газовой постоянной* **R**.

$$R = 8,314 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}.$$

Так как $\frac{P_0 \cdot V_0}{T_0} = R$, то для 1 моля любого газа **$P \cdot V = R \cdot T$** .

ПРИМЕР 11. При температуре 23°C и давлении 103308 Па газ занимает объем 250 л . Вычислить, какой объем займет газ при нормальных условиях.

РЕШЕНИЕ: Подставим известные величины в формулу объединенного газового закона, предварительно выразив данную температуру по шкале Кельвина ($273 + 23 = 296\text{ К}$):

$$V = (103308 \cdot 250 \cdot 273) / (296 \cdot 101325) = 235\text{ л}.$$

ОТВЕТ: $V = 235\text{ л}$.

5. В условиях, отличных от нормальных условий, объем любого газа может быть рассчитан из уравнения Менделеева-Клапейрона:

$$P \cdot V = \nu \cdot R \cdot T \quad \text{или} \quad P \cdot V = \frac{m \cdot R \cdot T}{M},$$

где $m/M = \nu$ – число молей вещества.

ПРИМЕР 12. Масса $0,344\text{ л}$ газа при температуре 42°C и давлении 102908 Па равна $0,866\text{ г}$. Вычислить молярную массу газа.

РЕШЕНИЕ: Подставив в уравнение Менделеева-Клапейрона известные величины и выразив данную температуру по шкале Кельвина ($42 + 273 = 315\text{ К}$), получаем:

$$M = \frac{m \cdot R \cdot T}{P \cdot V}, \quad M = (0,866 \cdot 8,134 \cdot 315) / (102908 \cdot 0,344) = 64\text{ г/моль}.$$

ОТВЕТ: $M = 64\text{ г/моль}$.

7. РАСЧЕТЫ ПО ХИМИЧЕСКИМ ФОРМУЛАМ И УРАВНЕНИЯМ

Формула химического соединения показывает, из каких элементов оно состоит и сколько атомов каждого элемента входит в состав молекулы соединения, а также соотношение между массами элементов, входящих в его состав.

ПРИМЕР 13. Вычислить массовую долю (%) элементов в молекуле H_2O .

РЕШЕНИЕ: Массовую долю (%) вычисляют по формуле:

$$\omega = \frac{Ar \cdot N}{Mr} \cdot 100\%,$$

где A_r – относительная атомная масса элемента,
 N – количество атомов элемента в соединении,
 M_r – относительная молекулярная масса соединения.

Молярная масса H_2O равна $1 \cdot 2 + 16 = 18$ г/моль. Из 18 грамм на долю кислорода приходится 16 грамм, а на долю водорода – 2 грамма. Следовательно, содержание кислорода составляет $16 \cdot 100/18 = 88,9\%$ и содержание водорода - $2 \cdot 100/18 = 11,1\%$.

Химическое уравнение – это запись химической реакции при помощи химических формул и символов. Оно характеризует как качественную сторону реакции (состав исходных веществ и продуктов реакции), так и количественную сторону (количественные соотношения между массами исходных веществ и продуктов реакции).

В химических уравнениях, согласно закону сохранения массы, масса веществ, вступающих в химическую реакцию, должна быть равна массе веществ, образовавшихся в результате реакции. Для того, чтобы количество атомов каждого элемента в левой и правой части уравнения было одинаково, для каждого вещества подбираются коэффициенты.

Например: $2HgO = 2Hg + O_2$

По уравнению химической реакции можно вычислить массу любого вещества, указанного в уравнении реакции, если известна масса одного из реагирующих веществ.

ПРИМЕР 14. Рассчитайте, сколько граммов цинка необходимо для реакции с раствором серной кислоты, содержащим 24,5 г H_2SO_4 .

РЕШЕНИЕ: Из уравнения реакции $Zn + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2$ видно, что 1 моль цинка ($M_{Zn}=65,4$ г/моль) реагирует с 1 моль H_2SO_4 ($M_{H_2SO_4}=98$ г/моль).

Составим пропорцию:

	65,4 г Zn	—	98 г H_2SO_4
	x г Zn	—	24,5 г H_2SO_4

Отсюда, $x = 65,4 \cdot 24,5/98 = 16,35$ г.

ОТВЕТ: $m(Zn) = 16,35$ г.

Химическое уравнение позволяет также вычислять объемы газообразных веществ, участвующих в реакции.

ПРИМЕР 15. Вычислить, сколько литров водорода (н.у.) получится при растворении в избытке серной кислоты 3,27 г цинка.

РЕШЕНИЕ: Из уравнения $Zn + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2$ следует, что 65,4 г Zn вытесняют из серной кислоты 2 г или 22,4 л водорода.

Составим пропорцию: 65,4 г Zn — 22,4 л H_2

3,27 г Zn — х л H_2

Отсюда, $x = 22,4 \cdot 3,27 / 65,4 = 1,12$ л

ОТВЕТ: $V(H_2) = 1,12$ л.

ПРИМЕР 16. Какая масса меди может быть получена при восстановлении водородом концентрата руды массой 225 г, содержащего оксид меди (II) и невосстанавливающиеся примеси, массовая доля которых равна 25%, если выход от теоретического составляет 87%?

РЕШЕНИЕ: 1. Находим массу чистого оксид меди (II):

$$\omega(CuO) = \frac{m(CuO)}{m(руды)} \cdot 100\%, \quad m(CuO) = \frac{m(руды)}{100\%} \cdot \omega(CuO),$$

где $\omega(CuO)$ – массовая доля чистого оксид меди (II),

$\omega(CuO) = 100\% - \omega(\text{примесей})$, $\omega(CuO) = 100 - 25 = 75\%$.

$m(CuO) = 225 \cdot 75 / 100 = 168,75$ г.

2. Находим массу теоретически возможную массу меди. Из уравнения $CuO + H_2 = Cu + H_2O$ следует, что при восстановлении 1 моль или 80 г CuO ($M = 80$ г/моль) образуется 1 моль или 64 г ($M = 64$ г/моль) Cu .

Составим пропорцию: 80г CuO ————— 64 г Cu
168,75 г CuO ————— х г Cu .

Отсюда, $x = 168,75 \cdot 64 / 80 = 135$ г Cu .

3. Находим массу меди, полученную практически.

$m_{\text{ПРАКТ.}}(Cu) = m_{\text{ТЕОР.}} \cdot \omega(\text{выход}) / 100\%$,

$m_{\text{ПРАКТ.}}(Cu) = 135 \cdot 87 / 100 = 117,45$ г.

ОТВЕТ: $m_{\text{ПРАКТ.}}(Cu) = 117,45$ г.

ВОПРОСЫ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ ПОДГОТОВКИ

1. Понятие о простых и сложных веществах.
2. Что показывает химическая формула соединения? Как вычислить процентное содержание элементов в соединениях?
3. Что такое "степень окисления" и "валентность" элемента?
4. Какие основные классы неорганических соединений вам известны?
5. Оксиды (понятие). Номенклатура. Составление формул оксидов. Характер оксидов. Химические свойства.
6. Основания (понятие). Кислотность оснований. Номенклатура. Составление формул. Химические свойства.
7. Кислоты (понятие). Кислородсодержащие и бескислородные кислоты. Номенклатура. Составление формул кислот. Химические свойства.
8. Соли (понятие). Соли: средние, кислые, основные. Номенклатура. Составление формул. Химические свойства.
9. Какова взаимосвязь между основными классами неорганических соединений?
10. Каковы основные типы химических реакций? На каком законе основано составление уравнений химических реакций?
11. Какие основные законы соблюдаются при протекании химических реакций?
12. Что является единицей количества вещества?
13. Какими параметрами характеризуется газовое состояние вещества?
14. Какие условия для газов считаются нормальными?
15. Какова формулировка закона Авогадро и следствий из него?
16. Какую информацию можно извлечь из формулы химического соединения?
17. Что представляет собой химическое уравнение и какую информацию оно позволяет получить?

БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: учебное пособие. - М.: Интеграл-Пресс, 2008.

2. Габриелян О.С. Химия в тестах, задачах и упражнениях: учебное пособие. – М.: Академия, 2006.
3. Кузьменко Н.Е., Ерёмин В.В. 2500 задач по химии с решениями для поступающих в вузы: учебное пособие. – М.: Экзамен, 2006.
4. Хомченко Г.П. Пособие по химии для поступающих в вузы. М.: Новая волна, 2009.
5. Хомченко И.Г. Общая химия. Сборник задач и упражнений: учебное пособие. - М.: Новая волна, 2007.

ИНДИВИДУАЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ

Задание 1

Укажите названия соединений, определите степени окисления элементов в соединениях.

Вариант	Вещества
А	Cr_2O_3 , CoCl_2 , H_2SO_3 , $\text{Fe}(\text{OH})_3$
Б	H_2S , Al_2O_3 , CuOHCl , LiOH
В	$\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$, ZnO , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, HNO_2
Г	V_2O_5 , NaHSiO_3 , $\text{Mn}(\text{OH})_2$, PH_3
Д	HF , Co_2O_3 , AlOHSO_4 , $\text{Sn}(\text{OH})_2$
Е	$\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, CO_2 , H_3BO_3
Ж	SO_2 , Ag_2SO_4 , $\text{Ni}(\text{OH})_2$, H_3PO_4
З	AlOHSO_4 , SnO , $\text{Mn}(\text{OH})_2$, H_3PO_3
И	HClO_4 , NaHS , KOH , SiO_2
К	P_2O_5 , CuOH , KHSO_3 , HClO_3
Л	H_2SiO_3 , Mn_2O_7 , $\text{Cr}(\text{NO}_2)_3$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$
М	H_2CO_3 , Na_2HPO_4 , WO_3 , $\text{Pb}(\text{OH})_4$
Н	CrO_3 , $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$, NH_3 , HNO_3
О	ZnO , NaH_2PO_4 , H_2SO_4 , $\text{Ni}(\text{OH})_2$
П	H_2S , Al_2O_3 , NiOHCl , NaOH
Р	$\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$, Cr_2O_3 , HCrO_4
С	Mn_2O_7 , FePO_4 , HNO_3 , $\text{Zn}(\text{OH})_2$
Т	$\text{Ti}(\text{OH})_4$, SO_3 , $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, H_2SeO_4
У	H_2SiO_3 , FeOHNO_2 , CO_2 , AgOH
Ф	SO_2 , $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, $\text{Ni}(\text{OH})_2$, HMnO_4

Задание 2

Запишите формулы следующих соединений. К какому классу они относятся (для оксидов укажите, какой оксид - кислотный, основной или амфотерный; для солей – средняя, кислая, основная)?

а) гидросульфат алюминия, хлороводородная кислота, гидроксид марганца (II), оксид кремния (IV)

б) гидроксид меди (II), кремниевая кислота, гидрокарбонат хрома (III), оксид азота (I);

в) серная кислота, гидрокарбонат натрия, оксид марганца (VII);

г) гидроксохлорид магния, сернистая кислота, оксид хрома (II), гидроксид олова (II);

д) ортофосфорная кислота, перманганат калия, гидроксид никеля (II), оксид серы (IV);

е) дигидроортофосфат натрия, оксид цинка (II), азотистая кислота, гидроксид свинца (II);

ж) угольная кислота, гидрокарбонат меди (II), оксид марганца (III), гидроксид серебра;

з) гидросульфид калия, гидроксид натрия, оксид олова (IV), бромоводородная кислота;

и) фтороводородная кислота, оксид магния, гидроксонитрат кальция, гидроксид аммония;

к) дигидрокарбонат алюминия, сероводородная кислота, оксид марганца (II), гидроксид лития;

л) дигидрохлорид железа (III), гидроксид хрома (III), оксид натрия, хлорная кислота;

м) гидроксид алюминия, борная кислота, дигидроортофосфат бария, оксид азота (IV);

н) гидроксид олова (II), оксид бария, гидросиликат калия, сернистая кислота;

о) гидроксокарбонат меди, серная кислота, гидроксид железа (III), оксид марганца (VII);

п) оксид меди (II), азотистая кислота, гидросульфит хрома (III), гидроксид кадмия;

р) сероводородная кислота, гидрокарбонат кобальта, гидроксид хрома (II), оксид висмута (III);

- с) гидросульфид натрия, хромовая кислота, оксид мышьяка (V), гидроксид кобальта (III);
- т) ортофосфорная кислота, нитрит бария, гидроксид меди (I), оксид ванадия (V);
- у) гидроксид лития, оксид бериллия, гидросульфат серебра, марганцевая кислота;
- ф) оксид хлора (VII), угольная кислота, гидроксид молибдена (III), гидроксохлорид меди (II);

Задание 3

- а) Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения: калий \rightarrow гидроксид калия \rightarrow гидрокарбонат калия \rightarrow карбонат калия \rightarrow сульфат калия. К каким типам относятся составленные уравнения реакций?
- б) Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения: хлорид железа (II) \rightarrow гидроксид железа (II) \rightarrow сульфат железа (II) \rightarrow железо \rightarrow хлорид железа (II). К каким типам относятся составленные уравнения реакций?
- в) Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения: фосфор \rightarrow оксид фосфора (V) \rightarrow ортофосфорная кислота \rightarrow ортофосфат натрия \rightarrow ортофосфат кальция. К каким типам относятся составленные уравнения реакций?
- г) Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения: азот \rightarrow аммиак \rightarrow сульфат аммония \rightarrow хлорид аммония \rightarrow аммиак \rightarrow нитрат аммония. К каким типам относятся составленные уравнения реакций?
- д) Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения: бромид калия \rightarrow бром \rightarrow бромоводородная кислота \rightarrow бромид натрия \rightarrow бромид серебра. К каким типам относятся составленные уравнения реакций?
- е) Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения: сера \rightarrow сульфид железа (II) \rightarrow сероводородная кислота \rightarrow гидросульфид калия \rightarrow сульфид калия \rightarrow сероводородная кислота. К каким типам относятся составленные уравнения реакций?
- ж) Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения: сера \rightarrow диоксид серы \rightarrow сульфит на-

трия \rightarrow гидросульфит натрия \rightarrow сульфит кальция \rightarrow нитрат кальция. К каким типам относятся составленные уравнения реакций?

з) Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения: кальций \rightarrow гидрид кальция \rightarrow гидроксид кальция \rightarrow гидрокарбонат кальция \rightarrow карбонат кальция \rightarrow хлорид кальция. К каким типам относятся составленные уравнения реакций?

и) Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения: олово \rightarrow хлорид олова (II) \rightarrow гидроксохлорид олова (II) \rightarrow гидроксид олова (II) \rightarrow нитрат олова (II) \rightarrow оксид азота (IV). К каким типам относятся составленные уравнения реакций?

к) Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения: медь \rightarrow оксид меди (II) \rightarrow хлорид меди (II) \rightarrow гидроксид меди (II) \rightarrow сульфат меди (II) \rightarrow медь. К каким типам относятся составленные уравнения реакций?

л) Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения: цинк \rightarrow сульфид цинка \rightarrow сероводород \rightarrow сера \rightarrow оксид серы (IV) \rightarrow оксид серы (VI). К каким типам относятся составленные уравнения реакций?

м) Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения: оксид серы (IV) \rightarrow сульфит натрия \rightarrow гидросульфит натрия \rightarrow сульфит натрия \rightarrow хлорид натрия \rightarrow хлорид серебра. К каким типам относятся составленные уравнения реакций?

н) Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения: азот \rightarrow оксид азота (II) \rightarrow оксид азота (IV) \rightarrow азотная кислота \rightarrow нитрат серебра \rightarrow иодид серебра. К каким типам относятся составленные уравнения реакций?

о) Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения: оксид углерода (II) \rightarrow оксид углерода (IV) \rightarrow карбонат кальция \rightarrow оксид кальция \rightarrow гидроксид кальция \rightarrow хлорид кальция. К каким типам относятся составленные уравнения реакций?

п) Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения: калий \rightarrow гидроксид калия \rightarrow карбонат

калия → гидрокарбонат калия → хлорид калия → хлорид серебра. К каким типам относятся составленные уравнения реакций?

р) Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения: алюминий → сульфат алюминия → гидроксид алюминия → оксид алюминия → алюминат натрия → хлорид алюминия. К каким типам относятся составленные уравнения реакций?

с) Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения: кремний → диоксид кремния → силикат натрия → гидросиликат натрия → кремниевая кислота → диоксид кремния. К каким типам относятся составленные уравнения реакций?

г) Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения: железо → оксид железа (II) → оксид железа (III) → хлорид железа (III) → гидроксид железа (III) → вода. К каким типам относятся составленные уравнения реакций?

у) Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения: сульфат хрома (II) → гидрокосульфат хрома (II) → гидроксид хрома (II) → гидроксид хрома (III) → хромит калия → хлорид калия. К каким типам относятся составленные уравнения реакций?

ф) Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения: хлорид бария → хлорид никеля (II) → гидроксид никеля (II) → нитрат никеля (II) → никель → сульфат никеля (II). К каким типам относятся составленные уравнения реакций?

Задание 4

а) Плотность газа по кислороду 0,875. Вычислить молекулярную массу газа.

б) Вычислить молекулярную массу газа, если относительная плотность его по воздуху равна 1,45 ($M_{\text{воздуха}} = 29$).

в) Вычислить, какой объем (н.у.) займет 1 г водорода.

г) Вычислить массу (н.у.) 1 л оксида углерода (II).

д) Масса 87 мл паров некоторого вещества при температуре 62°C и давлении 1010451 Па равна 0,24 г. Вычислить его молярную массу.

е) Масса 0,25 л газа (н.у.) равна 0,49. Вычислить молекулярную массу газа.

- ж)** Вычислить, во сколько раз оксид серы (IV) тяжелее воздуха ($M_{\text{воздуха}} = 29$).
- з)** Рассчитайте, какой объем (н.у.) занимают $3,01 \cdot 10^{22}$ молекул кислорода
- и)** Вычислить, в какой руде выше содержание железа: Fe_2O_3 , FeS , FeCO_3 .
- к)** Определите формулу оксида азота, для которого относительная плотность по воздуху ($M_{\text{воздуха}} = 29$) равна 1,586:
- л)** Рассчитайте массу (в граммах) 11,2л (н.у.) хлороводорода.
- м)** Вычислите, сколько молекул содержится в 3,36л (н.у.) азота.
- н)** В какой из указанных порций вещества при н.у. содержится наибольшее число молекул: в 2 моль N_2 или в 44,8 л H_2 ?
- о)** Определите относительную молекулярную массу газа с плотностью по воздуху 0,587 ($M_{\text{воздуха}} = 29$).
- п)** Рассчитайте, сколько молекул содержится в 1,00мл водорода (н.у.).
- р)** Привести к нормальным условиям 608 мл газа, имеющего температуру 91°C и давление 97309 Па.
- с)** Вычислите молярную массу газа (г/моль), если 16г его занимают объем 5,6л (н.у.).
- т)** Рассчитайте массу атомов серы в оксиде серы (IV) массой 24 г.
- у)** Вычислить объем, занимаемый 7 г оксида углерода (II) при температуре 7°C и давлении 103974 Па.
- ф)** Рассчитать, сколько граммов кислорода содержится в 16 г оксида серы (IV).

Задание 5

- а)** Для получения в лаборатории CO_2 по реакции $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$ было взято 50 г мрамора, содержащего 96% CaCO_3 . Сколько литров CO_2 (н.у.) при этом получится?
- б)** Определите, сколько железа можно получить из 1 т железной руды, содержащей 92% (по массе) Fe_2O_3 .
- в)** При сжигании 3 кг каменного угля получилось $5,3 \text{ м}^3$ диоксида углерода (н.у.). Сколько процентов углерода по массе содержал уголь?
- г)** Карбонат кальция при нагревании разлагается на оксид кальция и диоксид углерода. Вычислить, какое количество известняка, со-

держашего 90% по массе карбоната кальция, потребуется для получения 7 т оксида кальция.

д) При термическом разложении карбоната кальция получено 44,8 л углекислого газа (н.у.). Сколько карбоната кальция при этом израсходовано?

е) Сколько литров водорода (н.у.) потребуется для восстановления до металла 120 г MoO_3 ? Сколько граммов металла при этом получится.

ж) Сколько чугуна, содержащего 94% железа, можно получить из 1000 т оксида железа (III), содержащего 20% пустой породы?

з) При производстве серной кислоты контактным методом из 14 т колчедана FeS_2 , содержащего 42,4% серы, получено 18 т серной кислоты. Вычислить процент выхода от теоретического.

и) Для получения гидрофосфата кальция было взято 49 кг H_3PO_4 . сколько потребовалось сухого Ca(OH)_2 , содержащего 2% примесей?

к) Вычислить, сколько кубических метров углекислого газа (н.у.) можно получить из 1 т известняка, содержащего 92% CaCO_3 .

л) В избытке соляной кислоты растворили магний массой 6 г и цинк массой 6,5 г. Какой объем водорода выделится при этом (н.у.)?

м) Какой объем оксида серы (IV) (н. у.) надо взять для реакции окисления кислородом, чтобы получить оксид серы (VI) массой 20г, если выход продукта равен 80%?

н) Какая масса вольфрама может быть получена при восстановлении водородом концентрата руды массой 145 г, содержащего оксид вольфрама (VI) и невосстанавливающиеся примеси, массовая доля которых равна 20%?

о) Какой минимальный объем водорода (н. у.) потребуется для восстановления водородом концентрата руды массой 140 г, содержащего оксид вольфрама (VI) и невосстанавливающиеся примеси, массовая доля которых равна 15%?

п) При пропускании сероводорода объемом 2,8 л (н. у.) через избыток раствора сульфата меди (II) образовался осадок массой 11,4г. Определите выход продукта реакции.

р) Оксид углерода (IV), полученный при сжигании угля массой 50г, пропустили через раствор гидроксида бария. Какая масса

осадка образовалась, если массовая доля углерода в угле составляет 96%?

с) Песок массой 2 кг сплавили с избытком гидроксида калия, массовая доля оксида кремния (IV) в песке равна 90%. Определите массу образовавшегося силиката калия.

т) 1800 г оксида кремния (IV) сплавили с избытком гидроксида калия, получив в результате реакции силикат калия массой 3,82 кг. Определите выход продукта реакции.

у) Какие массы металлического натрия и брома потребуются для получения бромида натрия массой 5,15 г?

ф) Вычислить массу азота, образовавшегося при разложении 1 кг нитрита аммония ($\text{NH}_4\text{NO}_2 = \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$). Какой объём при н.у. будет занимать этот азот?