

ВВЕДЕНИЕ

Все вещества – это соединения химических элементов, представляющих собой определенные типы атомов, которых в настоящее время известно 107. Различные соединения отличаются друг от друга элементарным составом, взаимным расположением атомов, а также общим числом атомов в молекуле. Химические превращения заключаются в том, что из молекул веществ посредством их расщеплений и новых соединений и перегруппировок входящих в их состав атомов образуются молекулы новых веществ.

Язык химии – формулы вещества и уравнения химических реакций. В формуле вещества закодирована информация о составе, структуре, реакционной способности этого вещества. Из уравнения реакции можно получить информацию о химическом процессе и его параметрах. Научиться расшифровывать эту информацию – важная задача изучения теоретических основ основных законов и понятий курса общей химии.

Раздел «Основные химические понятия и законы химии. Классы неорганических соединений», рассматриваемые в данном пособии, в учебном плане по общей химии на всех факультетах технического профиля БелГУТа включает лекции, практическое занятие (2 часа), на котором осваивается методика расчета эквивалентных масс всех классов неорганических соединений с использованием закона эквивалентов, лабораторную работу (2 часа), посвященную экспериментальному определению эквивалентной массы металла методом вытеснения водорода; индивидуальные задания для самостоятельного выполнения, а также решение задач контрольной работы №1.

Полностью отвечая учебному плану, пособие содержит теоретические обобщения по фундаментальным законам химии, методическое описание экспериментальной работы, индивидуальные задания для самостоятельной работы студентов, примеры расчетов заданий различных вариантов, перечень учебной литературы по теме «Основные химические понятия и законы».

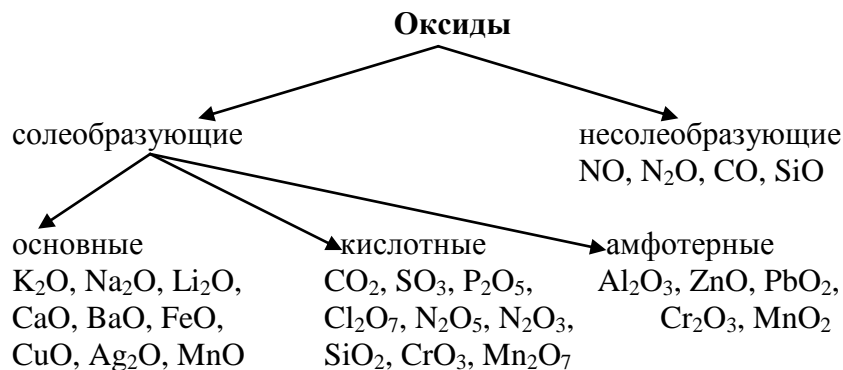
1 КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Исходя из состава молекул все вещества делятся на простые и сложные. Простые вещества состоят из одного элемента, в состав сложных входят два или более элементов. Простые вещества, в свою очередь делятся на металлы и неметаллы (металлоиды). Сложные вещества делят на органические и неорганические. Органическими принято называть углеводороды и их производные. Неорганические – разделяются на классы; таким образом, существует 4 основных класса неорганических соединений: оксиды, основания (гидроксиды), кислоты, соли.

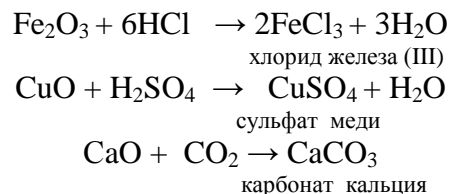
Оксиды – сложные вещества, состоящие из двух элементов, один из которых кислород в степени окисления «– 2». В молекулах оксидов атомы кислорода и связанного с ним элемента находятся в таком количестве, что их валентности взаимно насыщены. По функциональным признакам оксиды подразделяются на солеобразующие и несолеобразующие (безразличные). К последним относятся такие, которые не образуют ни кислот, ни оснований.

Солеобразующие оксиды подразделяются на основные, кислотные, амфотерные.

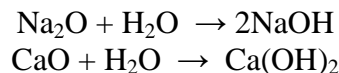
Элементы, обладающие постоянной валентностью, образуют оксиды только одной из перечисленных групп (основные, кислотные, амфотерные). Элементы, проявляющие переменную валентность, могут образовывать различные оксиды.



Основными называются оксиды, взаимодействующие с кислотами (или кислотными оксидами) образуя соль и воду:



Соединения оксидов с водой относятся к классу соответствующих оснований

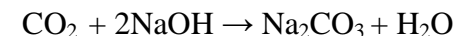


Основные оксиды образуются металлами. С основаниями основные оксиды не взаимодействуют.

Номенклатура: в названиях оксидов вначале указывают слово «оксид», а затем в родительском падеже название второго элемента: BaO – оксид бария; Na₂O – оксид натрия.

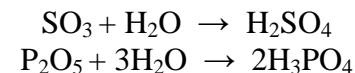
Если элемент, образующий оксид, имеет переменную валентность, то после названия элемента римской цифрой указывают его валентность: P₂O₅ – оксид фосфора (V), Fe₂O₃ – оксид железа (III).

Кислотными оксидами называются такие, которые при взаимодействии с основаниями (или оксидами) образуют соль и воду:



Для кислотных оксидов употребляется еще название ангидрид (что означает «безводный»).

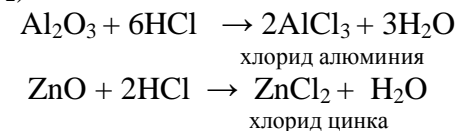
Присоединяя воду, кислотные оксиды образуют кислоты:



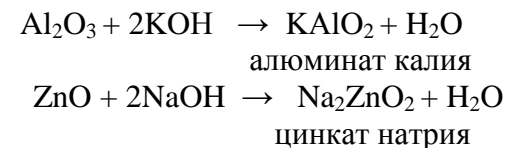
Кислотные оксиды образуются неметаллами (например, N₂O₅ – азотный ангидрид, CO₂ – угольный ангидрид, SO₂ – сернистый ангидрид), а также некоторыми металлами, когда они проявляют высокую валентность (например, CrO₃ – хромовый ангидрид, Mn₂O₇ – марганцовый ангидрид).

С кислотными оксиды обычно не реагируют.

Амфотерные оксиды. Это такие оксиды, которые в зависимости от условий проявляют основные и кислотные свойства, то есть при взаимодействии с кислотами ведут себя как основные оксиды, им соответствуют основания (Al₂O₃ – Al(OH)₃; ZnO – Zn(OH)₂):



а при взаимодействии с основаниями – как кислотные оксиды, им соответствуют кислоты: (Al₂O₃ – HAlO₂, ZnO – H₂ZnO₂):

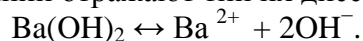


Не все амфотерные оксиды в одинаковой степени взаимодействуют с основаниями и кислотами. У одних более выражены основные свойства (Fe_2O_3), у других кислотные ().

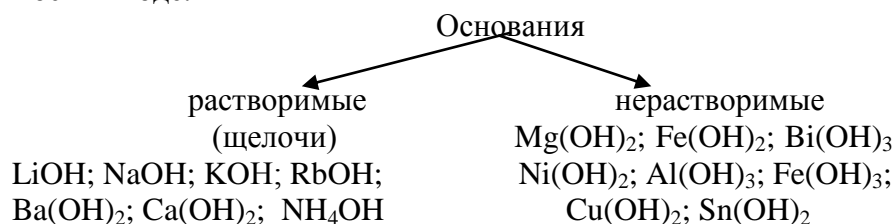
Основаниями называются сложные вещества, состоящие из металла и одной или нескольких гидроксильных групп (OH).

Гидроксильные группы одновалентны, поэтому их число в молекуле основания численно равно валентности металла, входящего в состав основания: KOH; $\text{Ca}(\text{OH})_2$; $\text{Al}(\text{OH})_3$.

Формулы оснований отражают тип их диссоциации:

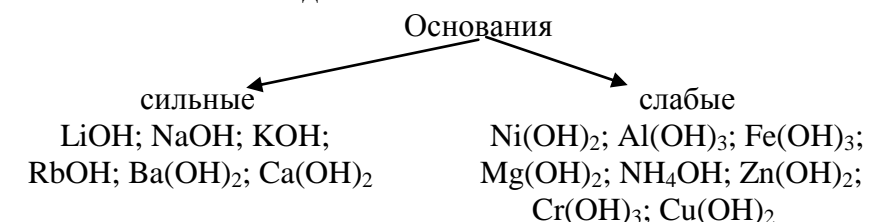


В основу классификации оснований положена их растворимость в воде.

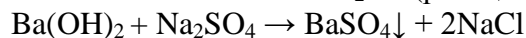


Растворимые в воде основания называются щелочами. Щелочи дают щелочные и щелочноземельные металлы. Концентрированные растворы щелочей называют едкими щелочами, например: KOH – едкое кали; NaOH – едкий натр; $\text{Ba}(\text{OH})_2$ – едкий барий.

По силе основания делятся на:



Общие свойства оснований (окрашивание индикатора, взаимодействие с кислотами и солями) обусловлены наличием в их растворах ионов гидроксидов:

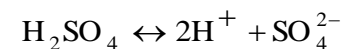
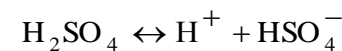


Лакмус окрашивает в синий цвет.

Номенклатура. Названия оснований образуются так же, как и оксидов. $\text{Ca}(\text{OH})_2$ – гидроксид кальция, $\text{Fe}(\text{OH})_2$ – гидроксид железа (II), $\text{Fe}(\text{OH})_3$ – гидроксид железа (III)

Кислоты – сложные вещества, состоящие из кислотных остатков, к которым присоединены атомы водорода, способные замещаться на атомы металла.

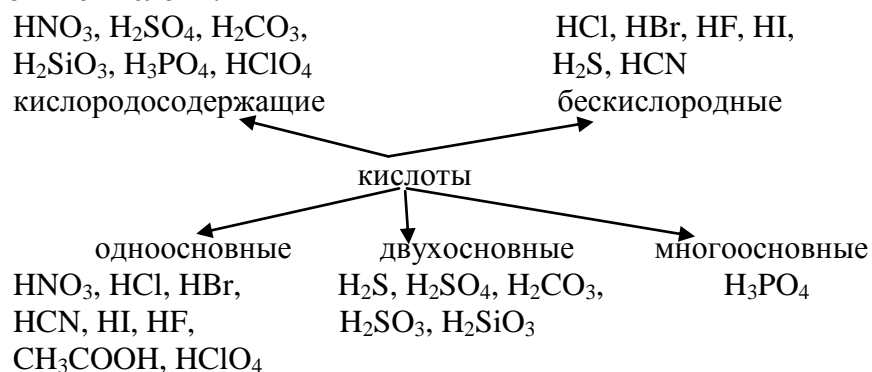
Кислотные остатки – это группы атомов (а иногда и один атом), связанные в молекуле кислоты с атомами водорода, способными замещаться атомами металла. Кислотные остатки входят в состав молекул кислот и солей и обычно сохраняются в реакциях как единое целое. Валентность кислотного остатка равна числу атомов водорода, с которым соединен кислотный остаток в молекуле кислоты. Например: H_2SO_4 дает два кислотных остатка:



а HNO_3 – один кислотный остаток $\text{HNO}_3 \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$.

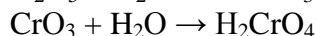
Кислоты классифицируют по составу на кислородсодержащие и бескислородные.

В зависимости от числа атомов водорода в молекуле кислоты, способных замещаться на металл, различают одно- и многоосновные кислоты.



Основность кислоты равна числу атомов водорода в молекуле.

Кислородсодержащим кислотам соответствуют сложные по составу кислотные остатки, т.е. их можно представить как продукт взаимодействия кислотного оксида – ангидрида с водой:



Бескислородным – соответствуют простые остатки:



Бескислородные кислоты ангидридов не имеют.

По силе классификации кислоты

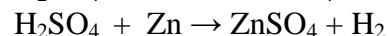
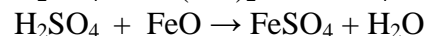
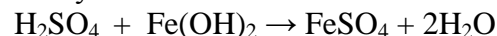
← сильные

→ слабые

H_2SO_4 , HClO_4 , HNO_3 , HCl ,
 HBr , HI

H_2SO_3 , H_2S , H_2CO_3 , HF ,
 H_2SiO_3 , HCN , H_3PO_4 , HClO ,
 CH_3COOH

Кислоты в водном растворе имеют кислый вкус. В растворах кислот лакмус окрашивается в красный цвет. Наиболее общее свойство кислот – способность взаимодействовать с основаниями (реакции нейтрализации), основными оксидами и металлами с получением солей:



Номенклатура. Название получают от названия образующей кислоты элемента (кислотообразователя) с прибавлением окончаний «ная», «вая»:

H_2CO_3 – угольная; H_2SiO_3 – кремниевая; HNO_3 – азотная

если элемент проявляет низшую валентность, окончание будет «истая»: HNO_2 – азотистая; H_2SO_3 – сернистая;

Название бескислородных кислот имеет окончание «водород»:

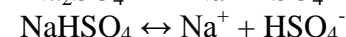
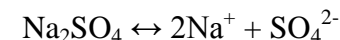
HCl – хлороводород (соляная);

HF – фтороводород (плавиковая);

HCN – циановодород (синильная).

Соли – сложные вещества, состоящие из кислотных остатков и атомов металлов или других более сложных атомных группировок.

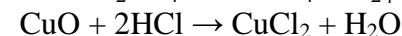
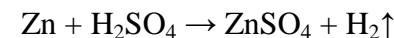
Соли можно рассматривать как продукт полного или частичного замещения атомов водорода в молекуле кислоты на металл или же продукт полного или частичного замещения гидроксильных групп в основании на кислотный остаток. Например, из H_2SO_4 – серной кислоты можно получить две соли Na_2SO_4 (продукт полного замещения водорода на атомы натрия) и NaHSO_4 (продукт частичного замещения атомов водорода).



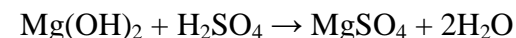
В зависимости от состава различают соли:

- двойные: $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$, NaKCO_3 ;
- комплексные: $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$;
- средние (нормальные): MgSO_4 , KNO_3 , CaCO_3 , $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$;
- кислые: NaH_2PO_4 , $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$;
- основные: AlOHSO_4 , MgOHCl , $(\text{ZnOH})_2\text{SO}_4$.

Средние соли следует рассматривать как продукт полного замещения атомов водорода в молекуле кислоты на атом металла.



1 моль 1 моль



сульфат магния

Средние соли не содержат при атоме металла ни групп OH^- , ни атомов водорода.

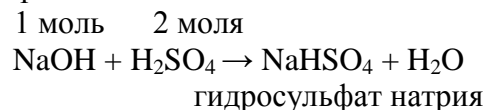
Название средней соли строят из названия аниона в именительном падеже и названия катиона в родительном падеже: BaCO_3 – карбонат бария;

$\text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2$ – фосфат железа (II) или ортофосфат железа (II);

NaCl – хлорид натрия;

SnS – сульфид олова (II).

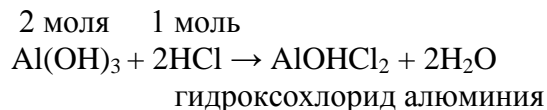
Кислые соли – это продукты частичного, неполного замещения атомов водорода в молекуле кислоты на атом металла. Эти соли содержат при атоме металла атомы водорода. Кислые соли получают при взаимодействии кислот с основаниями в тех случаях, когда количество взятого основания недостаточно для образования средней соли:



Название кислой соли строится от названия средней с добавлением частицы «гидро». Кислые – также называют гидросолями.

Кислые соли могут образовывать только двух- и многоосновные кислоты, одноосновные кислоты кислых солей не образуют.

Основные соли – продукт частичного замещения гидроксогрупп в молекуле основания на кислотный остаток. Данные соли содержат при атоме металла группы OH^- . Основные соли получают в тех случаях, когда при взаимодействии кислоты с основанием взятого количества кислоты оказывается недостаточно для образования средней соли:



Название основных солей строится от названия средней соли с добавлением в начале слова «гидроксо».

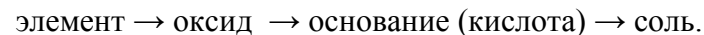
Основные соли могут быть образованы только гидроксидами, содержащими не менее двух гидроксогрупп.

Двойные соли – атомы водорода в двух или многоосновной кислоте замещены не одним металлом, а двумя различными. Например, $\text{NaAl}(\text{SO}_4)_2$.

Комплексными, или координационными, соединениями называются соединения, полученные путем сочетания отдельных, способных к самостоятельному существованию простых соединений, ионов или молекулярных групп. В молекулах комплексных соединений всегда можно выделить центральный атом или ион, получивший название комплексообразователя, вокруг которого сгруппированы, или координированы, другие ионы или молекулярные группы – лиганды, или адденды.



Характерной особенностью солей является то, что они представляют собой конечный продукт генетического ряда рассмотренных классов неорганических соединений:



Этот ряд иллюстрирует возможность образования веществ одного класса из веществ другого класса, так называемую генетическую взаимосвязь веществ различных классов. Самыми характерными свойствами солей являются их реакции ионного обмена с кислотами, щелочами и друг с другом.

2 ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ОПРЕДЕЛЕНИЯ

2.1 Моль как мера количества вещества

Из химических формул простого или сложного вещества следует, что его молекула состоит из целого числа атомов. Например, молекула воды (H_2O) состоит из двух атомов водорода и одного атома кислорода. Значит, для получения определенной массы воды необходимо, чтобы с одним атомом кислорода в реакцию вступали два атома водорода. Однако

отсчитывать или отвешивать отдельные атомы практически невозможно. Атомная масса кислорода равна 16 у. е., а водорода – 1 у. е., иначе говоря, атом кислорода имеет массу в 16 раз большую, чем атом водорода. Это же относится и к молекулам. Отсюда следует, что массы равных количеств атомов или молекул разных веществ относятся между собой как их атомные или молекулярные массы. Таким образом, массы разных веществ, равные их молекулярным или атомным массам, содержат одинаковые количества молекул или атомов. В практической деятельности оперируют не отдельными атомами и молекулами, а значительно большими количествами вещества.

Количество вещества – это физическое понятие. Оно подразумевает число структурных единиц (атомов, молекул, ионов и других частиц), образующих это вещество. Обозначают количество вещества латинской буквой *n* или греческой *v*. Единицей измерения количества вещества является моль (от лат. moles - масса). Число структурных единиц, содержащихся в одном моле вещества, называют постоянной Авогадро N_A . В практических расчетах его принимают равным $6,02 \cdot 10^{23}$ моль⁻¹. Постоянная Авогадро есть отношение числа *N* молекул, содержащихся в системе, к количеству вещества *v* данной системы, т. е.

$$N_A = \frac{N}{v}$$

Моль – такое количество вещества, которое содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ структурных элементов (молекул, атомов, ионов и т. д.), или сколько атомов содержится в 0,012 кг углерода-12. Следовательно, 1 моль атомов ^{12}C – это число атомов ^{12}C , содержащихся точно в 12 г изотопа углерода – ^{12}C . Моль служит важнейшим понятием, используемым во всех химических расчетах. При использовании термина «моль» следует указывать частицы, к которым относится этот термин:

«моль молекул», «моль атомов», «моль ионов» или моль других частиц или группы частиц. Например, моль молекул водорода, моль атомов водорода, моль ионов водорода.

Массу одного моля вещества называют **молярной массой M**. Основной единицей измерения молярной массы является кг/моль, г/моль. *Молярная масса* – это величина, равная отношению массы вещества к количеству вещества и численно совпадает с относительной молекулярной массой вещества или относительной атомной массой элемента.

Относительная атомная масса A_r – это молярная масса атома вещества, отнесенная к 1/12 молярной массы атома углерода-12. в современной школе относительные атомные массы кислорода и водорода равны соответственно: $A_{rO} = 15,9994 \approx 16$ и $A_{rH} = 1,0079 \approx 1$.

Относительная молекулярная масса M_r – это молярная масса атома вещества, отнесенная к 1/12 молярной массы атома углерода-12. Поскольку масса любой молекулы равна сумме масс составляющих ее атомов, то относительная молекулярная масса равна сумме соответствующих относительных атомных масс. Например, относительная молекулярная масса воды, молекула которой содержит два атома водорода и один атом кислорода, равна:

$$M_{rH_2O} = 1 \cdot 2 + 16 = 18,$$

а молярная масса воды:

$$M_{H_2O} = 1 \cdot 2 + 16 = 18 \text{ г/моль.}$$

Моль, молярная масса и масса вещества взаимосвязаны между собой и выражаются формулой:

$$M = \frac{m}{v}$$

По данной формуле можно определить любую из трех величин, если известны две остальные.

Любой образец вещества характеризуется не только такими количественными показателями, как масса, количество вещества, но и объемом. Особенно важны измерения объемов

для газов. В веществе в газообразном состоянии расстояния между молекулами несоизмеримо больше их размеров. Поэтому собственный объем молекул очень мал в сравнении с объемом, занимаемым газообразным веществом. Общий же объем газа определяется главным образом расстояниями между молекулами, примерно одинаковыми у всех газов (при одинаковых условиях). Согласно закону Авогадро, одно и тоже число молекул любого газа занимает при одинаковых условиях один и тот же объем. С другой стороны, 1 моль любого вещества содержит одинаковое число частиц. Отсюда следует, что при нормальных условиях, т. е. при температур 0°C (или 273K) и давлении $101,325\text{ кПа}$ (или 760 мм рт. ст.) 1 моль любого вещества в газообразном состоянии занимает один и тот же оъем. Если молекул будет $6,02 \cdot 10^{23}$ (один моль газа), то при нормальных условиях они будут занимать объем $22,4\text{ л}$.

Это можно выразить отношением $\frac{22,4\text{л}}{1\text{моль}} = 22,4\text{л/моль}$ или в

общем виде $V_m = \frac{V}{\nu}$. Отношение объема, занимаемого

веществом, к его количеству называется молярным объемом (V_m). Для нормальных (стандартных) условий для любого газа $V_m=22,4\text{ л/моль}$.

Для определения относительной молекулярной массы вещества обычно находят численно равную ей молярную массу вещества (в г/моль). Если вещество находится в газообразном состоянии, то его молярная масса может быть найдена с помощью закона Авогадро.

По закону Авогадро равные объемы газов, взятых при одинаковой температуре и одинаковом давлении, содержат равное число молекул. Отсюда следует, что массы двух газов, взятых в одинаковых объемах, должны относиться друг к другу, как их молекулярные массы или как численно равные их молярные массы:

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

где: m_1 и m_2 – массы веществ;

M_1 и M_2 – молярные массы первого и второго газов.

Отношение массы данного газа к массе другого газа, взятого в том же объеме, при той же температуре и том же давлении, называется **относительной плотностью** первого газа по второму. Относительная плотность (D) – величина безразмерная. Относительная плотность газа – величина, показывающая, во сколько раз один газ тяжелее (легче) другого, т. е. во сколько раз плотность одного газа больше (меньше) плотности другого. Или другими словами: относительная плотность газа есть отношение молярной массы исследуемого газа к молярной массе газа, с которым производится сравнение.

$$D = \frac{M_1}{M_2}$$

Если плотность определяют по воздуху, то исходя из его средней молекулярной массы, равной 29 , т. е. $M_{\text{возд.}} = 29$.

Молекулярную массу газа можно определить, исходя из его молярного объема при нормальных условиях в соответствии с

формулами $\nu = \frac{m}{M}$ и $\nu = \frac{V}{V_m}$. Если в этих формулах ν для

одного и того же газа имеет одинаковое значение, то $m:M=V:V_m$.

Следовательно, $M = \frac{mV_m}{V}$. При нормальных условиях:

$$M = \frac{m \cdot 22,4}{V} \text{ или } V = \frac{m \cdot 22,4}{M}.$$

Как вытекает из учения о валентности, атомы всех элементов взаимодействуют друг с другом в соответствии с их валентностями. Но поскольку валентность имеет только целочисленные значения, то из этого следует, что вещества

вступают в химическую реакцию всегда в строго определенных целочисленных отношениях масс. Целочисленные отношения масс реагирующих веществ характерны для любой химической реакции. С установлением закона постоянства состава (Пруст – 1801 г.) открылась возможность изучения тех весовых соотношений, в которых соединяются между собой элементы. Из данного закона следует, что элементы соединяются друг с другом в строго определенных количественных отношениях. Это привело к введению в химию понятия «эквивалент» и «эквивалентная масса». Слово «эквивалентный» в переводе означает «равноценный». Позднее было установлено, что вещества реагируют между собой не грамм на грамм, не атом на атом, не молекула на молекулу, а эквивалент на эквивалент. Понятие эквивалентности было и остается одним из основных понятий в химии.

2.2 Физические величины, отнесенные к эквивалентам

Между некоторыми физическими величинами и величинами, отнесенными к эквивалентам, можно провести параллель: молярная масса – масса эквивалента, количество вещества – количество вещества эквивалента, молярный объем – эквивалентный объем (табл. 1).

Таблица 1

Параллельные физические величины

Наименование величины	Обозначение	Наименование величины	Обозначение
Молярная масса	M	Масса эквивалента	$m_э$
Количество вещества	ν	Количество вещества эквивалента	$\nu_э$
Молярный объем	V_m	Эквивалентный объем	$V_э$

Параллельные величины отличаются структурными частицами системы (атомы, молекулы, ионы или эквиваленты).

2.3 Эквивалентная масса

В зависимости от класса веществ и типов реакций, в которых они участвуют, эквиваленты веществ определяются по-разному.

Большая часть элементарных веществ взаимодействует либо с водородом, либо с кислородом, либо с водородом и кислородом. Поэтому эквиваленты водорода и кислорода и приняты в качестве исходных при определении химических эквивалентов. Поскольку водород всегда одновалентен, а кислород двухвалентен, то эквивалент можно рассматривать как часть массы атома элемента, приходящуюся на единицу валентности. В качестве эквивалента водорода принята величина, численно равная его атомной массе, т. е. 1,008 г, а в качестве эквивалента кислорода – 16 г, т. е. $\frac{1}{2}$ его атомной массы – 8 г.

Таким образом, эквивалентом элемента называется такое его количество (или его масса), которое взаимодействует при химических реакциях с 1 г водорода или 8 г кислорода.

Эквивалентная масса, валентность элемента и его атомная масса связаны между собой соотношением:

$$m_э = \frac{A}{B},$$

где: $m_э$ – эквивалентная масса, г/моль;

A – атомная масса;

B – валентность.

Эквивалентной массой простого вещества, вступающего в какую-либо реакцию, называют такое его количество, которое приходится на единицу валентности соответствующего элемента при образовании им соединения.

Многие элементы образуют по несколько соединений друг с другом. Из этого следует, что эквивалентная масса одного и того же элемента будет иметь различные значения, смотря по тому, из состава какого соединения она была вычислена.

2.4 Эквивалентная масса элемента в соединении

Эквивалентная масса элемента в соединении равна отношению молярной (атомной) массы элемента к его валентности в данном соединении.

Например: рассчитать эквивалентную массу серы в следующих соединениях: H_2S , SO_2 , H_2SO_4 .

$$m_{\text{э}}(\text{S в H}_2\text{S}) = \frac{M_{\text{S}}}{V_{\text{S}}} = \frac{32}{2} = 16 \text{ г/моль.}$$

$$m_{\text{э}}(\text{S в SO}_2) = \frac{M_{\text{S}}}{V_{\text{S}}} = \frac{32}{4} = 8 \text{ г/моль.}$$

$$m_{\text{э}}(\text{S в H}_2\text{SO}_4) = \frac{M_{\text{S}}}{V_{\text{S}}} = \frac{32}{6} = 5 \text{ г/моль.}$$

Из данных расчета видим, что один и тот же элемент (S) в разных соединениях имеет разную эквивалентную массу, а это объясняется различным значением валентности серы, характерной для каждого соединения.

2.5 Эквивалентная масса оксида

Эквивалентную массу оксида находят делением молярной массы оксида на произведение валентности элемента на количество атомов элемента или удвоенное произведение атомов кислорода.

$$m_{\text{э(оксида)}} = \frac{M_{\text{(оксида)}}}{V_{\text{эл}} \cdot n_{\text{эл}}}$$

Рассмотрим примеры:

$$m_{\text{эSO}_2} = \frac{32 + 16 \cdot 2}{4} = 16 \text{ г/моль}$$

$$m_{\text{эNa}_2\text{O}} = \frac{23 \cdot 2 + 16}{1 \cdot 2} = 31 \text{ г/моль}$$

Второй способ. Эквивалентная масса оксида определяется как сумма эквивалентных масс кислорода и второго элемента в оксиде (металла или неметалла):

$$m_{\text{эОКСИДА}} = m_{\text{эЭЛЕМЕНТА}} + m_{\text{эКИСЛОРОДА}}$$

Пример: $m_{\text{эCaO}} = \frac{M_{\text{Ca}}}{V_{\text{Ca}}} + \frac{M_{\text{O}}}{V_{\text{O}}} = \frac{40}{2} + \frac{16}{2} = 28 \text{ г/моль}$

2.6 Эквивалентная масса кислоты

Эквивалентную массу кислоты определяют делением молярной массы кислоты на число атомов водорода или на валентность кислотного остатка.

$$m_{\text{э(кислоты)}} = \frac{M_{\text{кислоты}}}{n\text{H}}$$

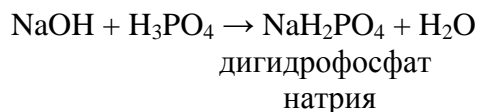
Например: определить эквивалентную массу HNO_3 , H_3PO_4 .

$$m_{\text{эHNO}_3} = \frac{1 + 14 + 16 \cdot 3}{1} = 63 \text{ г/моль,}$$

$$m_{\text{эH}_3\text{PO}_4} = \frac{1 \cdot 3 + 31 + 16 \cdot 4}{3} = 32,7 \text{ г/моль.}$$

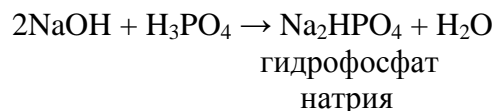
Эквивалентная масса кислоты может быть различной в зависимости от реакции, в которой участвует кислота. Если заме-

щается только 1 атом водорода в многоосновной кислоте, то кислота в данной реакции будет одноосновной. Рассмотрим реакцию взаимодействия фосфорной кислоты с гидроксидом натрия:



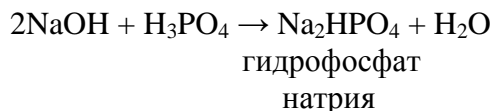
В первом случае при образовании дигидрофосфата натрия из молекулы фосфорной кислоты участвует один атом водорода и эквивалентная масса H_3PO_4 для этой реакции равна:

$$m_3(\text{H}_3\text{PO}_4 \text{ в реакции образования } \text{NaH}_2\text{PO}_4) = \frac{M_{\text{H}_3\text{PO}_4}}{1} = \frac{98}{1} = 98 \text{ г/моль}$$



Во втором случае при образовании гидрофосфата натрия из молекулы фосфорной кислоты участвуют в реакции два атома водорода и эквивалентная масса H_3PO_4 для этой реакции равна

$$m_3(\text{H}_3\text{PO}_4 \text{ в реакции образования } \text{Na}_2\text{HPO}_4) = \frac{M_{\text{H}_3\text{PO}_4}}{2} = \frac{98}{2} = 49 \text{ г/моль}$$



В третьем случае при образовании фосфата натрия из молекулы фосфорной кислоты участвуют в реакции три атома водорода и эквивалентная масса H_3PO_4 для этой реакции равна

$$m_3(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{M_{\text{H}_3\text{PO}_4}}{3} = \frac{98}{3} = 32,7 \text{ г/моль}$$

2.7 Эквивалентная масса основания

Эквивалентную массу основания находят делением молярной массы основания на количество гидроксогрупп или на валентность металла.

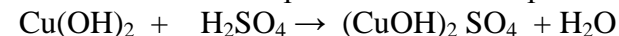
$$m_{\text{э(основания)}} = \frac{M_{\text{основания}}}{n_{\text{ОН}}}$$

Например: KOH , $\text{Cr}(\text{OH})_3$.

$$m_{\text{эKOH}} = \frac{39 + 16 + 1}{1} = 56 \text{ г/моль},$$

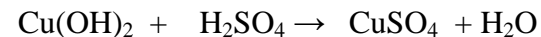
$$m_{\text{эCr}(\text{OH})_3} = \frac{52 + 3(16 + 1)}{3} = 34,3 \text{ г/моль}$$

Эквивалентная масса основания в зависимости от реакции в которой участвует основание может быть различной. Если замещается одна группа OH^- в многоосновном основании, то основание в данной реакции будет одноосновным. Рассмотрим реакцию взаимодействия гидроксида меди с серной кислотой:



В первом случае при образовании оксогидросульфата меди из молекулы гидроксида меди участвует одна группа OH^- и эквивалентная масса $\text{Cu}(\text{OH})_2$ для этой реакции равна:

$$m_{\text{эCu}(\text{OH})_2} \text{ в реакции образования } (\text{CuOH})_2\text{SO}_4 = \frac{64 + 2(16 + 1)}{1} = 98 \text{ г/моль}$$



Во втором случае при образовании сульфата меди из молекулы гидроксида меди участвует две группы OH^- и эквивалентная масса $\text{Cu}(\text{OH})_2$ для этой реакции равна:

$$m_{\text{эCu(OH)}_2} = \frac{64 + 2 \cdot (16 + 1)}{2} = 49 \text{ г/моль}$$

2.8 Эквивалентная масса соли

Эквивалентную массу соли определяют делением молярной массы соли на валентность металла, умноженную на количество атомов металла.

$$m_{\text{э(соли)}} = \frac{M_{\text{соли}}}{V_{\text{Me}} \cdot n_{\text{Me}}}$$

Например: KNO_3 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

$$m_{\text{эKNO}_3} = \frac{39 + 14 + 16 \cdot 3}{1} = 101 \text{ г/моль}$$

$$m_{\text{эAl}_2(\text{SO}_4)_3} = \frac{2 \cdot 27 + 3(32 + 16 \cdot 4)}{2 \cdot 3} = 57 \text{ г/моль.}$$

Рассмотрим параллельные величины: молярная масса и эквивалентная масса для кислорода.

$M_{\text{O}_2} = 16 \cdot 2 = 32 \text{ г/моль}$ – молярная масса молекулярного кислорода.

$M_{(\text{O})} = 16 \text{ г/моль}$ – молярная масса атомарного кислорода.

$M_{(\text{O}^{2-})} = 16 \text{ г/моль}$ – молярная масса ионов кислорода.

$m_{\text{э(O)}} = \frac{16}{2} = 8 \text{ г/моль}$ – эквивалентная масса кислорода.

$M_{\text{H}_2} = 1 \cdot 2 = 2 \text{ г/моль}$ – молярная масса молекулярного водорода.

$M_{(\text{H})} = 1 \text{ г/моль}$ – молярная масса атомарного водорода.

$m_{\text{эH}} = 1 \text{ г/моль}$ – эквивалентная масса водорода.

2.9 Количество вещества эквивалента

Количество вещества эквивалента есть величина, равная отношению массы вещества к эквивалентной массе этого вещества:

$$v_{\text{э}} = \frac{m}{m_{\text{э}}}$$

Поскольку по данному ранее определению эквивалент является реальной или условной частицей, то единицей его количества в системе СИ является моль. Единица количества вещества моль относится к любым видам реальных (атом, ион, молекула) или условных ($\frac{1}{5}$ молекулы KMnO_4 , $\frac{1}{3}$ иона Al^{+3}) частиц, участвующих в реакции.

2.10 Эквивалентный объем

В тех случаях, когда в реакции участвуют газы, нет необходимости выражать их эквиваленты при помощи единиц массы, так как объем газа при постоянных температуре и давлении прямо пропорционален его массе.

Эквивалентный объем – величина, параллельная молярному объему. Определение эквивалентного объема аналогично определению молярного объема. Единицей измерения эквивалентного объема в системе единиц (СИ) является $\text{дм}^3/\text{моль}$ или л/моль .

Эквивалентный объем газа равен отношению объема газа при данных условиях к количеству вещества эквивалента этого газа $v_{\text{э}}$:

$$V_{\text{э}} = \frac{V}{v_{\text{э}}}$$

Молекулярный кислород (O_2) при н. у. количеством вещества 1 моль имеет массу 32 г и занимает объем 22,4 дм^3 .

Эквивалентная масса кислорода при н. у. равна 8 г/моль. Находим объем кислорода при н. у. количеством вещества эквивалента 1 моль. Так как 32 г кислорода при н. у. занимают объем 22,4 дм³, то

$$\begin{aligned} 32 \text{ г O}_2 &- 22,4 \text{ дм}^3 \\ 8 \text{ г O} &- x \text{ дм}^3 \\ x &= (8 \cdot 22,4)/32 = 5,6 \text{ дм}^3 \end{aligned}$$

Воспользовавшись формулой $V_{\text{э}} = \frac{V}{\nu_{\text{э}}}$, получим эквивалентный объем O₂ при н. у.

$$V_{\text{эO}_2} = \frac{5,6 \text{ дм}^3}{1 \text{ моль}} = 5,6 \text{ дм}^3/\text{моль}.$$

Таким образом, $V_{\text{эO}_2} = 5,6 \text{ дм}^3/\text{моль}$ – есть величина стандартная.

Молекулярный водород (H₂) количеством вещества 1 моль имеет массу 2 г и занимает объем 22,4 дм³ при н. у.

$$\nu_{\text{эH}_2} = \frac{m}{m_{\text{эH}}} = \frac{2 \text{ г}}{1 \text{ г/моль}} = 2 \text{ моля}$$

$$\text{Отсюда, } V_{\text{эH}_2} = \frac{V}{\nu_{\text{эH}}} = \frac{22,4 \text{ дм}^3}{2 \text{ моля}} = 11,2 \text{ дм}^3/\text{моль}.$$

Таким образом, $V_{\text{эH}_2} = 11,2 \text{ дм}^3/\text{моль}$ – есть величина стандартная.

Для газов, молекулы которых состоят из двух атомов (H₂, Cl₂, I₂, Br₂ и т. д.) эквивалентные объемы равны и составляют 11,2 дм³/моль.

Таблица 2.

Сводная таблица параллельных величин

Единица измерения	г/моль кг/моль	моль	дм ³ /моль л/моль
Формула	$m_{\text{э}} = \frac{m}{\nu_{\text{э}}}$	$\nu_{\text{э}} = \frac{m}{m_{\text{э}}}$	$V_{\text{э}} = \frac{V}{\nu_{\text{э}}}$
Обозначение	$m_{\text{э}}$	$\nu_{\text{э}}$	$V_{\text{э}}$
Наименование величины	Эквивалентная масса	Кол-во вещества эквивалента	Эквивалентный объем
Единица измерения	г/моль кг/моль	моль	дм ³ /моль л/моль
Формула	$M = \frac{m}{\nu}$	$\nu = \frac{m}{M}$	$V_m = \frac{V}{\nu}$
Обозначение	M	ν	V_m
Наименование величины	Молярная масса	Количество вещества	Молярный объем

2.11 Закон эквивалентов

Все сказанное позволяет сформулировать закон, называемый **законом эквивалентов**: «Вещества взаимодействуют друг с другом в количествах пропорциональных их эквивалентам». Математически этот закон выражается следующей зависимостью:

$$\frac{m_{\text{Me}}}{m_{\text{эMe}}} = \frac{m_{\text{O}}}{m_{\text{эO}}}$$

где: m_{Me} – масса металла (вещества), г;

$m_{\text{эMe}}$ – эквивалентная масса металла (вещества), г/моль;

m_{O} – масса кислорода, г;

$m_{\text{эO}}$ – эквивалентная масса кислорода, г/моль.

В тех случаях, когда в реакциях участвуют газы, нет необходимости выражать их эквиваленты при помощи единиц массы. Так как объем газа при постоянных температуре и давлении прямо пропорционален его массе, то закон эквивалентов может быть сформулирован: «Массы (объемы) реагирующих друг с другом веществ пропорциональны их эквивалентным массам (объемам)».

$$\frac{m_{\text{Me}}}{m_{\text{эMe}}} = \frac{V_{\text{газа}}}{V_{\text{эгаза}}}$$

где: $V_{\text{Огаза}}$ – объем вытесненного газа, дм^3 ;

$V_{\text{эгаза}}$ – эквивалентный объем газа, дм^3 .

3 ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ

Пример 1. Вычислите массу иодида калия KI, если количество вещества его равно 0,04 моль. Рассчитайте массу одной молекулы KI.

Дано:	Решение:
$v_{\text{KI}} = 0,04$ моль	Для решения воспользуемся
$m_{\text{KI}} - ?$	
$M_{(1 \text{ молекулы KI})} - ?$	

формулой $v = \frac{m}{M}$, откуда
 $m = M \cdot v$

Рассчитаем молярную массу KI:

$$M_{\text{KI}} = 39 + 127 = 166 \text{ г/моль.}$$

Определяем массу иодида калия:

$$m_{\text{KI}} = 166 \cdot 0,04 = 6,64 \text{ г.}$$

Определим массу 1 молекулы иодида калия:

$$M_{(1 \text{ молекулы KI})} = \frac{M_{\text{KI}}}{N_{\text{A}}} = \frac{166}{6,02 \cdot 10^{23}} = 27,57 \cdot 10^{-23} \text{ г.}$$

Пример 2. Вычислить количество вещества эквивалента ортофосфорной кислоты массой 165 г ?

Дано:	Решение:
$m_{\text{H}_3\text{PO}_4} = 165$ г	Для решения воспользуемся
$v_{\text{эH}_3\text{PO}_4} - ?$	

формулой $v_{\text{э}} = \frac{m}{m_{\text{э}}}$

Находим эквивалентную массу ортофосфорной кислоты:

$$m_{\text{эH}_3\text{PO}_4} = \frac{3 \cdot 1 + 31 + 16 \cdot 4}{3} = 32,7 \text{ г/моль,}$$

и определяем $v_{\text{э}}$:

$$v_{\text{эH}_3\text{PO}_4} = \frac{165}{32,7} = 5 \text{ моль}$$

Пример 3. Рассчитайте число молекул Br_2 в броме массой 6,4 г.

<p>Дано: $m_{\text{Br}_2} = 6,4 \text{ г}$</p> <hr/> <p>$N_{\text{Br}_2} - ?$</p>	<p>Решение: Учитывая, что молярная масса брома $M_{\text{Br}_2} = 160 \text{ г/моль}$, вычисляем количество вещества Br_2 по формуле:</p> $v_{\text{Br}_2} = \frac{m_{\text{Br}_2}}{M_{\text{Br}_2}}; \quad v_{\text{Br}_2} = \frac{6,4}{160} = 0,04$
---	--

моль

Используя формулу: $N_{\text{Br}_2} = v_{\text{Br}_2} \cdot N_A$, рассчитываем число молекул в веществе:

$$N_{\text{Br}_2} = 0,04 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \approx 0,24 \cdot 10^{23}$$

Пример 4. Чему равна эквивалентная масса железа в его оксиде, если известно, что 80 г оксида железа (III) содержит 56 г железа?

<p>Дано: $m_{\text{MeO}} = 80 \text{ г}$ $m_{\text{Fe}} = 56 \text{ г}$</p> <hr/> <p>$m_{\text{эFe}} - ?$</p> <p>$m_{\text{эMeO}} - ?$</p>	<p>Решение: Находим массу кислорода $m_{\text{O}_2} = m_{\text{Fe}_2\text{O}_3} - m_{\text{Fe}};$ $m_{\text{O}_2} = 80 - 56 = 24 \text{ г}$</p> <p>По закону эквивалентов:</p> $\frac{m_{\text{Me}}}{m_{\text{эMe}}} = \frac{m_{\text{O}}}{m_{\text{эO}}}$ $m_{\text{эFe}} = \frac{56 \cdot 8}{24} = 18,7 \text{ г/моль.}$
--	--

Находим эквивалентную массу оксида из соотношения:

$$m_{\text{эFe}_2\text{O}_3} = m_{\text{эFe}} + m_{\text{эO}_2};$$

$$m_{\text{эFe}_2\text{O}_3} = 18,7 + 8 = 26,7 \text{ г/моль.}$$

4 ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ РАБОТА

Приборы и реактивы: прибор для определения эквивалента металла, аналитические весы и разновес, колба Вюрца, термометр, барометр, мензурка на 15–25 мл, стаканчик химический на 50 мл и 100 мл, фильтровальная бумага, кусочек металла, кусочки мрамора, соляная кислота 2н. раствор, дистиллированная вода, часовое стекло, эксикатор.

Цель работы. Определить экспериментальным путем эквивалентную массу металла и сложного вещества.

ОПЫТ 1. Определение эквивалентной массы металла по объему вытесненного водорода.

Этим методом можно определять эквиваленты активных металлов (магния, цинка, алюминия, хрома, марганца и др.), способных вытеснять водород из разбавленных кислот.

Определение эквивалента металла производится в приборе, изображенном на рисунке 1.

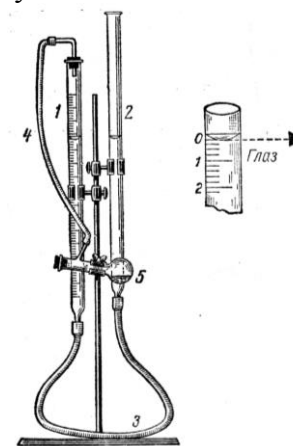


Рис. 1 Прибор для определения эквивалента металла методом вытеснения водорода

Две бюретки 1 и 2 закрепляют в лапках штатива и соединяют друг с другом резиновой трубкой 3. К одной из бюреток резиновой трубкой 4 присоединяют колбу Вюрца 5 емкостью 50 – 100 мл.

Чтобы подготовить прибор к работе, выньте пробку из колбы 5 и в бюретку 2 налейте столько воды, чтобы обе бюретки были заполнены до половины своего объема. Затем бюретку 2 поднимите и закрепите в таком положении, чтобы уровень воды в бюретке 1 оказался на нулевом делении. Проверьте герметичность прибора. Для этого закройте колбу пробкой, опустите бюретку 2 вниз на 10 – 15 см и наблюдайте за уровнем воды в бюретке 1 в течение 3-5 мин. Если прибор герметичен, то уровень воды в бюретке 1 вначале несколько понизился, затем останется без изменения. Убедившись в герметичности прибора, верните бюретку 2 в прежнее положение, чтобы вода в обеих бюретках была на одном уровне.

Получите у лаборанта кусочек металла и взвесьте его на аналитических весах с точностью до 0,001 г. Масса металла m должна приблизительно равняться 0,0025 – 0,003 г металла.

В колбу при помощи длинной воронки налейте 20–25 мл 3 н. (10%-ного) раствора соляной кислоты так, чтобы не смочить стенки горла колбы. Закрепите колбу на штативе почти в горизонтальном положении.

Металл заверните в маленький кусочек фильтровальной бумаги и поместите пакетик с металлом в сухое горло колбы.

Закройте колбу резиновой пробкой, слегка смоченной водой и снова проверьте герметичность прибора, как указано выше.

Закрепите бюретки 1 и 2 так, чтобы положение воды в них было точно на одном уровне. При этом уровень воды в бюретке 1 должен быть около нулевого деления. Отметьте этот уровень (v_1) и запишите его числовое значение. Чтобы правильно замерить уровень воды в бюретке, глаз наблюдателя должен находиться на одном уровне с нижним мениском воды (см. рисунок).

Наклоните колбу, чтобы пакетик с металлом упал в кислоту. Выделяющийся водород вытесняет воду из бюретки 1 в бюретку 2. Наблюдайте за реакцией. Бюретку 2 временами опускайте вниз, чтобы уровень воды в обеих бюретках был почти одинаков.

Когда весь металл растворится, и понижение уровня воды в бюретке 1 прекратится, дайте колбе охладиться до комнатной температуры. Затем приведите положение воды в обеих бюретках точно к одному уровню, отметьте уровень воды (v_2) в бюретке 1 и запишите его значение. Разность уровней ($v_1 - v_2$) равна объему выделившегося водорода.

Запишите показания термометра, барометра и давления водяных паров при температуре опыта.

Вычисления.

1. Объем выделившегося водорода: $v_{H_2} = v_2 - v_1$.
2. Абсолютная температура: $T = 273 + t$.
3. Давление водорода: $p_{H_2} = p_{атм} - p_{паров}$.
4. Объем водорода при нормальных условиях ($p = 760$ мм рт. ст.; $T = 273$ °К).

$$v_0 = \frac{pv \cdot 273}{760T} = \frac{pv}{2,78T} \text{ (мл)}.$$

5. Эквивалентная масса металла

$$m_{эМе} = \frac{m \cdot 11200}{v_0}.$$

6. Узнайте у лаборанта, какой металл был взят, и подсчитайте ошибку опыта в процентах:

$$\Pi = \frac{\pm (\mathcal{E}_{\text{теор}} - \mathcal{E}_{\text{эксп}}) 100}{\mathcal{E}_{\text{теор}}} \%$$

ОПЫТ 2. Определение эквивалента карбоната кальция.

На теххимических весах взвесьте часовое стекло с несколькими кусочками мрамора общей массой m_1 от 2 до 2,5 г (с точностью до 0,01 г). Поместите кусочки мрамора в химический стакан емкостью 100 мл и добавьте небольшими порциями из бюретки 10 мл 1н. раствора соляной кислоты. В стакане будет протекать реакция



Наблюдайте за выделением пузырьков двуокиси углерода. Когда выделение пузырьков газа прекратится, нагрейте стакан до 60–70 °С для удаления оставшейся в растворе двуокиси углерода.

Раствор хлорида кальция слейте. Затем промойте оставшиеся кусочки мрамора 2 раза дистиллированной водой методом декантации. Промытый мрамор слегка высушите между листками фильтровальной бумаги и положите на часовое стекло в эксикатор на 15 – 20 мин. После того как мрамор обсохнет, взвесьте его вместе с часовым стеклом (m_2).

Экспериментальные данные запишите.

Вычисления.

1. Масса CaCO_3 , вступившего в реакцию с HCl ,

$$m_{\text{CaCO}_3} = m_1 - m_2.$$

2. Количество вещества-эквивалента HCl , израсходованного для реакции с CaCO_3 ,

$$v_{\text{HCl}} \cdot 0,001 = 0,001 v_{\text{HCl}}.$$

(1 мл 1 н. раствора HCl содержит 0,001 г-экв).

3. Эквивалентная масса CaCO_3

$$m_{\mathcal{E}_{\text{CaCO}_3}} = \frac{m_{\text{CaCO}_3}}{0,001 v_{\text{HCl}}}$$

Сравните полученную величину с теоретически вычисленной.

5 ЗАДАЧИ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ

Задание 1

1. При взаимодействии с водой металла массой 3,9 г выделился водород объемом 1,12 дм³, измеренным при нормальных условиях. Какова эквивалентная масса металла и его оксида?
2. При некоторой температуре плотность паров серы по азоту равна 9,14. Из скольких атомов состоит молекула серы при этой температуре?
3. Рассчитайте массу 100 молекул серной кислоты. Сколько молекул и каково количество вещества H_2SO_4 массой 490 г ?
4. Каково количество вещества эквивалента гидроксида меди (II) массой 4,9 г в реакции образования средней соли?
5. Рассчитайте эквивалентную массу кальция в $\text{Ca}(\text{OH})_2$; эквивалентные массы: $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, Li_2O , H_2S .

Задание 2

1. На окисление металла массой 2 г потребовался кислород объемом 0,56 дм³, измеренным при нормальных условиях. Какова эквивалентная масса металла и его оксида?

2. Вычислите объем HCl, измеренный при нормальных условиях, массой 3,65 г.
3. Каково количество вещества азотной кислоты массой 1 кг? Рассчитайте массу одной молекулы азотной кислоты.
4. Каково количество вещества эквивалента Cr(OH)₃ массой 10 г в реакции образования средней соли?
5. Рассчитайте эквивалентную массу хлора в Cl₂O₇; эквивалентные массы: Cl₂O₇, HClO₄, Cu(OH)₂, AlCl₃.

Задание 3

1. Вычислите эквивалентную массу олова, если при нагревании олова массой 0,92 г образовался оксид массой 1,17 г.
2. Масса ацетилена объемом 0,1 дм³, измеренным при нормальных условиях, равна 0,116 г. Определите относительную молекулярную массу ацетилена
3. Какой объем при н.у. займут 3,01•10²³ молекул азота? Рассчитайте массу одной молекулы азота.
4. Каково количество вещества эквивалента NiSO₄ массой 43,2 г?
5. Рассчитайте эквивалентную массу фосфора в H₃PO₄; эквивалентные массы: H₃PO₄, SnO₂, Na₂SO₄, Sn(OH)₂.

Задание 4

1. Рассчитайте эквивалентную массу железа в оксиде железа с массовой долей кислорода в нем 30 %. Напишите формулу этого оксида.

2. Вычислить количество вещества молекулярного хлора объемом 5,6 дм³ при н.у.
3. Вычислить массу одного атома брома, число атомов и количество вещества атомарного брома массой 8 г.
4. Каково количество вещества эквивалента CuSO₄ массой 32 г?
5. Рассчитайте эквивалентную массу железа в Fe₂O₃; эквивалентные массы: Fe₂O₃, H₂FeO₄, Fe(OH)₂, Fe₂(SO₄)₃.

Задание 5

1. На окисление элемента массой 3,2 г потребовался кислород объемом 0,56 дм³ (н.у.). Чему равна эквивалентная масса элемента и его оксида?
2. Найдите массу бромистого водорода при нормальных условиях объемом 1 дм³. Какова плотность этого газа по воздуху?
3. Вычислите массу одного атома кислорода, число атомов и количество вещества атомарного кислорода массой 2 г.
4. Каково количество вещества эквивалента H₂SO₄ массой 4,9 г, участвующей в реакции $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{NaOH} \longrightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$.
5. Рассчитайте эквивалентную массу калия в K₂O; эквивалентные массы: K₂O, KOH, H₃AlO₃, AlPO₄

Задание 6

1. При растворении 3-х валентного металла массой 3 г в кислоте выделился водород объемом 3,73 дм³, измеренным при нормальных условиях. Назовите металл.

2. При нормальных условиях газ объемом $0,25 \text{ дм}^3$ имеет массу $0,903 \text{ г}$. Определите относительную молекулярную массу газа и его плотность по воздуху.
3. Сколько атомов и молекул содержится в кислороде массой 10 г . Чему равна масса одной молекулы кислорода?
4. Каково количество вещества эквивалента гидроксида кальция массой $7,4 \text{ г}$?
5. Рассчитайте эквивалентную массу Mn в MnO_2 ; эквивалентные массы: MnO_2 , $\text{Mg}(\text{OH})_2$, H_2SeO_4 , $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$.

Задание 7

1. При растворении $0,304 \text{ г}$ металла в кислоте выделилось $0,280 \text{ дм}^3$ водорода, измеренного при нормальных условиях. Вычислить эквивалентную массу металла. Написать формулу оксида, зная, что металл 2-валентный.
2. Вычислите массу кислорода при нормальных условиях объемом $11,2 \text{ дм}^3$.
3. Вычислите массу одной молекулы кислорода, число молекул и количество вещества молекулярного кислорода объемом $5,6 \text{ дм}^3$ (н.у.).
4. Каково количество вещества эквивалента сульфата алюминия массой $6,84 \text{ г}$?
5. Рассчитайте эквивалентную массу кислорода в Na_2O ; эквивалентные массы: Na_2O , NaOH , H_2ZnO_2 , Na_2CO_3 .

Задание 8

1. На восстановление оксида массой $3,6 \text{ г}$ израсходован водород объемом $1,66 \text{ дм}^3$ при н.у. Рассчитайте эквивалентные массы оксида и металла.
2. Определите объем хлора (н.у.) массой $7,1 \text{ г}$.
3. Каково количество вещества BaSO_4 массой 1 кг ? Рассчитайте массу одной молекулы BaSO_4 .
4. Каково количество вещества эквивалента NaOH массой 400 г ?
5. Рассчитайте эквивалентную массу хрома в CrO_3 ; эквивалентные массы: CrO_3 , $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$, K_2CrO_4 .

Задание 9

1. На восстановление оксида металла массой $1,8 \text{ г}$ израсходован водород объемом $0,833 \text{ дм}^3$, измеренным при нормальных условиях. Рассчитайте эквивалентную массу металла.
2. Ацетилен объемом $0,2 \text{ дм}^3$ при нормальных условиях имеет массу $0,232 \text{ г}$. Определите относительную молекулярную массу ацетилена.
3. Вычислите число молекул, количество вещества H_3PO_4 массой 49 г . Какова масса одной молекулы H_3PO_4 ?
4. Каково количество вещества эквивалента гидроксида алюминия массой $7,8 \text{ г}$ в реакции образования средней соли?
5. Рассчитайте эквивалентную массу азота в HNO_3 ; эквивалентные массы: HNO_3 , N_2O_3 , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

Задание 10

1. Металл, эквивалентная масса которого равна 28 г/моль, вытесняет из кислоты водород объемом 0,7 дм³ (н.у.). Определите массу металла.
2. Найдите массу НВг при н.у. объемом 1 дм³.
3. Вычислите число молекул в водороде объемом 1 дм³ (н.у.) и массу одной молекулы водорода.
4. Каково количество вещества эквивалента фосфорной кислоты массой 9,8 г в реакции образования средней соли?
5. Рассчитайте эквивалентную массу кремния в H₂SiO₃; эквивалентные массы: SiO₂, H₂SiO₃, Mn(OH)₄, K₂SO₄.

Задание 11

1. Вычислите массу оксида, получающегося при окислении металла массой 3 г, эквивалентная масса которого равна 9 г/моль.
2. Аммиак сгорел в хлоре по схеме:

$$2\text{NH}_3 + 3\text{Cl}_2 \longrightarrow \text{N}_2 + 6\text{HCl}$$
 Рассчитайте объем и количество вещества израсходованного хлора, если аммиак был взят объемом 15 дм³ (н.у.).
3. Рассчитайте массу одной молекулы HCl, количество вещества и число молекул HCl массой 200 г.
4. Каково количество вещества эквивалента воды массой 36 г?
5. Рассчитайте эквивалентную массу свинца в Na₂PbO₂; эквивалентные массы: Na₂PbO₂, PbO, Pb(OH)₄, H₂PbO₂, PbSO₄

Задание 12

1. При взаимодействии металла массой 1,5 г с кислотой выделилось 501,3 см³ водорода (н.у.). Найти эквивалентную массу металла.
2. Вычислите массу хлора при нормальных условиях объемом 33,6 дм³.
3. Вычислите массу одной молекулы азота, число молекул и количество вещества молекулярного азота объемом 4,9 дм³ (н.у.).
4. Каково количество вещества эквивалента сульфата натрия массой 25 г?
5. Рассчитайте эквивалентную массу фосфора в P₂O₅; эквивалентные массы: P₂O₅, KOH, H₂SeO₄, K₃PO₄.

Задание 13

1. На окисление металла массой 0,64 г потребовался кислород объем 0,056 дм³, измеренным при нормальных условиях. Чему равна эквивалентная масса металла и его оксида?
2. Какой объем при нормальных условиях займет аммиак, если для его получения израсходован азот объемом 15 дм³?
3. Рассчитайте массу одного атома и одной молекулы азота. Каково количество вещества атомарного азота массой 5,6 г?
4. Каково количество вещества эквивалента силиката натрия массой 28,4 г?
5. Рассчитайте эквивалентную массу алюминия в Al₂O₃; эквивалентные массы: Al₂O₃, H₂CO₃, Al₂(SO₄)₃, Ca(OH)₂.

Задание 14

1. На восстановление оксида металла массой 0,9 г израсходован водород объемом 0,416 дм³, измеренным при нормальных условиях. Чему равна эквивалентная масса металла и его оксида?
2. Вычислите количество вещества молекулярного хлора объемом 5,6 дм³ при н.у.
3. Вычислите массу и объем одной молекулы аммиака.
4. Каково количество вещества эквивалента хлорида алюминия массой 40 г?
5. Рассчитайте эквивалентную массу магния в MgO; эквивалентные массы: MgO, H₂CrO₄, Cr₂(SO₄)₃, Zn(OH)₂

Задание 15

1. Вычислить эквивалентную массу магния, если известно, что в его окиси содержится 60,8% магния и 39,2% кислорода?
2. Вычислите объем, который займет при нормальных условиях бромоводород массой 68,4 г.
3. Вычислите массу одной молекулы диоксида серы. Каково количество вещества H₂SO₃ массой 980 г?
4. Каково количество вещества эквивалента нитрата висмута массой 24,5 г?
5. Рассчитайте эквивалентную массу Mn в Mn₂O₇; эквивалентные массы: Mn(OH)₃, H₂MnO₄, Mn₂O₇, HMnO₄.

Задание 16

1. Вычислить эквивалентную массу двухвалентного металла и его оксида, если металл массой 10 г взаимодействует с кислородом при н. у. объемом 2,8 дм³. Какой это металл?
2. Плотность галогеноводорода по воздуху равна 4,41. Определите плотность этого газа по водороду и назовите его.
3. Масса образца сероводорода H₂S равна 1,7 г. Вычислите число молекул сероводорода в данном образце и массу одной молекулы сероводорода.
4. Определить количество вещества эквивалента карбоната кальция массой 45 г?
5. Рассчитайте эквивалентную массу серы в сернистой кислоте; эквивалентные массы: Cu₂O, H₂SO₃, NH₄OH, CuCl₂.

Задание 17

1. 4,6 г металла со степенью окисления +1 вытесняют 0,2 г водорода. Чему равна эквивалентная и относительная атомная масса металла?
2. Неизвестный газ имеет относительную плотность по воздуху 1,31. Определите массу образца этого газа объемом 168 л (условия нормальные).
3. Фтор при нормальных условиях занимает объем 14 л. Вычислите число молекул фтора F₂ в данном объеме газа.
4. Каково количество вещества эквивалента дихромата калия массой 75 г ?

5. Рассчитайте эквивалентную массу хлора в бертолетовой соли; эквивалентные массы: H_2O , H_3AsO_4 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, KClO_3 .

Задание 18

1. Масса магния при нагревании в кислороде увеличивается на 67%. Вычислите эквивалентную массу магния.

2. Молекулярный кислород занимает при нормальных условиях объем 7,28 л. Вычислите массу газа.

3. Метан при нормальных условиях занимает объем 25 дм^3 . Вычислите массу одной молекулы метана и число молекул CH_4 в данном объеме газа.

4. Вычислите количество вещества эквивалента AgNO_3 массой 63 г.

5. Рассчитайте эквивалентную массу висмута в $\text{Bi}(\text{OH})_3$; эквивалентные массы: Bi_2O_3 , HsbO_3 , $\text{Bi}(\text{OH})_3$, $\text{Sb}_2(\text{SO}_3)_3$.

Задание 19

1. Оксид трехвалентного элемента содержит 31,58% кислорода. Вычислите эквивалентную, молярную, атомную массы этого элемента. Назовите элемент.

2. Рассчитайте объем и количество израсходованного кислорода, если сульфид меди для получения CuO был взят массой 187 г.

3. Рассчитайте количество вещества и число молекул CO_2 массой 95 г. Рассчитайте массу одной молекулы диоксида углерода.

4. Каково количество вещества эквивалента H_2CO_3 массой 27,5 г?

5. Рассчитайте эквивалентную массу йода в йодноватой кислоте; эквивалентные массы: I_2O_5 , HIO_3 , K_5IO_6 , $\text{Sr}(\text{OH})_2$.

Задание 20

1. При восстановлении водородом оксида массой 3,977 г образовался металл массой 3,177 г. Рассчитайте эквивалентную массу металла и оксида.

2. Какова масса молекулярного азота объемом 30 дм^3 , измеренным при нормальных условиях?

3. Каково количество вещества H_2SO_4 массой 1 кг? Рассчитайте массу одной молекулы H_2SO_4 ?

4. Каково количество вещества эквивалента сульфата железа (II) массой 15,6 г ?

5. Рассчитайте эквивалентную массу хрома в Cr_2O_3 ; эквивалентные массы: Cr_2O_3 , $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, CrCl_3 .

СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

1. Угай Я.А. Общая и неорганическая химия. – М.: Высш. шк., 2000. Гл. 1. – С. 5-22

2. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. – М.: Высш. шк., 1998. – 743 с

3. Хомченко И.Г. Общая химия: Сборник задач и упражнений. – М.: Новая волна, 2001. – 253 с

СОДЕРЖАНИЕ

Введение.....	3
1 Классы неорганических соединений.....	3
2 Основные химические понятия и определения.....	
2.1 Моль как мера количества вещества.....	
2.2 Физические величины, отнесенные к эквивалентам....	
2.3 Эквивалентная масса.....	
2.4 Эквивалентная масса элемента в соединении.....	
2.5 Эквивалентная масса оксида.....	
2.6 Эквивалентная масса кислоты.....	
2.7 Эквивалентная масса основания.....	
2.8 Эквивалентная масса соли.....	
2.9 Количество вещества эквивалента.....	
2.10 Эквивалентный объем.....	
2.11 Закон эквивалентов.....	
3 Примеры решения задач.....	
4 Экспериментальная работа.....	
5 Задания для самостоятельного решения.....	
Список литературы.....	

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ РЕСПУБЛИКИ БЕЛАРУСЬ

УЧРЕЖДЕНИЕ ОБРАЗОВАНИЯ
«БЕЛОРУССКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ТРАНСПОРТА»

Кафедра химии

Л.В. САМУСЕВА

ОСНОВНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ. КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Пособие по выполнению лабораторных работ

*Одобрено методической комиссией
механического факультета*

Гомель 2005

УДК 54(075.8)
ББК 24.1
С 17

Рецензент – докт. техн. наук, проф. **А.С.Неверов**
(БелГУТ, кафедра химии).

Самусева Л.В.

Основные химические понятия и законы химии. Классы неорганических соединений: Пособие. – Гомель: БелГУТ, 2005. –

Даны краткие сведения из теории, приведены задания для самостоятельного решения с примерами и экспериментальная работа по курсу общая химия

Предназначено для студентов инженерно-технических специальностей.

УДК

Используя метод электронного баланса, подберите коэффициенты в уравнении реакций и определите какой из процессов является окислением, какой восстановлением. Укажите окислитель и восстановитель.

Задание 1

- $\text{FeSO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{AsH}_3 + \text{HNO}_3 (\text{разб}) \longrightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{KOH} \longrightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Sb} + \text{KClO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{Sb}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Cs} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{Cs}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$

Задание 2

- $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц}) \longrightarrow \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Ca}_2\text{Si} + \text{HCl} \longrightarrow \text{CaCl}_2 + \text{SiH}_4 \uparrow$
- $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{KNO}_3 + \text{KOH} \longrightarrow \text{K}_2\text{FeO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{H}_3\text{AsO}_3 + \text{HNO}_3 (\text{разб}) \longrightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KIO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

Задание 3

- $\text{Bi} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц}) \longrightarrow \text{Bi}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{MnO}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{KOH}$
- $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{KOH} \longrightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{MnSO}_4 + \text{PbO}_2 + \text{HNO}_3 \longrightarrow \text{HMnO}_4 + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{PbSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{NH}_3 + \text{SeO}_2 \longrightarrow \text{Se} + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$

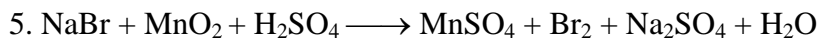
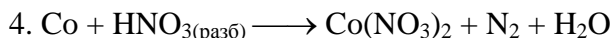
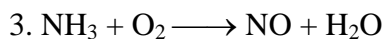
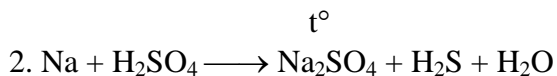
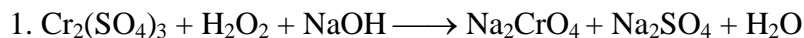
Задание 4

- $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{I}_2 + \text{KOH} \longrightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KI} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{SbH}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{H}_3\text{SbO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 \longrightarrow \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Cu}_2\text{O} + \text{HNO}_3 (\text{конц}) \longrightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Ca} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц}) \longrightarrow \text{CaSO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$

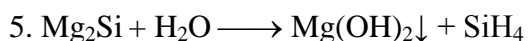
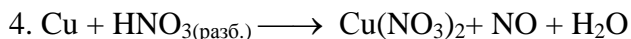
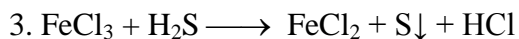
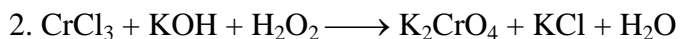
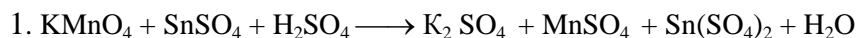
Задание 5

- $\text{S} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$
- $\text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{S} \longrightarrow \text{S} + \text{FeCl}_2 + \text{HCl}$
- $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \longrightarrow \text{NaBr} + \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{As}_2\text{S}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{K} + \text{HNO}_3 (\text{конц}) \longrightarrow \text{KNO}_3 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

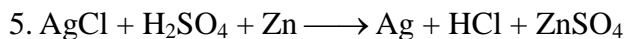
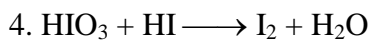
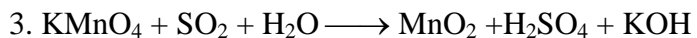
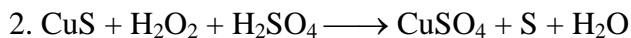
Задание 6



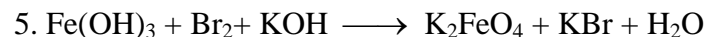
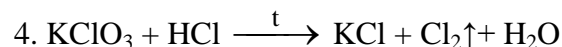
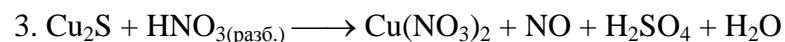
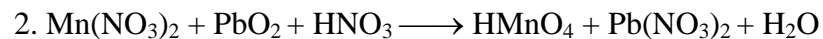
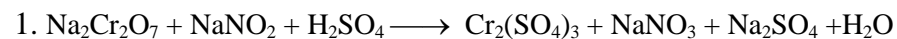
Задание 7



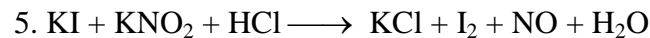
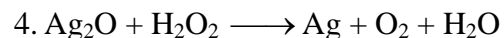
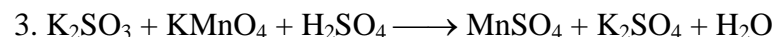
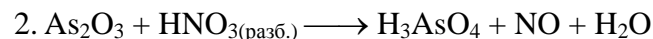
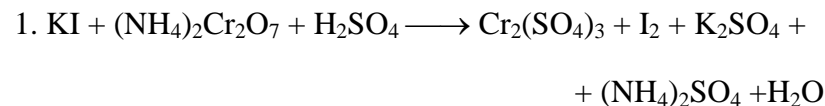
Задание 8



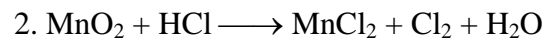
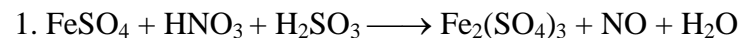
Задание 9

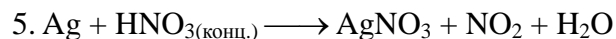
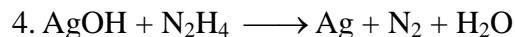
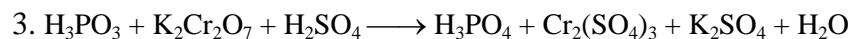


Задание 10

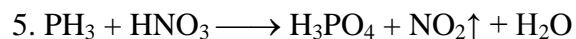
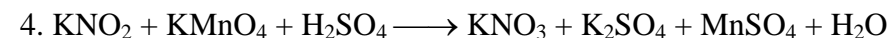
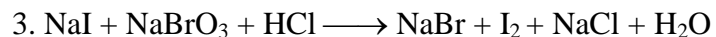
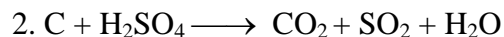
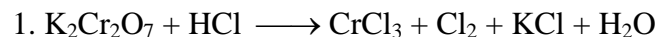


Задание 11

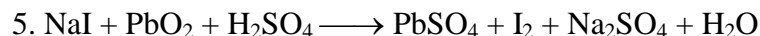
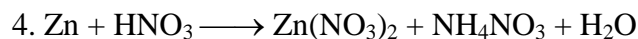
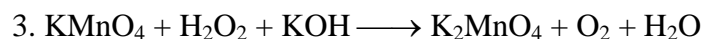
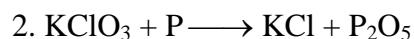
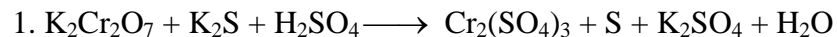




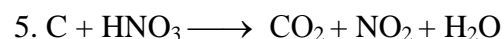
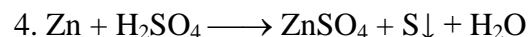
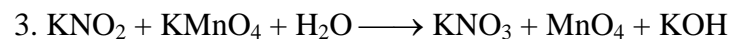
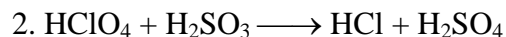
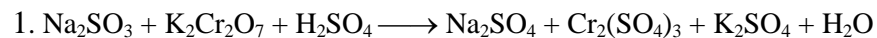
Задание 12



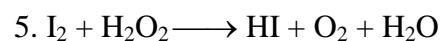
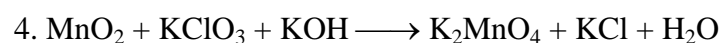
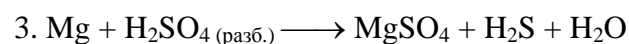
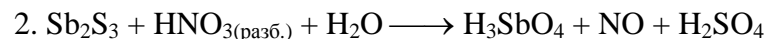
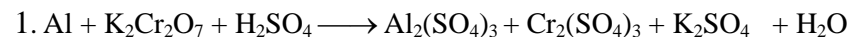
Задание 13



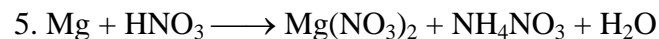
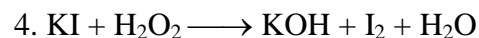
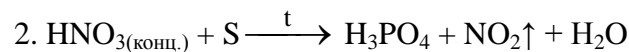
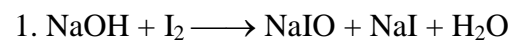
Задание 14



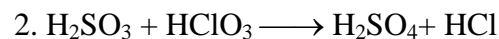
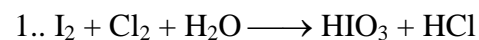
Задание 15

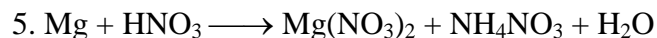
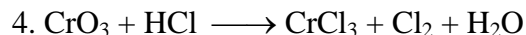


Задание 16

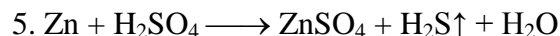
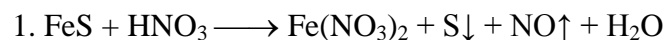


Задание 17

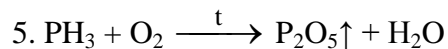
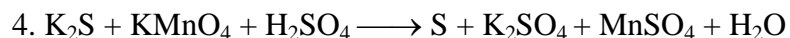
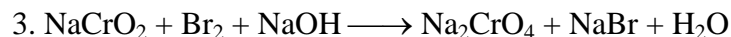
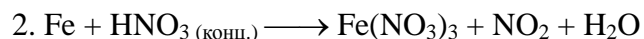
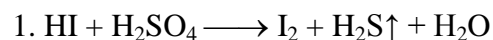




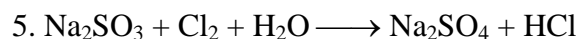
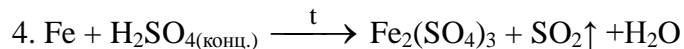
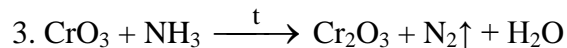
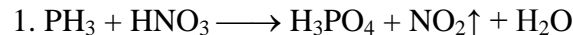
Задание 18



Задание 19



Задание 20



Контрольные вопросы

1. Что называется реакциями окисления – восстановления?

2. Чем отличаются реакции окисления – восстановления от других химических реакций?

3. Какие вещества называются окислителями и какие восстановителями?

4. В каких группах периодической системы элементов Д.И.Менделеева расположены элементы с ярко выраженными окислительными свойствами?

5. В каких группах периодической системы элементов Д.И.Менделеева расположены элементы с ярко выраженными восстановительными свойствами?

6. Восстановительные или окислительные свойства проявляют следующие частицы Cl_2 , Cl^- , Fe , Fe^{+3} , Mn^{+7} , Mn^{+4} , O_2 , O^{-2} ?