

Министерство образования и науки Украины

ХАРЬКОВСКИЙ НАЦИОНАЛЬНЫЙ АВТОМОБИЛЬНО-
ДОРОЖНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ

**к самостоятельной работе иностранных
студентов при подготовке
к контрольным работам по дисциплине
«ХИМИЯ»**

Составители: Л.Д. Маракина
Э.Б. Хоботова
О.А. Бешенцева

Данные методические указания содержат задания для организации аудиторной и внеаудиторной самостоятельной работы студентов-иностранцев.

Цель настоящих рекомендаций – развивать интерес к данному предмету, помочь студентам овладеть теоретическим материалом и практическими навыками: сравнивать, обобщать, работать с книгой, осуществлять самоконтроль.

В работе указаны задания, способствующие приобретению навыков чтения, понимания научного стиля речи, изложения учебного материала на русском языке.

Задания для самостоятельной работы составлены с учетом требований учебной программы по химии для подготовительных факультетов, уровня языковой и базовой естественнонаучной подготовки студентов и предусматривает переход учащихся от низшего к высшему уровню мыслительной деятельности на русском языке как иностранном.

1. ХИМИЧЕСКИЙ ЭЛЕМЕНТ

Определенный вид атомов называется *химическим элементом*.

Химические элементы образуют систему элементов. Великий русский химик Д.И. Менделеев создал периодическую систему элементов.

Символ химического элемента – это обозначение элемента буквами латинского алфавита.

Каждый химический элемент имеет свой символ (знак). Химический символ элемента – это одна или две буквы латинского названия элемента.

Например: S (эс) – это символ элемента Сульфура; Fe (феррум) – это символ элемента Феррума; H (аш) – это символ элемента Гидрогена. Каждый элемент имеет свое название и свой химический символ. Сульфур – это русское название элемента. S (эс) – это символ Сульфура. Феррум – это русское название элемента, Fe (феррум) – это символ Феррума. Гидроген – это русское название элемента, H (аш) – это символ Гидрогена.

В табл. 1 приводятся символы некоторых химических элементов, русское название, произношение этих символов (как они читаются).

Таблица 1 – **Химические символы некоторых элементов**

Символ элемента	Латинское название	Русское название	Произношение (как читается) символа
1	2	3	4
H	Hydrogenium	гидроген	аш
Li	Lithium	литий	литий
B	Borum	бор	бор
C	Carboneum	карбон	цэ
N	Nitrogenium	нитроген	эн
O	Oxygenium	оксиген	о
F	Fluorum	флуор	фтор
Na	Natrium	натрий	натрий
Mg	Magnesium	магний	магний
Al	Aluminium	алюминий	алюминий
Si	Silicium	силиций	силициум
P	Phosphorus	фосфор	пэ
S	Sulfur	сульфур	эс

Продолжение таблицы 1

1	2	3	4
Cl	Chlorum	хлор	хлор
K	Kalium	калий	калий
Ca	Calcium	кальций	кальций
Cr	Chromium	хром	хром
Mn	Manganum	манган	марганец
Fe	Ferrum	феррум	феррум
Co	Cobaltum	кобальт	кобальт
Cu	Cuprum	купрум	купрум
Zn	Zincum	цинк	цинк
As	Arsenicum	арсен	арсеникум
Br	Bromum	бром	бром
Ag	Argentum	аргентум	аргентум
Sn	Stannum	станнум	станнум
I	Iodum	йод	йод
Ba	Barium	барий	барий
Au	Aurum	аурум	аурум
Hg	Hydrargyrum	меркурий	гидраргирум
Pb	Plumbum	плюмбум	плюмбум

ЗАДАНИЯ

Задание 1. Найти правильные ответы на вопросы

Вопросы	Ответы
А. Какой символ имеет элемент алюминий?	Si, Zn, Al, S, Cu
Б. Какой элемент имеет символ «Mn»?	аргентум, сульфур, силиций, манган,
В. Как читается символ Fe?	аргентум, купрум, феррум, силициум
Г. Какое русское название имеет элемент, символ которого «Si»?	феррум, меркурий, аргентум, силиций
Д. Какие элементы металлические?	P, Na, H, Si, O, Cr, Zn, Al, S, Cu

Задание 2. Написать химические знаки элементов:

1) купрум, меркурий, аурум, силиций, водород

- 2) кальций, натрий, аурум, арсен, купрум
- 3) феррум, силиций, натрий, купрум, карбон
- 4) йод, феррум, силиций, натрий, купрум
- 5) плюмбум, купрум, флуор, сульфур, феррум
- 6) аргентум, арсен, аурум, феррум, хлор
- 7) хлор, аргентум, купрум, водород, станнум
- 8) станнум, силиций, купрум, водород, феррум
- 9) карбон, ртуть, аурум, хлор, аргентум
- 10) карбон, силиций, купрум, феррум, стибий
- 11) калий, стибий, плюмбум, купрум, феррум
- 12) натрий, барий, бор, купрум, феррум
- 13) барий, бром, бор, ртуть, арсен
- 14) фосфор, хлор, купрум, плюмбум, феррум

Задание 3. Написать русские названия элементов:

- 1) К, С, Na, Sn, Sb, Ag
- 2) Fe, Ag, Si, C, O, S
- 3) Hg, Ag, Au, Fe, Cu, Ca
- 4) Au, Ag, Hg, As, C, Sn
- 5) O, Ag, Si, Zn, Hg, Sb
- 6) Cu, Cr, Cl, Si, Sb, Sn, Hg
- 7) Sb, As, N, Au, Fe, Cr
- 8) Ag, S, C, Hg, Au, Sb
- 9) Sb, H, Si, S, Fe, Cu
- 10) Hg, Ba, Sn, N, H, Ag
- 11) Au, Ag, As, Na, Si, Al
- 12) Ag, Cl, Mn, Sb, Sn, As, K, Na
- 13) Sb, Sn, Mg, Si, P, Fe
- 14) As, Ag, Al, Si, C, Sb

Задание 4. Какие элементы неметаллические?

- 1) Be, N, Sn, Mn, Cl, Al, Si, Pb
- 2) Mn, Mo, Mg, S, Na, Si, Be, B
- 3) Ba, B, Be, Br, Cr, Co, Cl
- 4) Be, B, Br, Ba, C, Co, Cr, Si, Sn
- 5) Sn, S, Si, Se, P, Po, Pb, Be
- 6) Hg, H, He, Br, Ba, Be, B, S
- 7) Si, Sb, Sn, Cu, C, Co, Cs, S

Задание 5. Как читать химические знаки элементов?

- 1) C, Sn, Sb, O, Ag, Fe, Cu
- 2) Cu, Fe, Ag, S, C, Si
- 3) Hg, Au, Fe, Ag, Cu, K
- 4) As, Sb, Fe, Cu, C, H, Sn
- 5) Fe, Ca, Al, I, Ag, As, Sn
- 6) Cr, Cu, Cl, Au, Hg, Fe, Ag
- 7) Sb, Cu, Fe, Mn, Au, Ag, Cl
- 8) Sb, Ag, C, O, H, Cu, Fe
- 9) Sb, O, Si, Cl, Ag, Hg, Fe
- 10) Sb, C, Cu, Fe, Ag, B, Cl
- 11) Fe, Cu, Hg, Pb, P, Cl, C
- 12) As, Hg, Fe, Cu, Sb, I, Cl
- 13) Hg, Br, Mn, Fe, Cu, Zn, Si
- 14) As, Cu, Fe, Ag, Mn, Ca, K

Задание 6. Какие элементы металлические?

- 1) K, Kr, Ca, Co, Cr, Br, B, Ba
- 2) C, Cs, Ca, Si, S, Sn, Se, F
- 3) B, Ba, C, Co, Be, Br, Cr, Si
- 4) Hg, H, S, Se, Sn, Ca, Co, C
- 5) Ba, Be, B, Br, Sn, Si, S, Se
- 6) Si, Sn, Sb, B, Br, Ba, Be
- 7) Cl, Cs, Ca, Zn, C, Pb, Co, S

2. ХИМИЧЕСКАЯ ФОРМУЛА. ПРОСТЫЕ И СЛОЖНЫЕ ВЕЩЕСТВА

Состав вещества можно выразить при помощи химической формулы. Каждое вещество имеет химическую формулу. Например: H_2O (аш – два – о) – это формула воды; $CaCO_3$ (кальций – цэ – о – три) – это формула мела; O_2 (о – два) – это формула кислорода.

Химические элементы образуют простые и сложные вещества.

Простые вещества – это вещества, молекулы которых состоят из атомов одного элемента.

Простые вещества делятся на металлы и неметаллы.

Металлы: Na, Cu, K, Al, Ca, Au.

Неметаллы: H_2 , S, O_2 , P, N_2 , Cl_2 .

Сложные вещества – это вещества, которые состоят из атомов различных элементов.

Например, вода H_2O , мел $CaCO_3$, соль $NaCl$.

Химическая формула – это обозначение вещества при помощи химических символов.

Химическая формула показывает:

- что это одна молекула вещества;
- из каких элементов состоит вещество (качественный состав);
- сколько атомов каждого элемента содержится в молекуле вещества (количественный состав).

Например, формула воды (H_2O) показывает, что:

- это одна молекула воды;
- молекула состоит из двух элементов; водорода и кислорода;
- в молекуле воды содержится два атома водорода и один атом кислорода;
- в формуле H_2O цифра 2 – это индекс.

Индекс показывает число атомов данного элемента в молекуле вещества. Индекс пишут после символа внизу.

Например, Al_2O_3 ; H_3PO_4 ; $Ba(OH)_2$.

Индекс 1 (один) не пишут и не читают.

Число перед формулой называется *коэффициентом*. Коэффициент показывает число молекул или число отдельных атомов. Коэффициент 1 (один) не пишут и не читают.

Например, $5H_2O$ (пять – аш – два – о), $7CaCO_3$ (семь – кальций – цэ – о – три). Большие цифры 5 и 7, которые стоят перед формулой – это коэффициенты.

Если формула содержит несколько одинаковых групп атомов, то формулы читают так:

$Fe(OH)_2$ – феррум – о – аш – дважды;

$Fe(OH)_3$ – феррум – о – аш – трижды;

$Pb(NO_3)_2$ – плюмбум – эн – о – три – дважды;

$Al_2(SO_4)_3$ – алюминий – два – эс – о – четыре – трижды;

O_2 , H_2O , $CaCO_3$, $Pb(NO_3)_2$, N_2 , Cl_2 – это формулы веществ.

ЗАДАНИЯ

Задание 1. Что показывает химическая формула: HCl , H_2SO_4 , HNO_3 , N_2O , $\text{Fe}(\text{OH})_3$?

Задание 2. Прочитайте следующие формулы: $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$, $\text{Mg}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, KClO_3 , $\text{AlOH}(\text{NO}_3)_2$.

Задание 3. Заполните таблицу

Формула	Чтение	Укажите простые и сложные вещества
Cl_2O_7		
ZnSO_4		
$(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$		
O_2		
KNO_3		
$(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$		
Cu		
AuCl_3		
P		
NaH_2PO_4		
N_2		
NaOH		
SO_2		
O_3		
CrO_3		
$\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$		
HBrO_3		

Задание 4. Найти простые и сложные вещества

- 1) Fe_3O_4 ; Fe ; Fe_2O_3 ; C ; S ; SO_3
- 2) Br_2 , HBr , HBrO_3 , O_2 , O_3 , H_2O
- 3) O_2 ; H_2O ; Fe ; HNO_3 ; N_2O_3
- 4) Li ; Li_2O ; N_2P ; H_3PO_4 ; O_2 .
- 5) FeO ; Fe_2O_3 ; Fe_3O_4 ; Fe ; Na_2CO_3 ; O_2 ; C
- 6) P ; H_3PO_4 ; Cu ; S ; Cu_2S ; $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$
- 7) CO ; C ; B ; B_2O_3 ; Be ; BeO
- 8) $\text{CuCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$; Cl_2 ; Cl_2O_7 ; Cu ; CuO ; Si
- 9) HClO_4 ; HCl ; Cl_2 ; Cl_2O_7 ; O_2 ; O_3

- 10) C; CO₂; H₂CO₃; Al; Al(OH)₃; Al₂O₃
- 11) Na₂CO₃; Na; Na₂O; NaOH; C; O₃
- 12) C₁₂H₂₂O₁₁; C₂H₄; C; C₂H₂; Cl₂; C₂H₅OH
- 13) Mg(OH)₂; MgO; Mg; Mg₃N₂; N₂; HNO₃
- 14) C₂H₂Si; Fe₃O₄; Cs; P; CH₄
- 15) F₂; F₂O; O₂; O₃; FeO; Fe
- 16) CuSO₄ · 5H₂O; Cu₂O; Cu; Cl₂; Cl₂O₇; O₂

Задание 5. Записать:

1) – атом феррума; – 2 атома феррума; – молекулу железа; – 4 молекулы железа.

2) – атом азота; – 2 атома азота; – молекулу азота; – 2 молекулы азота.

3) – 2 атома брома; – молекулу брома; – 2 молекулы брома.

4) – 3 атома йода; – молекулу йода; – 3 молекулы йода.

5) – 3 атома серы; – атом кислорода; – молекулу хлора.

6) – атом азота; – 2 атома азота; – молекулу азота; – 2 молекулы азота.

7) – 3 атома хлора; – молекулу хлора; – 5 молекул хлора.

8) – 3 атома кислорода; – молекулу кислорода; – 3 молекулы кислорода.

9) – атом водорода; – 3 атома водорода; – молекулу водорода; – 3 молекулы водорода.

10) – молекулу водорода; – 2 атома водорода; – 2 молекулы водорода.

Задание 6. Написать формулы веществ, которые состоят из:

1) – 3 атомов кислорода; – 1 атома водорода и 1 атома фтора; – 1 атома магния, 2 атомов кислорода и 2 атомов водорода.

2) – 2 атомов водорода, 1 атома серы и 4 атомов кислорода; – 1 атома меди, 2 атомов кислорода и 2 атомов водорода; – 3 атомов кислорода.

3) – 1 атома серебра, 1 атома азота и 3 атомов кислорода; – 2 атомов натрия и 1 атома кислорода; – 1 атома водорода, 1 атома арсена и 2 атомов кислорода.

4) – 1 атома кремния и 2 атомов кислорода; – 2 атомов водорода, 1 атома серы и 4 атомов кислорода; – 2 атомов феррума и 3 атомов кислорода.

5) – атома флуора и атома гидрогена; – атома феррума, 2 атомов кислорода и 2 атомов гидрогена; – 2 атомов гидрогена и 1 атома сульфура.

6) – 1 атома магния, 2 атомов кислорода и 2 атомов гидрогена; – 1 атом сульфура и 3 атомов кислорода; – 1 атома гидрогена, 1 атома фосфора и 2 атомов кислорода.

Задание 7. Вычислить молекулярные массы

- 1) $\text{Fe}(\text{OH})_3$; Br_2 ; CuSO_4 ; $5\text{H}_2\text{O}$
- 2) H_3PO_4 ; $\text{Fe}(\text{OH})_3$; H_2S
- 3) $\text{Zn}(\text{OH})_2$; CuCl_2 ; $2\text{H}_2\text{O}$; HPO_2
- 4) Na_2CO_3 ; $\text{Fe}(\text{OH})_3$; $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$
- 5) $\text{Cd}(\text{OH})_2$; H_3AsO_4 ; Fe_2O_3
- 6) $\text{Sr}(\text{OH})_2$; H_2SiO_3 ; $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
- 7) $\text{Ba}(\text{OH})_2$; H_2SeO_4 ; K_2O
- 8) $\text{CuSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$; $\text{Fe}(\text{OH})_2$; O_3
- 9) HClO_4 ; $\text{Ti}(\text{OH})_4$; P_2O_5
- 10) Cl_2O_7 ; CaCO_3 ; $\text{Cu}(\text{OH})_2$
- 11) HPO_2 ; $\text{CuCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$; $\text{Fe}(\text{OH})_3$
- 12) $\text{Ca}(\text{OH})_2$; H_2CO_3 ; $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
- 13) H_2SiO_3 ; $\text{Mg}(\text{OH})_2$; HF
- 14) H_3SbO_4 ; $\text{Mg}(\text{OH})_2$; Fe_3O_4
- 15) H_3SbO_4 ; $\text{Mg}(\text{OH})_2$; Fe_3O_4
- 16) FeCl_2 ; $\text{Cu}(\text{OH})_2$; C_2H_2

Задание 8. Что легче:

- 1) молекула фтора или молекула CO_2 ?
- 2) молекула SO_2 или молекула SiO_2 ?
- 3) атом алюминия или молекула азота?
- 4) молекула кислорода или молекула CO ?
- 5) молекула SO_3 или молекула Na_2O ?
- 6) молекула фтора или молекула MgO ?
- 7) молекула воды или молекула CO ?
- 8) молекула сероводорода H_2S или молекула хлора?

Задание 9. Что тяжелее:

- 1) молекула SO_2 или молекула хлора?
- 2) молекула кислорода или атом серы?
- 3) молекула хлора или молекула FeO ?

- 4) молекула сероводорода H_2S или атом хлора?
- 5) молекула воды или молекула газа CO ?
- 6) атом серы или молекула фтора?
- 7) молекула кислорода или молекула азота?
- 8) алюминий или молекула азота?

Задание 10. Прочитайте формулы

- 1) $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2$; As_2O_5 ; $\text{Cu}(\text{OH})_2$; I_2O_7
- 2) $\text{Gr}(\text{OH})_3$; K_2O ; $\text{Gr}_2(\text{SO}_4)_3$; $\text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2$
- 3) Fe_3O_4 ; $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$; SnCl_2 ; Ag_2O
- 4) SnO_2 ; H_3AsO_4 ; $\text{Fe}(\text{OH})_3$; $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$
- 5) $\text{K}_2\text{Gr}_2\text{O}_7$; $\text{Mo}_2(\text{SO}_4)_3$; Ag_2O ; $\text{Cu}(\text{OH})_2$
- 6) Cu_2O ; $\text{Fe}_2(\text{PO}_4)_3$; Au_2O ; H_3SbO_4
- 7) Hg_2SO_4 ; $\text{Cu}(\text{OH})_2$; H_2SiO_3 ; Ag_2O
- 8) Sb_2O_5 ; HAsO_2 ; $\text{Cu}(\text{OH})_2$; AgSO_4
- 9) HgCl_2 ; H_3AsO_4 ; SnO ; $\text{Fe}(\text{OH})_3$
- 10) $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$; $\text{Cu}(\text{OH})_2$; Sb_2O_5 ; Br_2
- 11) H_3SbO_4 ; AgOH ; $\text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2$; FeO
- 12) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$; HgO ; $\text{Fe}(\text{OH})_3$; HSbO_2
- 13) AgNO_3 ; $\text{Cu}(\text{OH})_2$; $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$; HgO
- 14) Fe_2O_3 ; $\text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2$; HgO ; HAsO_2
- 15) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$; $\text{Fe}(\text{OH})_3$; H_2SiO_3 ; HgO
- 16) AgNO_3 ; $\text{Hg}_3(\text{PO}_4)_2$; $\text{Fe}(\text{OH})_3$; H_2CO_3

3. ВАЛЕНТНОСТЬ

При образовании веществ атом одного элемента может соединяться с определенным числом атомов другого элемента. Чтобы правильно написать формулу вещества, нужно знать важное свойство химических элементов – *валентность*.

Валентность – это способность атомов одного элемента присоединять или замещать определенное число атомов другого элемента.

За единицу валентности принимают валентность водорода. Во всех соединениях атом водорода всегда одновалентный. Атом кислорода – двухвалентный.

Если атом элемента присоединяет один атом водорода, то такой элемент является одновалентным, если присоединяет два атома водорода – двухвалентным, три атома водорода – трехвалентным и т. д. Например, в H_2S сера двухвалентная, в PH_3 фосфор трехвалентный, в CH_4 углерод четырехвалентный.

Некоторые элементы имеют *постоянную* валентность. Например, водород, кислород, фтор, алюминий, натрий, магний. Многие элементы имеют *переменную* валентность. Например, углерод, сера, азот, хром, хлор.

Так, сера имеет валентность два ($\text{H}_2\overset{\text{II}}{\text{S}}$), четыре ($\overset{\text{IV}}{\text{S}}\text{O}_2$), шесть ($\overset{\text{VI}}{\text{S}}\text{O}_3$).

Валентность обозначается римскими цифрами и пишется над символами.

Например, $\overset{\text{I}}{\text{HCl}}$, $\overset{\text{II}}{\text{BaO}}$, $\overset{\text{III}}{\text{Cr}_2\text{O}_3}$, $\overset{\text{VI}}{\text{CrO}_3}$, $\overset{\text{VII}}{\text{Mn}_2\text{O}_7}$.

Группу атомов тоже можно характеризовать валентностью:

- а) одновалентные группы $-\text{OH}$, $-\text{NO}_3$, $-\text{NH}_4$, $-\text{MnO}_4$;
- б) двухвалентные группы $-\text{CO}_3$, $-\text{SiO}_3$, $-\text{SO}_3$, $-\text{SO}_4$, $-\text{CrO}_4$;
- в) трехвалентные $-\text{PO}_4$, $-\text{BO}_3$.

Если известна валентность одного элемента в формуле вещества, то можно определить валентность другого элемента.

Есть правило валентности для веществ, молекулы которых состоят из атомов двух элементов:

Произведение валентности на число атомов одного элемента равно произведению валентности на число атомов другого элемента.

Например, H_2O . Валентность водорода – единица, а валентность кислорода – два: $1 \cdot 2 = 2$; $2 \cdot 1 = 2$.

Решим несколько примеров определения валентности элементов по формуле.

Пример 1. Определить валентность серы в соединении SO_3 .

Обозначим неизвестную валентность серы через x . Тогда $x \cdot 1 = 2 \cdot 3$, $x = 6$.

Валентность серы равна шести.

Пример 2. Определить валентность хлора в соединении Cl_2O_7 .

Обозначим неизвестную валентность хлора через x , тогда $x \cdot 2 = 2 \cdot 7$, $x = 7$.

Валентность хлора равна семи.

При помощи правила валентности можно не только определить валентность элемента, но и составить формулу соединения по известной валентности.

Пример 3. Валентность фосфора равна пяти, валентность кислорода равна двум. Составить формулу соединения фосфора с кислородом P_xO_y .

Общее число валентностей соединения равно произведению $5 \cdot 2 = 10$. Число атомов фосфора (P) равно $10 : 5 = 2$. Число атомов кислорода (O) равно $10 : 2 = 5$. Формула соединения P_2O_5 .

Пример 4. Валентность феррума равна трем, валентность серы равна двум. Составить формулу соединения Fe_xS_y .

Общее число валентностей соединения равно произведению $3 \cdot 2 = 6$. Число атомов феррума (Fe) равно $6 : 3 = 2$. Число атомов серы (S) равно $6 : 2 = 3$. Формула соединения Fe_2S_3 .

ЗАДАНИЯ

Задание 1. Составьте формулы соединений элементов с кислородом. Найдите высший оксид. Напишите структурные формулы

- | | | | |
|-----------------------------|------------------------------|------------------------------|---------------------------|
| III I VII
1) Al, Ag, Cl; | III VI
2) Li, B, Cr; | VII I
3) Zn, Br, Cl; | III V VII
4) N, N, Cl; |
| V III I
5) P, N, K; | II VII III
6) Mg, Br, Cl; | V I
7) Al, Br, Cl; | VII IV
8) K, I, Mn; |
| V VI
9) Ge, As, As; | III VII
10) Al, Br, Cl; | III V
11) Na, V, Mn; | V VII
12) Ca, Br, Cl; |
| V VII
13) Na, I, Mn; | IV VII VI
14) Ti, Mn, Mn; | I III VII
15) Cu, Br, Cl; | IV VI I
16) S, Cr, Cu |

Задание 2. Составьте формулы веществ

- | | |
|--|--|
| II III III I I I
1) $\text{Cu}(\text{PO}_4)$, AsH_3 , HClO_4 ; | IV III II II
2) SiH_4 , AlCO_3 , HSO_3 ; |
|--|--|

- 3) $\overset{\text{II}}{\text{Ca}}(\overset{\text{III}}{\text{PO}_4})$, $\overset{\text{II}}{\text{Cu}}(\overset{\text{I}}{\text{OH}})$, $\overset{\text{IV}}{\text{SiH}}$;
 4) $\overset{\text{II}}{\text{Cd}}(\overset{\text{I}}{\text{NO}_3})$, $\overset{\text{III}}{\text{AsH}}$, $\overset{\text{III}}{\text{Fe}}(\overset{\text{I}}{\text{OH}})$;
 5) $\overset{\text{III}}{\text{HClO}}$, $\overset{\text{II}}{\text{Al}}(\overset{\text{III}}{\text{NO}_3})$, $\overset{\text{II}}{\text{HS}}$;
 6) $\overset{\text{II}}{\text{CaH}}$, $\overset{\text{II}}{\text{Fe}}(\overset{\text{III}}{\text{NO}_3})$, $\overset{\text{III}}{\text{AlCl}}$;
 7) $\overset{\text{II}}{\text{AlH}}$; $\overset{\text{II}}{\text{Fe}}(\overset{\text{I}}{\text{OH}})$; $\overset{\text{IV}}{\text{HCO}_3}$;
 8) $\overset{\text{IV}}{\text{Al}}(\overset{\text{II}}{\text{SO}_4})$; $\overset{\text{IV}}{\text{HBO}_3}$; $\overset{\text{IV}}{\text{SiCl}}$;
 9) $\overset{\text{II}}{\text{MgCl}}$, $\overset{\text{II}}{\text{Cu}}(\overset{\text{III}}{\text{NO}_3})$; $\overset{\text{II}}{\text{AlH}}$;
 10) $\overset{\text{III}}{\text{NH}}$, $\overset{\text{III}}{\text{Cr}}(\overset{\text{I}}{\text{OH}})$, $\overset{\text{IV}}{\text{HSiO}_3}$;
 11) $\overset{\text{III}}{\text{Al}}(\overset{\text{III}}{\text{SO}_3})$; $\overset{\text{II}}{\text{Zn}}(\overset{\text{I}}{\text{OH}})$; $\overset{\text{II}}{\text{NaSO}_4}$;
 12) $\overset{\text{III}}{\text{HPO}_4}$, $\overset{\text{III}}{\text{AsH}}$, $\overset{\text{II}}{\text{Zn}}(\overset{\text{III}}{\text{NO}_3})$;
 13) $\overset{\text{III}}{\text{Ca}}(\overset{\text{III}}{\text{PO}_4})$, $\overset{\text{III}}{\text{PH}}$, $\overset{\text{II}}{\text{HPO}_4}$;
 14) $\overset{\text{III}}{\text{HClO}}$, $\overset{\text{II}}{\text{HS}}$, $\overset{\text{II}}{\text{Mn}}(\overset{\text{III}}{\text{PO}_4})$;
 15) $\overset{\text{III}}{\text{Mg}}(\overset{\text{III}}{\text{PO}_4})$; $\overset{\text{III}}{\text{Fe}}(\overset{\text{I}}{\text{OH}})$; $\overset{\text{III}}{\text{NH}}$;

Задание 3. Определите валентность элементов по формулам

- 1) H_2CrO_4 , NaClO_4 , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
- 2) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, HClO_3
- 3) $(\text{NH}_4)_2\text{CrO}_4$, H_2MnO_4
- 4) $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$
- 5) HClO_2 , NH_4Cl
- 6) H_2MnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
- 7) $\text{Li}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, K_2SO_4
- 8) $\text{Cr}(\text{OH})_3$, HMnO_4
- 9) H_2CO_3 , $\text{Fe}(\text{OH})_3$
- 10) $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, K_2CrO_4
- 11) HClO_4 , Mn_2O_7
- 12) $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, HClO_3
- 13) $(\text{NH}_4)_2\text{CrO}_4$, HMnO_4
- 14) NH_4Br , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
- 15) H_2SiO_3 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

Задание 4. Напишите структурные формулы веществ

- 1) $\text{Zn}(\text{OH})_2$, H_3AsO_4 , KMnO_4
- 2) NaClO_3 , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, H_3PO_4
- 3) H_3BO_3 , $\text{Cd}(\text{OH})_2$, Na_2SiO_3
- 4) Na_2SO_4 , $\text{Fe}(\text{OH})_2$, H_3BO_3
- 5) MgSO_4 , $\text{Fe}(\text{OH})_2$, H_3BO_3

- 6) KClO_4 , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$
- 7) H_3PO_4 , CaSO_4 , $\text{Cu}(\text{OH})_2$
- 8) HNO_3 , $\text{Cd}(\text{OH})_2$, KClO_2
- 9) $\text{Mn}(\text{OH})_2$, H_2CO_3 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
- 10) K_2S , $\text{Fe}(\text{OH})_3$, H_3PO_4
- 11) H_2SO_4 , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, Na_3PO_4
- 12) $\text{Cr}(\text{OH})_3$, H_2SO_4 , K_2SiO_3
- 13) H_2SiO_3 , K_3BO_3 , $\text{Cd}(\text{OH})_2$
- 14) $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$, H_2CO_3
- 15) CaSiO_3 , Na_2SO_4 , $\text{Fe}(\text{OH})_2$
- 16) H_2SiO_3 , Na_3BO_3 , $\text{Al}(\text{OH})_3$
- 17) Na_2MnO_4 , $\text{Mg}(\text{OH})_2$, H_2SiO_3

4. АТОМНАЯ И МОЛЕКУЛЯРНАЯ МАССА

Атомы и молекулы имеют массу. Массу измеряют в граммах (г), килограммах (кг), тоннах (т).

Массы атомов и молекул очень маленькие. Например, масса атома водорода $1,67 \cdot 10^{-27}$ кг, масса атома карбона $19,93 \cdot 10^{-27}$ кг, масса молекулы воды $28,95 \cdot 10^{-27}$ кг. Это абсолютные массы атомов и молекул. Применять такие числа при расчетах неудобно. Поэтому применяют не абсолютные, а относительные величины масс.

За единицу относительной массы принимают $1/12$ (одну двенадцатую) часть массы атома изотопа карбона – 12. Эта единица называется *атомной единицей массы* (а. е. м.).

Атомная единица массы применяется при химических и физических расчетах.

Относительной атомной массой химического элемента называется отношение массы его атома к $1/12$ части массы атома изотопа карбона – 12.

Относительная атомная масса показывает, во сколько раз масса атома данного элемента больше одной двенадцатой части массы атома карбона.

Относительная атомная масса обозначается символом A_r (индекс r – начальная буква слова relative – относительный), а абсолютная атомная масса – m_a . Между ними существует соотношение, которое выражается формулой

$$m_a = A_r \cdot 1 \text{ а.е.м.}$$

Например, относительная атомная масса азота $A_{r(\text{N})} = 14$, кислорода $A_{r(\text{O})} = 16$, серы $A_{r(\text{S})} = 32$.

Относительной молекулярной массой вещества называется отношение массы его молекулы к 1/12 части массы атома изотопа углерода-12.

Относительные молекулярные массы, как и относительные атомные массы, выражаются в атомных единицах массы.

Относительная молекулярная масса показывает, во сколько раз масса молекулы больше одной двенадцатой части массы атома углерода.

Относительная молекулярная масса обозначается M_r , абсолютная – m_m .

Относительная молекулярная масса простых и сложных веществ равна сумме относительных атомных масс атомов, которые входят в состав молекулы.

Например, формула вещества Na_2SO_4 .

1. Напишем при помощи символов правило: относительная молекулярная масса равна сумме относительных атомных масс элементов, из которых состоит молекула, то есть

$$M_r(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 2A_r(\text{Na}) + A_r(\text{S}) + 4A_r(\text{O}).$$

2. По таблице Д.И. Менделеева (относительные массы атомов элементов округляются до целого числа, кроме $A_r(\text{Cl}) = 35,5$) найдем относительные атомные массы элементов

$$A_r(\text{Na}) = 23; \quad A_r(\text{S}) = 32; \quad A_r(\text{O}) = 16.$$

3. Подставим значения относительных атомных масс в уравнение

$$M_r(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot 23 + 32 + 4 \cdot 16 = 142.$$

Например, относительная молекулярная масса воды равна

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 2A_r(\text{H}) + A_r(\text{O}) = 2 \cdot 1 + 16 = 18.$$

Относительная молекулярная масса мела равна

$$M_r(\text{CaCO}_3) = A_r(\text{Ca}) + A_r(\text{C}) + 3A_r(\text{O}) = 40 + 12 + 3 \cdot 16 = 100.$$

Относительная молекулярная масса – безразмерная величина.

ЗАДАНИЯ

Задание 1. Определите относительные молекулярные массы веществ:

- | | | | |
|--------------------|------------------|---------------------|------------------------|
| 1) N_2 ; | 2) H_3PO_4 ; | 3) $Al_2(SO_4)_3$; | 4) $(NH_4)_2Cr_2O_7$; |
| 5) $Ca(HCO_3)_2$; | 6) Na_2S ; | 7) $Ni(OH)_2$; | 8) $CuSO_4$; |
| 9) $KAl(SO_4)_2$; | 10) $PbOHNO_3$; | 11) H_2SO_4 ; | 12) Na_2HPO_4 |

Задание 2. Напишите химические формулы и вычислите относительные молекулярные массы соединений, состоящих из:

1) 6 атомов карбона, 12 атомов водорода и 6 атомов кислорода;

2) одного атома бария, одного атома серы и четырех атомов кислорода;

3) одного атома железа и трех атомов хлора;

4) одного атома азота и трех атомов водорода;

5) двух атомов алюминия, трех атомов серы;

6) двух атомов карбона, шести атомов водорода и одного атома кислорода;

7) двух атомов водорода, одного атома серы и четырех атомов кислорода;

8) трех атомов натрия, одного атома фосфора и четырех атомов кислорода;

9) одного атома меди, одного атома карбона и трех атомов кислорода;

10) трех атомов железа и четырех атомов кислорода.

Задание 3. Вычислить относительную молекулярную массу:

1) двух молекул H_3PO_4 ;

2) 0,2 молекулы $Ca(HCO_3)_2$;

3) пяти молекул $Al(NO_3)_3$;

4) трех молекул K_2HPO_4 ;

5) 0,5 молекулы H_3BO_3 ;

6) десяти молекул H_2S ;

7) 1,5 молекулы $NaOH$;

8) шести молекул $KMnO_4$

5. КОЛИЧЕСТВО ВЕЩЕСТВА. МОЛЬ. МОЛЯРНАЯ МАССА

Кроме физических величин – массы, объема, плотности и других – в химии применяют физическую величину *количество вещества n*.

Количество вещества – это число структурных частиц этого вещества (атомов, молекул и других частиц). *Моль* – это единица количества вещества.

Моль – это количество вещества, которое содержит столько структурных единиц (молекул, атомов, ионов и других), сколько содержится атомов в 12 г изотопа карбона –¹².

Число атомов, которое содержится в 12 г углерода, можно определить следующим образом. Абсолютная масса атома карбона равна $19,93 \cdot 10^{-24}$ г, тогда в 12 г углерода содержится

$$\frac{12}{19,93 \cdot 10^{-24}} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ атомов.}$$

Постоянная величина $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$ называется *постоянной Авогадро*. Она показывает число структурных единиц (молекул, атомов, ионов) данного вещества.

Понятие моль можно применять не только к молекулам, но и к атомам. Так, 1 моль атомарного водорода – это $6,02 \cdot 10^{23}$ атомов H, 1 моль молекулярного водорода – это $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул H₂, в состав которого входят $2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$ атомов H, т. е. 2 моль атомарного водорода.

В химии также применяется физическая величина *молярная масса (M)*.

Масса одного моля вещества называется его *молярной массой*. Эта величина – частное от деления массы вещества в граммах (килограммах) на количество вещества в молях. Выражается в г/моль (или кг/моль).

n – количество вещества, моль.

Числовое значение молярной массы вещества *M* равно числовому значению относительной молекулярной массы (*M_r*) вещества или относительной атомной массе элемента.

Например, относительная молекулярная масса воды 18; молярная масса воды 18 г/моль. Относительная молекулярная масса мела 100; молярная масса мела 100 г/моль.

Масса и количество вещества – понятия разные. Масса выражается в граммах, килограммах, а количество вещества – в молях. Между массой вещества, количеством вещества и молярной массой существует соотношение

$$M = \frac{m}{n},$$

где m – масса вещества, г;

n – количество вещества, моль;

M – молярная масса, г/моль.

Массовая доля (W) – это физическая величина, которая равна отношению массы компонента к массе всей системы

По этой формуле можно вычислить массу определенного количества вещества или определить количество вещества в известной массе его, или определить молярную массу вещества.

Значит, массовая доля элемента равна отношению массы элемента в молекуле вещества к массе молекулы.

$$\begin{aligned} W(\text{элемента}) &= m(\text{элемента}) / m(\text{молекулы}) = \\ &= n \cdot A_r(\text{элемента}) / M_r, \end{aligned}$$

где n – число атомов элемента в молекуле;

A_r – относительная атомная масса элемента;

M_r – относительная молекулярная масса.

Массовая доля выражается:

– в долях от единицы ($W = n \cdot A_r / M_r$);

– в процентах $W = (n \cdot A_r / M_r) \cdot 100\%$.

Рассмотрим несколько примеров.

Пример 1. Определить массу 15 моль CaCO_3 .

Молярная масса CaCO_3 равна 100 г/моль.

$$m = M \cdot n = 15 \cdot 100 = 1500 \text{ г.}$$

Пример 2. Определить количество вещества кислоты в 294 г H_2SO_4 . Молярная масса H_2SO_4 равна 98 г/моль.

$$n = \frac{m}{M}, \quad n = \frac{294}{98} = 3 \text{ моль.}$$

Пример 3. Определить молярную массу вещества, если 4 моль его имеют массу 252 г.

$$M = \frac{m}{n}, \quad M = \frac{252}{4} = 63 \text{ г/моль.}$$

Пример 4. Определить массовые доли элементов в молекуле $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

Молярная масса $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ равна 342 г/моль.

Масса каждого элемента в молекуле вещества:

$$m_{(\text{Al})} = 2 \cdot 27 = 54 \text{ г,}$$

$$m_{(\text{S})} = 3 \cdot 32 = 96 \text{ г,}$$

$$m_{(\text{O})} = 12 \cdot 16 = 192 \text{ г.}$$

Массовая доля элементов:

$$W_{(\text{Al})} = 54 / 342 = 0,1579 \text{ или } 15,79 \%,$$

$$W_{(\text{S})} = 96 / 342 = 0,2807 \text{ или } 28,07 \%,$$

$$W_{(\text{O})} = 192 / 342 = 0,5614 \text{ или } 56,14 \%.$$

ЗАДАНИЯ

Задание 1. Определите (вычислите) молярные массы веществ

1) Na_2SO_4 ; 2) CuSO_4 ; 3) $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$;

4) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$; 5) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$; 6) P_2O_5

Задание 2. Определите количество вещества, которое содержится в

1) 128 г SO_2 ; 2) 48 г CuS ; 3) 128 г NH_4NO_2 ;

4) 49 г H_2SO_4 ; 5) 680 г H_2S ; 6) 20,2 г KNO_3 .

Задание 3. Определите число атомов в

- 1) 2 моль O_2 ; 2) 0,3 моль N_2 ; 3) 2,4 моль $KMnO_4$.

Задание 4. Сколько граммов составляют

- 1) 5 молей H_2SO_4 ; 2) 0,25 моля KOH ; 3) 3 моля SO_3 ;
4) 0,4 моля H_2SO_3 ; 5) 3 моля $CuSO_4$; 6) 0,6 моля KCl ;
7) 2 моля C_2H_5OH ; 8) 2 моля C_2H_5OH ; 9) 0,25 моля $CaSO_4$;
10) 4 моля $NaOH$; 11) 0,5 моля $CuSO_4$; 12) 0,25 моля $CaSO_4$;
13) 0,5 моля Cl_2 ; 14) 4 моля $CuSO_4 \cdot 2H_2O$; 15) 4 моля $C_6H_{12}O_6$;
16) 0,1 моля $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$; 17) 1,6 моля $NaOH$; 18) 2 моля $C_{12}H_{22}O_{11}$.

Задание 5. Сколько молей в

- 1) 2 литрах H_2O ; 2) 1 кг $C_{12}H_{22}O_{11}$; 3) 1800 г $C_6H_{12}O_6$;
4) 20 г $NaOH$; 5) 176 г FeS ; 6) 98 г $CuSO_4 \cdot 2H_2O$;
7) 360 г FeS_2 ; 8) 160 г $NaOH$; 9) 88 г CO_2 ;
10) кг-молей в 320 т Fe_2O_3 ; 11) кг-молей в 4 т $NaOH$; 12) 740 г NH_3 ;
13) 2 л H_2O ; 14) 320 т Fl_2O_3 ; 15) 2 т $NaOH$.

Задание 6. Сколько молекул содержится в

- 1) 56 г CO ; 2) 64 г O_2 ; 3) 22 г FeS ; 4) 4 г O_2 ;
5) 32 г H_2S ; 6) 0,5 г H_2 ; 7) 128 г SO_2 ; 8) 20 г SO_3 ;
9) 129 г SO_2 ; 10) 196 г H_2SO_4 ; 11) 7 г CO ; 12) 32 г CH_4 ;
13) 0,6 г O_2 ; 14) 1,2 г O_2 ; 15) 7,1 г Cl_2 ; 16) 42,5 г NH_3 .

Задание 7. Сколько атомов содержится в

- 1) 14 г Fe ; 2) 8 г Cu ; 3) 20 г N ; 4) 16 г S ;
5) 62 г P ; 6) 16 г Na ; 7) 54 г Ag ; 8) 12 г Mg .

6. ОСНОВНЫЕ ЗАКОНЫ ХИМИИ

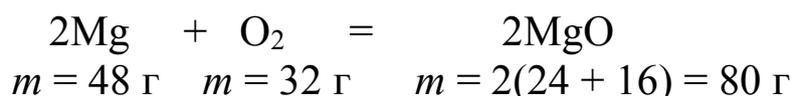
6.1. Закон сохранения массы веществ

В 1748 году русский ученый М.В. Ломоносов открыл один из главных законов природы – закон сохранения массы веществ:

Масса веществ, которые вступают в реакцию, равна массе веществ, которые образуются в результате реакции.

Вещества, которые вступают в реакцию, называются исходными веществами. Вещества, которые образуются в результате реакции, называются продуктами реакции. Поэтому закон сохранения массы веществ можно сформулировать так: *масса исходных веществ равна массе продуктов реакции.*

Например, если на окисление магния массой 48 г использован кислород массой 32 г, то масса образовавшегося при этом оксида магния будет равна 80 г:



Французский ученый Антуан Лоран Лавуазье (1743–1794) продолжил работу М.В. Ломоносова. В 1789 году он экспериментально подтвердил закон сохранения массы веществ. Но ученый сделал вывод, что сохраняется не только общая масса веществ, которые вступают в реакцию. Сохраняется и масса каждого элемента, который входит в состав молекулы вещества. Следовательно, при химических реакциях одни элементы не превращаются в другие.

При химических реакциях атомы не изменяются. Поэтому общее число атомов каждого элемента при реакциях сохраняется.

Закон сохранения массы веществ является частным случаем общего закона природы – закона сохранения материи.

Материя вечна, она не исчезает и не возникает из ничего, а только переходит из одной формы в другую.

Открытие закона сохранения массы способствовало развитию химии как науки: это дало возможность составлять химические уравнения и по ним производить расчеты.

6.2. Закон эквивалентов

Различные элементы соединяются друг с другом в определенных соотношениях.

Рассмотрим несколько примеров: H_2O , NH_3 , CH_4 . В молекулах этих соединений атом кислорода связан с двумя атомами водорода, атом азота связан с тремя атомами водорода, атом углерода связан с четырьмя атомами водорода. В таком случае говорят, что

атом кислорода является равноценным (эквивалентным) двум атомам водорода, атом азота – трем атомам водорода, атом углерода – четырем атомам водорода.

Химическим эквивалентом элемента называется такое его количество (в молях), которое соединяется с одним молем атомов водорода или замещает то же количество атомов водорода в химических реакциях.

Следовательно, в соединениях H_2O , NH_3 , CH_4 эквивалент кислорода, азота, углерода равен соответственно $1/2$ моль, $1/3$ моль и $1/4$ моль.

Масса одного эквивалента элемента называется его эквивалентной массой.

Эквивалентная масса выражается в г/моль или кг/моль.

Эквивалентная масса кислорода в H_2O равна $16/2 = 8$ г/моль, азота в NH_3 равна $14/3 = 4,67$ г/моль, углерода в CH_4 равна $12/4 = 3$ г/моль.

Эквивалентную массу и эквивалент элемента не обязательно определять по его соединению с водородом. Эквивалент и эквивалентную массу можно вычислить по составу соединения данного элемента с любым другим, эквивалент (эквивалентная масса) которого известен.

Например, при соединении 1,50 г натрия с хлором образовалось 3,81 г $NaCl$. Определить эквивалентную массу натрия $\mathcal{E}_{(Na)}$ и его эквивалент, если эквивалентная масса хлора равна 35,5 г/моль.

По условию задачи на 1,50 г натрия приходится $3,81 - 1,50 = 2,31$ г хлора. Следовательно, 2,31 г хлора эквивалентны $-1,50$ г натрия, 35,5 г хлора эквивалентны $-\mathcal{E}_{(Na)}$ натрия.

$$\mathcal{E}_{(Na)} = \frac{35,5 \cdot 1,50}{2,31} = 23,0 \text{ г/моль}$$

Молярная масса атомов натрия тоже равна 23,0 г/моль. Следовательно, эквивалент натрия равен 1 моль.

Известно, что многие элементы имеют переменную валентность. Следовательно, эквивалент элемента не является величиной постоянной.

Эквивалентная масса элемента – это частное от деления молярной массы атомов элемента на его валентность в данном химическом соединении.

Например, карбон в CO_2 имеет валентность четыре, тогда эквивалентная масса карбона

$$Э_{(\text{C})} = \frac{12}{4} = 3 \text{ г/моль}$$

Карбон в CO имеет валентность два, тогда эквивалентная масса карбона

$$Э_{(\text{C})} = \frac{12}{2} = 6 \text{ г/моль}$$

Понятие об эквивалентах и эквивалентных массах относится также и к сложным веществам.

Эквивалентом сложного вещества называется такое его количество в молях, которое взаимодействует с одним эквивалентом водорода или с одним эквивалентом любого другого вещества.

Прочитайте текст и сформулируйте закон эквивалентов.

В 1792 году немецкий ученый Иеремия Вениамин Рихтер (1762–1807) открыл закон эквивалентов:

Вещества вступают в реакции в количествах, которые пропорциональны их эквивалентам.

Закон эквивалентов имеет математическое выражение

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{Э_1}{Э_2},$$

где m_1 и m_2 – массы веществ, которые вступают в реакции,

$Э_1$ и $Э_2$ – соответственно эквивалентные массы этих веществ.

Этой формулой можно пользоваться для определения эквивалентных масс.

Например, 1,44 г элемента соединяются с 1,28 г кислорода. Определить эквивалентную массу элемента, если эквивалентная масса кислорода 8 г/моль.

Масса элемента $m_1 = 1,44$ г,

масса кислорода $m_2 = 1,28$ г,

эквивалентная масса кислорода $Э_{\text{O}_2} = 8$ г/моль.

Подставляем все известные величины в математическое выражение закона эквивалентов и решаем пропорцию

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{\mathcal{E}_1}{\mathcal{E}_2}, \quad \mathcal{E}_1 = \frac{m_1 \cdot \mathcal{E}_2}{m_2},$$

Молярная масса атомов натрия тоже равна 23,0 г/моль. Следовательно, эквивалент натрия равен 1 моль.

ЗАДАНИЯ

Задание 1. Определите эквиваленты брома, фосфора и серы в соединениях: HBr, PН₃, H₂S.

Задание 2. 14 г металла соединяются с 2 г кислорода. Определите эквивалентную массу металла, если эквивалентная масса кислорода равна 8 г/моль.

Задание 3. 10,03 г металла замещают 0,05 г водорода. Определите эквивалентную массу металла.

Задание 4. 1 г металла замещает 0,05 г водорода. Определите эквивалентную массу металла.

Задание 5. 2,4 г металла присоединяют 7,1 г хлора. Определите эквивалентную массу металла, если эквивалентная масса хлора равна 35,5 г/моль.

Задание 6. Кислородные соединения хрома содержат 48,0; 31,58 и 23,53% кислорода. Определите эквивалентные массы хрома в каждом соединении.

6.3. Закон Авогадро

Некоторые вещества при обычных условиях находятся в газообразном состоянии. Это водород H_2 , кислород O_2 , углекислый газ CO_2 и другие.

Газы занимают объем. Объем измеряют в метрах кубических (m^3), в литрах (л), сантиметрах кубических (cm^3).

$$1 m^3 = 1000 \text{ л}, \quad 1 \text{ л} = 1000 \text{ см}^3$$

Объем газа зависит от температуры и давления. С повышением температуры объем газа увеличивается, с понижением температуры объем газа уменьшается. С повышением давления объем газа уменьшается, с понижением давления объем газа увеличивается.

Изучением поведения газов занимался итальянский физик Амедео Авогадро (1776 – 1856). В результате различных опытов он определил, что молекулы простых веществ (водорода, кислорода, азота и других) состоят из двух атомов.

В 1811 году ученый открыл закон (закон Авогадро):

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

Одинаковые условия – это одинаковые температура и давление.

Из закона Авогадро можно сделать два следствия (вывода):

1. Один моль любого газа при одинаковых условиях занимает одинаковый объем.

2. Одинаковое число молекул различных газов при одинаковых условиях занимают одинаковый объем.

Как правило, расчеты делаются при так называемых нормальных условиях – температуре $0^\circ C$ и давлении 101,325 кПа (килопаскалей).

Плотность вещества – это отношение массы вещества к его объему

$$\rho = \frac{m}{V},$$

где ρ – плотность вещества,

m – масса вещества,

V – объем вещества.

Плотность газов выражают в граммах на литр (г/л).

Если взять массу одного моля газа $m = M$, то получим объем одного моля

$$V = V_m.$$

Опытным путем определим плотность различных газов при нормальных условиях.

$$\rho_{\text{H}_2} = 0,09 \text{ г/л}; \quad \rho_{\text{CO}_2} = 1,965 \text{ г/л};$$

$$\rho_{\text{O}_2} = 1,429 \text{ г/л}; \quad \rho_{\text{Cl}_2} = 3,17 \text{ г/л};$$

$$\rho_{\text{N}_2} = 1,25 \text{ г/л}; \quad \rho_{\text{C}_2\text{H}_6} = 1,34 \text{ г/л}.$$

Определим объем, который занимает один моль некоторых газов при нормальных условиях.

$$V(\text{H}_2) = \frac{2}{0,09} = 22,4 \text{ л}; \quad V(\text{CO}_2) = \frac{44}{1,965} = 22,4 \text{ л};$$

$$V(\text{O}_2) = \frac{32}{1,429} = 22,4 \text{ л}; \quad V(\text{Cl}_2) = \frac{71}{3,17} = 22,4 \text{ л};$$

$$V(\text{N}_2) = \frac{28}{1,25} = 22,4 \text{ л}; \quad V(\text{C}_2\text{H}_6) = \frac{30}{1,34} = 22,4 \text{ л}.$$

Объем, который занимает один моль любого газа при нормальных условиях, приблизительно равен 22,4 л.

Этот объем называется молярным объемом газа.

Известно, что один моль любого вещества содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул. Следовательно, $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул любого газа при нормальных условиях занимают объем 22,4 л.

Если газ измеряют при другой температуре и другом давлении (не при нормальных условиях), применяют уравнение Клайперона-Менделеева для приведения газа к нормальным условиям

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

где V – объем газа в метрах кубических (м^3),
 p – давление газа в Паскалях,

m – масса газа в граммах (г),
 M – молярная масса в граммах на моль (г/моль),
 R – универсальная газовая постоянная, она равна 8,31 Дж/моль·К,
 T – температура газа в градусах Кельвина (К), равна $t + 273$,
 где t – температура в градусах Цельсия.

ЗАДАНИЯ

Задание 1. Какой объём при н. у. занимают

- | | |
|---|---|
| 1) 8,5 г NH ₃ ; 0,5 моля CO? | 10) 4,25г NH ₃ ; 0.25 моля SO ₂ ? |
| 2) 800 г O ₂ ; 0,4 моля NH ₃ ? | 11) 2 т CH ₄ ; 0.3 моля Cl ₂ ? |
| 3) 0,64 кг SO ₂ ; 0,1 моля Cl ₂ ? | 12) 100 г.O ₂ ; 0.7 моля Cl ₂ ? |
| 4) 8 т CH ₄ ; 0,25 моля H ₂ ? | 13) 0,16 кг SO ₂ ; 0.7 моля HCl ? |
| 5) 2 г He; 0,4 моля O ₂ ? | 14) 142г Cl ₂ ; 5 моля CO ₂ ? |
| 6) 34 г. NH ₃ ; 0,3 моля Cl ₂ ? | 15) 80г H ₂ ; 4 моля CH ₄ ? |
| 7)128 г.NH ₃ ; 0,7 моля HCl? | |
| 8) 200 г. O ₂ , 0.25 моля HBr? | |
| 9) 0,32 кг.SO ₂ ; 0.7 моля H ₂ ? | |

Задание 2.

Какую массу при н.у. имеют:

- | | | |
|----------------------------|----------------------------|------------------------------|
| 1) 10 л N ₂ ; | 8) 5,6 л CO; | 15) 448 л. O ₂ ; |
| 2) 5,6 л CO ₂ ; | 9) 20 л SO ₂ ; | 16) 89,6 л CO; |
| 3) 112 л CO ₂ ; | 10) 35 л Cl ₂ ; | 17) 44,8 л CH ₄ ; |
| 4) 1,4 л O ₂ ; | 11) 30 л H ₂ S; | 18) 112 л Cl ₂ ; |
| 5) 20 л N ₂ ; | 12) 5 л CH ₄ ; | 19) 56 л O ₂ ; |
| 6) 1,4 л CO ₂ ; | 13) 7 л NH ₃ ; | 20) 112 л CH ₄ ; |
| 7) 5,6 л H ₂ ; | 14) 14 л HCl; | 21) 40 л CO ₂ ; |

6.4. Относительная плотность газов

Возьмем два различных газа при одинаковых условиях. Их плотности соответственно равны

$$p_1 = \frac{m_1}{V_1} , \quad p_2 = \frac{m_2}{V_2} .$$

Отношение плотностей этих газов равно

$$\frac{p_1}{p_2} = \frac{m_1 \cdot V_2}{m_2 \cdot V_1} .$$

Если взять молярные объемы этих газов, то $m_1 = M_1$ и $m_2 = M_2$, а $V_1 = V_2$ (согласно закону Авогадро). Отсюда

$$\frac{p_1}{p_2} = \frac{M_1}{M_2} .$$

Отношение плотностей двух газов при одинаковых условиях называется относительной плотностью одного газа по другому.

Относительная плотность газов обозначается символом D . Эта величина безразмерная.

Относительная плотность газов показывает, во сколько раз один газ тяжелее (или легче) другого

$$D = \frac{M_1}{M_2} = \frac{M_{r1}}{M_{r2}} .$$

Чаще всего относительную плотность газов определяют по водороду, по кислороду, по воздуху. Чтобы было понятно, с каким газом проводят сравнение, ставят индекс. Например, обозначает, что сравнение проводят с водородом, и тогда говорят «плотность по водороду».

$D_{\text{возд}}$ – плотность по воздуху, D_{O_2} – плотность по кислороду.

Один литр воздуха при нормальных условиях имеет массу в среднем 1,293 г, тогда 22,4 л воздуха имеют массу

$$M = p \cdot V_M = 1,293 \cdot 22,4 = 29 \text{ г /моль}.$$

По известной относительной плотности можно определить молярную (или относительную молекулярную) массу газа.

Пример 1. Относительная плотность газа по водороду равна 13. Определить относительную молекулярную массу этого газа.

Решение. По формуле относительной плотности определяем относительную молекулярную массу неизвестного газа

$$D = \frac{M_{r1}}{M_r(\text{H}_2)} , M_r(\text{H}_2) = 2,$$

$$M_{r1} = D_{H_2} \cdot M_r(H_2) = 13 \cdot 2 = 26.$$

Пример 2. Определить плотность азота по водороду, кислороду и воздуху.

Решение. Определяем молекулярные массы азота, водорода, кислорода.

$$M_r(N_2) = 28, \quad M_r(H_2) = 2, \quad M_r(O_2) = 32.$$

$$D_{H_2}(N_2) = \frac{28}{2} = 14, \quad D_{O_2}(N_2) = \frac{28}{32} = 0,875, \quad D_{\text{возд}}(N_2) = \frac{28}{29} = 0,96,$$

ЗАДАНИЯ

Задание 1.

Относительная плотность газа по водороду равна 15. Определите относительную молекулярную массу газа.

Задание 2.

Относительная плотность газа по кислороду равна 0,875. Определите относительную молекулярную массу газа.

Задание 3. Относительная плотность газа по воздуху равна 3,5. Определите относительную молекулярную массу газа.

Задание 4. Определите относительную плотность углекислого газа CO_2 по водороду, кислороду и по воздуху.

Задание 5. Определите относительную плотность воздуха по водороду, кислороду и азоту.

Задание 6.

1) Определите $D_{H_2}(CO)$,

$$D_{\text{возд}}(H_2S),$$

2) Относительная плотность газа по водороду равна 17,14. Определите молярную массу газа и $D_{\text{возд}}$.

Задание 7.

1) Определите $D_{H_2}(Cl_2)$,

$$D_{\text{возд}}(O_2),$$

2) Относительная плотность газа по водороду равна 35,5.
Определите молярную массу газа и $D_{\text{возд}}$.

Задание 8.

1) Определите $D_{\text{H}_2}(\text{NH}_3)$,

$D_{\text{возд}}(\text{SO}_2)$,

2) Относительная плотность газа по водороду равна 32.
Определите молярную массу газа и $D_{\text{возд}}$.

Задание 9.

1) Определите $D_{\text{H}_2}(\text{NH}_3)$,

$D_{\text{возд}}(\text{CH}_4)$,

2) Относительная плотность газа по водороду равна 17.
Определите молярную массу газа и $D_{\text{возд}}$.

Задание 10.

1) Определите $D_{\text{H}_2}(\text{SO}_2)$,

$D_{\text{возд}}(\text{NH}_3)$,

2) Относительная плотность газа по водороду равна 8,5.
Молярная масса – ? $D_{\text{возд}}$?

Задание 11.

1) Определите $D_{\text{H}_2}(\text{O}_2)$,

$D_{\text{возд}}(\text{Cl}_2)$,

2) Относительная плотность газа по воздуху равна 0,59. Найти молярную массу газа и D_{H_2} .

Задание 12.

1) Определите $D_{\text{H}_2}(\text{H}_2\text{S})$,

$D_{\text{возд}}(\text{CO})$,

2) Относительная плотность газа по воздуху равна 0,97. Найти молярную массу газа и D_{H_2} .

Задание 13.

1) Определите $D_{\text{H}_2}(\text{CO}_2)$,

$D_{\text{возд}}(\text{HCl})$,

2) Относительная плотность газа по воздуху равна 1,1. Найти молярную массу газа и D_{H_2} .

Задание 14.

1) Определите $D_{H_2}(PH_3)$,

$D_{возд}(CO_2)$,

2) Относительная плотность газа по воздуху равна 0,59. Найти молярную массу газа и D_{H_2} .

Задание 15.

1) Определите $D_{H_2}(NH_3)$,

$D_{возд}(SO_3)$,

2) Относительная плотность газа по воздуху равна 0,97. Найти молярную массу газа и D_{H_2} .

Задание 16.

1) Определите $D_{H_2}(Cl_2)$,

$D_{возд}(CO)$,

2) Относительная плотность газа по воздуху равна 1,1. Найти молярную массу газа и D_{H_2} .

Задание 17.

1) Определите $D_{H_2}(CH_4)$,

$D_{возд}(HCl)$,

2) Относительная плотность газа по водороду равна 6,59. Найти молярную массу газа и $D_{возд}$.

Задание 18.

1) Определите $D_{H_2}(SO_2)$,

$D_{возд}(C_2H_6)$,

2) Относительная плотность газа по водороду равна 17. Найти молярную массу газа и $D_{возд}$.

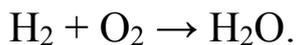
6.5. Закон объемных отношений газов

Закон объемных отношений газов.

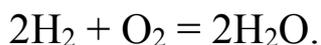
Объемы газов, которые при одинаковых условиях вступают в реакцию и которые образуются в результате реакции, относятся друг к другу как небольшие целые числа.

Закон объемных отношений газов помогает рассчитывать объемы газов, которые вступают в реакцию или образуются в результате реакции. Эти отношения можно определять по коэффициентам, которые стоят в химических уравнениях перед газообразными соединениями. Следовательно, при решении задач можно не определять молярные массы газов.

Например, определите объем кислорода, который необходим для взаимодействия с 10 л водорода по уравнению



Решение. Поставим коэффициенты в уравнении



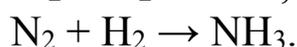
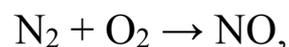
По уравнению реакции мы видим, что на два объема (например, 2 л) водорода необходим 1 объем (например, 1 л) кислорода. Составим пропорцию и решим ее:

2 л водорода взаимодействуют с 1 л кислорода,
10 л водорода взаимодействуют с x л кислорода

$$x = \frac{10 \cdot 1}{2} = 5 \text{ л.}$$

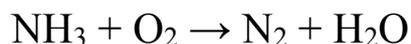
Задание 1.

Определите объемные отношения газов в следующих реакциях:



Задание 2.

Определите объем кислорода, который необходим для реакции взаимодействия с аммиаком, и объем азота, который образуется при окислении 28 л аммиака NH_3 по уравнению



Задание 3.

Какой объем хлора необходим для получения 28,5 л HCl по уравнению



Задание 4.

Какой объем кислорода необходим для взаимодействия с 50 л СО и какой объем СО₂ при этом образуется? Схема реакции



6.6. Решение задач на газовые законы

Пример 1. Какую массу имеет азот N₂ объемом 30 л при нормальных условиях?

Решение. Молярная масса азота $M(\text{N}_2) = 28$ г/моль,
22,4 л азота имеют массу 28 г,
30,0 л азота имеют массу x г,

$$x = \frac{30 \cdot 28}{22,4} = 37,5 \text{ л.}$$

Пример 2. Какой объем занимает при нормальных условиях хлороводород HCl массой 14,6 г?

Решение. Молярная масса хлороводорода $M(\text{HCl}) = 36,5$ г/моль,
36,5 г HCl занимают объем 22,4 л,
14,6 г HCl занимают объем x л,

$$x = \frac{14,6 \cdot 22,4}{36,5} = 8,96 \text{ л.}$$

Пример 3. Определить молярную массу газа, если 9,51 г его при нормальных условиях занимают объем 3,0 л.

Решение.

3,0 л газа имеют массу 9,51 г,
22,4 л газа имеют массу x г,

$$x = \frac{22,4 \cdot 9,51}{3,0} = 71 \text{ г.}$$

Молярная масса газа $M = 71$ г/моль.

Пример 4. Определить молекулярную формулу вещества, плотность которого по воздуху равна 1,52, а массовые доли углерода 27,27% и кислорода 72,73%.

Решение. По относительной плотности определяем относительную молекулярную массу вещества

$$M_{r1} = D_{\text{возд}} \cdot M_{r2} = 1,52 \cdot 29 = 44.$$

Определяем массу каждого элемента

С: 44 а.е.м. составляют 100%,

x а.е.м. составляют 27,27%,

$$x = \frac{44 \cdot 27,27}{100} = 12.$$

О: 44 а.е.м. составляют 100%,

y а.е.м. составляют 72,73%,

$$y = \frac{44 \cdot 72,73}{100} = 32.$$

Определяем число атомов каждого элемента

$$\text{C} \rightarrow \frac{12}{12} = 1; \quad \text{O} \rightarrow \frac{32}{16} = 2.$$

Формула вещества CO_2 .

Пример 5. 0,376 г металла замещают 0,468 л водорода при нормальных условиях. Определите эквивалентную массу металла.

Решение. Определим массу 0,468 л водорода.

22,4 л водорода имеют массу 2 г,

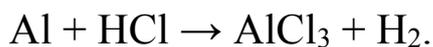
0,468 л водорода имеют массу x г,

$$x = \frac{0,468 \cdot 2}{22,4} = 0,0417 \text{ г.}$$

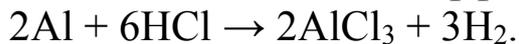
Подставляем в математическое выражение закона эквивалентов все известные величины и решаем полученное уравнение

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{\mathcal{E}_1}{\mathcal{E}_2} \quad \mathcal{E}_1 = \frac{m_1 \cdot \mathcal{E}_2}{m_2} \quad \mathcal{E}_1 = \frac{0,376 \cdot 1}{0,0417} = 9 \text{ г/моль.}$$

Пример 6. Какой объем водорода при нормальных условиях выделяется при взаимодействии 10 г алюминия с HCl по уравнению



Решение. Поставим коэффициенты в уравнение реакции



Молярная масса алюминия $M(\text{Al}) = 27$ г/моль

По уравнению реакции составим пропорцию и решим ее.

$2 \cdot \text{Al}$ образуют $3 \cdot 22,4$ л H_2 ,

10 г Al образуют x л H_2 ,

$$x = \frac{10 \cdot 3 \cdot 22,4}{2 \cdot 27} = 12,4 \text{ л.}$$

ЗАДАНИЯ

Задание 1.

Определите объем 1 г водорода H_2 , кислорода O_2 , ацетилена C_2H_2 при нормальных условиях.

Задание 2.

Определите массу 500 см^3 азота N_2 , хлора Cl_2 , пропана C_3H_8 при нормальных условиях.

Задание 3.

Определите объем 4 г хлора Cl_2 , азота N_2 , фтора F_2 при нормальных условиях.

Задание 4.

Определите массу 1,12 л кислорода O_2 , хлороводорода HCl , аммиака NH_3 при нормальных условиях.

Задание 5.

Определите массу 1 м^3 метана CH_4 при нормальных условиях.

Задание 6.

$0,407$ г газа при нормальных условиях занимают объем 250 см^3 .
Определите молярную массу газа.

Задание 7.

200 см^3 газа при нормальных условиях имеют массу $0,232$ г.
Определите молярную массу газа.

Задание 8.

0,786 г газа при нормальных условиях занимают объем 0,4 л. Определите молярную массу газа.

Задание 9.

200 см³ газа при нормальных условиях имеют массу 0,232 г. Определите молярную массу газа.

Задание 10.

346 см³ газа при нормальных условиях имеют массу 0,866 г. Определите молярную массу газа.

Задание 11.

Плотность газа 2,86 г/л. Определите молярную массу газа.

Задание 12.

Плотность газа 1,785 г/л. Определите молярную массу газа.

Задание 13.

Плотность газа 1,69 г/л. Определите молярную массу газа.

Задание 14.

Определите молекулярную формулу вещества, плотность которого 1,34 г/л, а массовые доли углерода 80% и водорода 20%.

Задание 15.

Определите молекулярную формулу вещества, плотность которого по водороду 46, а массовые доли азота 30,43% и кислорода 69,57%.

Задание 16.

Определите молекулярную формулу вещества, 448 см³ которого при нормальных условиях имеют массу 1,23 г, а массовые доли азота 46,7% и кислорода 53,3%.

Задание 17.

6,12 г металла замещают 2,8 л водорода при нормальных условиях. Определите эквивалентную массу металла.

Задание 18.

1 г элемента присоединяет 0,462 л кислорода при нормальных условиях. Определите эквивалентную массу элемента, если эквивалентная масса кислорода 8 г/моль.

7. ХИМИЧЕСКИЕ УРАВНЕНИЯ. ТИПЫ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Химическая реакция – это процесс, в результате которого изменяется состав вещества. Химическую реакцию можно изобразить с помощью химического уравнения.

Химическое уравнение – это изображение химической реакции при помощи химических формул.

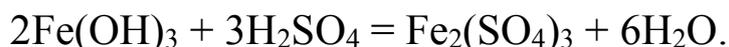
Химическое уравнение состоит из двух частей: левой и правой. В левой части пишут формулы веществ, которые вступают в реакцию. В правой части пишут формулы веществ, которые образуются в результате реакции. Между левой и правой частями ставят знак равенства (=) или стрелку (\rightarrow).

Например, $\text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$.

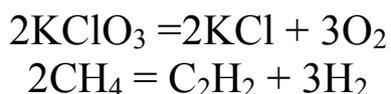
Согласно закону сохранения массы веществ число атомов каждого элемента в левой и правой частях должно быть одинаковым.

Например, $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$.

В этом примере число атомов каждого элемента в обеих частях не одинаково. Для уравнивания левой и правой частей пишут коэффициенты:

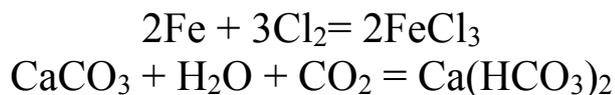


Реакции разложения – это реакции, в результате которых из одного вещества образуется несколько новых веществ. В левой части может быть только сложное вещество, в правой части могут быть и простые, и сложные вещества.

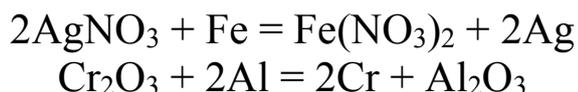


Реакции соединения – это реакции, в результате которых из двух или нескольких веществ образуется одно новое вещество. В

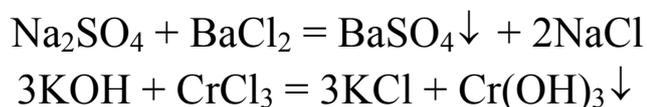
левой части могут быть и простые, и сложные вещества. В правой части – только сложное вещество.



Реакции замещения – это реакции, в результате которых атомы простого вещества замещают атомы в молекулах сложных веществ.



Реакции обмена – это реакции, в результате которых молекулы сложных веществ обмениваются составными частями.



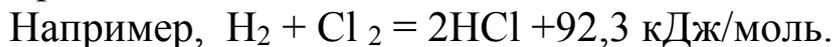
При химических реакциях может происходить выделение или поглощение теплоты.

Количество теплоты, которая выделяется или поглощается при химической реакции, называется тепловым эффектом реакции.

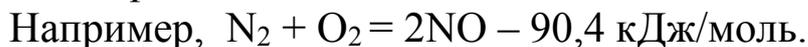
Обычно тепловой эффект реакции выражают в килоджоулях на моль вещества (кДж/моль).

По признаку выделения или поглощения теплоты реакции делят на экзотермические и эндотермические.

Реакция, в результате которой выделяется теплота, называется *экзотермической*.



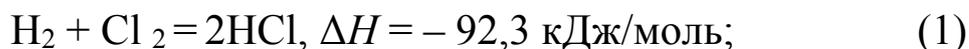
Реакция, в результате которой поглощается теплота, называется *эндотермической*.



Химические уравнения, в которых указывают тепловой эффект реакции, называют *термохимическими*.

Каждое вещество обладает определенным теплосодержанием (энтальпией). Энтальпия обозначается буквой H (читается аш), а тепловой эффект реакции обозначается ΔH (читается дельта – аш). В этом случае знаки тепловых эффектов считаются положительными у эндотермических процессов (теплота поглощается, $\Delta H > 0$)

и отрицательными у экзотермических процессов (теплота выделяется, $\Delta H < 0$). В соответствии с этим термохимические реакции можно записать так:



Термохимическое уравнение (1) показывает, что при образовании 1 моль HCl из водорода и хлора выделяется 92,3 кДж. Уравнение (2) показывает, что, при образовании 1 моль оксида азота NO из азота и кислорода поглощается 90,4 кДж.

На основе термохимических уравнений можно рассчитать количество теплоты, которое выделяется или поглощается в процессе реакции.

Тепловой эффект реакции зависит от агрегатного состояния веществ. Поэтому в термохимических уравнениях около формул веществ указывают их агрегатное состояние: (тв) – твердое; (ж) – жидкое; (г) – газообразное. Например, $\text{S(тв)} + \text{O}_2(\text{г}) = \text{SO}_2(\text{г}) - 297 \text{ кДж}$.

Рассмотрим примеры использования этого уравнения для расчетов.

Пример 1. Определить массу серы и объем кислорода, если при их взаимодействии выделилось 59,4 кДж теплоты.

Дано:



$$M(\text{S}) = 0,032 \text{ кг/моль}$$

$$\Delta H = 59,4 \text{ кДж по уравнению}$$

$$m(\text{S}) = ? \quad V(\text{O}_2) = ?$$

Решение:

1. Определяем количество вещества серы, которое вступило в реакцию.

$$1 \text{ моль (S)} - 297 \text{ кДж}$$

$$x \text{ моль (S)} - 59,4 \text{ кДж}$$

$$x = 59,4/297 = 0,2 \text{ моль}$$

2. Определяем количество вещества кислорода, которое вступает в реакцию: 1 моль O₂ – 297 кДж

$$x \text{ моль O}_2 - 59,4 \text{ кДж}$$

$$x = 0,2 \text{ моль}$$

3. Переходим от количества веществ к их массе и объему.

$$m(S) = 0,2 \text{ моль} \cdot 0,032 \text{ кг/моль} = 0,064 \text{ кг},$$

$$V(O_2) = 0,2 \text{ моль} \cdot 0,024 \text{ м}^3/\text{моль} = 0,00448 \text{ м}^3.$$

Пример 2. Какое количество теплоты выделится при сгорании серы массой 48 кг?

Дано:



$$M(S) = 0,032 \text{ кг/моль}$$

$$\Delta H = ?$$

Решение:

$$0,032 \text{ кг S} - 297 \text{ кДж}$$

$$48 \text{ кг S} - x \text{ кДж}$$

$$x = 455 \cdot 10^5 \text{ кДж.}$$

Термохимические расчеты основываются на законе Гесса:

Тепловой эффект химической реакции зависит от состояния исходных веществ и продуктов реакции, но не зависит от промежуточных стадий реакции.

Пример 3. Реакция горения этилового спирта выражается уравнением



Вычислить тепловой эффект реакции, если известны стандартные теплоты образования $C_2H_5OH_{(ж)}$, $CO_{2(г)}$, $H_2O_{(ж)}$ (табличные данные):

$$\Delta H^0_{298}(C_2H_5OH_{ж}) = -235,31, \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta H^0_{298}(CO_{2г}) = -393,51, \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta H^0_{298}(H_2O_{ж}) = -285,84 \text{ кДж/моль.}$$

Стандартной теплотой образования (энтальпией) данного соединения называют тепловой эффект реакции образования этого соединения из простых веществ и обозначают ΔH^0_{298} .

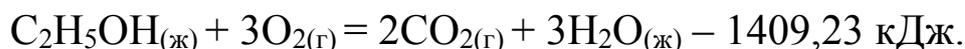
Решение. Используя следствие из закона Гесса: тепловой эффект химической реакции ($\Delta H_{x.p}$) равен сумме теплот образования (ΔH^0) продуктов реакции за вычетом суммы теплот образования (ΔH^0) исходных веществ с учетом коэффициентов перед формулами этих веществ в уравнении реакции

$$\Delta H_{x.p} = \sum \Delta H^{\text{прод}}_{\text{обр}} - \sum \Delta H^{\text{исх}}_{\text{обр}}$$

ВЫЧИСЛИМ $\Delta H_{x.p}$:

$$\begin{aligned} \Delta H_{x.p} &= 2\Delta H^0_{298}(\text{CO}_2 \text{ г}) + 3\Delta H^0_{298}(\text{H}_2\text{O ж}) - \\ &- \Delta H^0_{298}(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH ж}) = 2(-393,51) + 3(-285,84) + \\ &+ 235,31 = -1409,23 \text{ кДж.} \end{aligned}$$

Так как знак «-», следовательно, реакция экзотермическая.
Термохимическое уравнение



ЗАДАНИЯ

**Поставить коэффициенты в схемах реакции.
Указать тип реакций**

Задание 1.

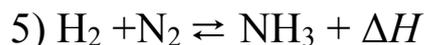
- 1) $\text{As}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4$
- 2) $\text{CO}_2 \rightleftharpoons \text{CO} + \text{O}_2$
- 3) $\text{B}_2\text{H}_6 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{BO}_3 + \text{H}_2$
- 4) $\text{NH}_3 + \text{Br}_2 \rightarrow \text{HBr} + \text{N}_2$
- 5) $\text{C} + \text{H}_2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4 + \Delta H$

Задание 2.

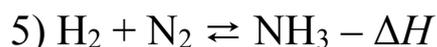
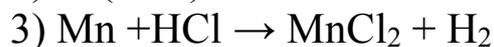
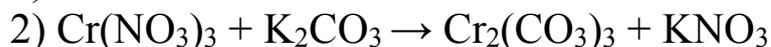
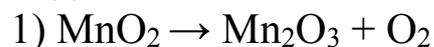
- 1) $\text{Cl}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HClO}_4$
- 2) $\text{Mn}_3\text{O}_4 + \text{Al} \rightarrow \text{Mn} + \text{Al}_2\text{O}_3$
- 3) $\text{Na}_3\text{N} \rightarrow \text{Na} + \text{N}_2$
- 4) $\text{Al}(\text{NO}_3)_3 + \text{Na}_2\text{SiO}_3 \rightleftharpoons \text{Al}_2(\text{SiO}_3)_3 + \text{NaNO}_3$
- 5) $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO} + \Delta H$

Задание 3.

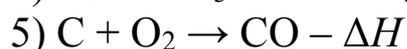
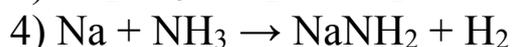
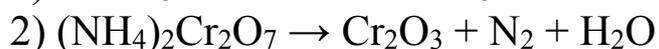
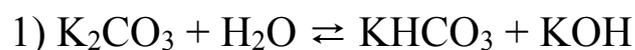
- 1) $\text{K} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KOH} + \text{H}_2 + \text{Q}$
- 2) $\text{Li}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{LiHS} + \text{LiOH}$
- 3) $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HNO}_3$



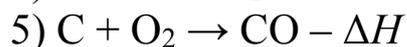
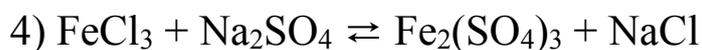
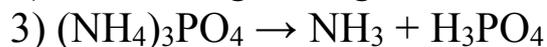
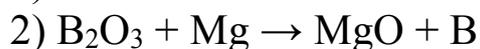
Задание 4.



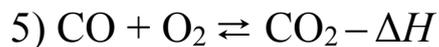
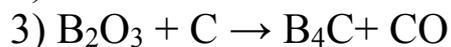
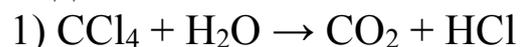
Задание 5.



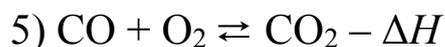
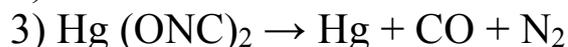
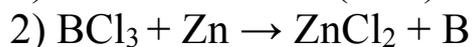
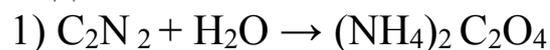
Задание 6.



Задание 7.



Задание 8.



Задание 9.

- 1) $\text{COS} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{CO}_3$
- 2) $\text{NH}_3 \rightarrow \text{H}_2 + \text{N}_2$
- 3) $\text{PCl}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{POCl}_3$
- 4) $\text{Cu} + \text{NO} \rightarrow \text{N}_2 + \text{CuO}$
- 5) $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 - \Delta H$

Задание 10.

- 1) $\text{NH}_3 + \text{Br}_2 \rightarrow \text{HBr} + \text{N}_2$
- 2) $\text{P} + \text{O}_2 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_3$
- 3) $\text{LiOH} \rightarrow \text{Li}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$
- 4) $\text{COCl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCl} + \text{H}_2\text{CO}_3$
- 5) $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 - \Delta H$

Задание 11.

- 1) $\text{CCl}_4 + \text{AlBr}_3 \rightarrow \text{CBr}_4 + \text{AlCl}_3$
- 2) $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 3) $\text{Ca} + \text{P} \rightarrow \text{Ca}_3\text{P}_2$
- 4) $\text{Mg}_3\text{N}_2 \rightarrow \text{Mg} + \text{N}_2$
- 5) $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{HCl} - \Delta H$

Задание 12.

- 1) $\text{Ca} + \text{P} \rightarrow \text{Ca}_3\text{P}_2$
- 2) $\text{Mg} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{MgO} + \text{C}$
- 3) $\text{B}_2\text{H}_6 \rightarrow \text{B} + \text{H}_2$
- 4) $\text{Mg}_2\text{Si} + \text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{SiH}_4$
- 5) $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{HCl} - \Delta H$

Задание 13.

- 1) $\text{K}_3\text{BO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{K}_2\text{HBO}_3 + \text{KOH}$
- 2) $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 3) $\text{CO} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$
- 4) $\text{KNO}_3 \rightarrow \text{KNO}_2 + \text{O}_2$
- 5) $\text{C}_6\text{H}_6 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} - \Delta H$

Задание 14.

- 1) $\text{Mg} + \text{B} \rightarrow \text{Mg}_3\text{B}_2$
- 2) $\text{LiOH} \rightarrow \text{Li}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$

- 3) $\text{B}_2\text{O}_3 + \text{NH}_3 \rightarrow \text{BN} + \text{H}_2\text{O}$
- 4) $\text{CuCl}_2 + \text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{Cu}$
- 5) $\text{C}_6\text{H}_6 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} - \Delta H$

Задание 15.

- 1) $\text{CuCl}_2 + \text{Al} \rightarrow \text{AlCl}_3 + \text{Cu}$
- 2) $\text{As}_2\text{S}_3 + (\text{NH}_4)_2\text{S} \rightarrow (\text{NH}_4)_3\text{AsS}_3$
- 3) $\text{Li}_3\text{P} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{LiOH} + \text{PH}_3$
- 4) $\text{LiOH} \rightarrow \text{Li}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$
- 5) $\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaO} + \text{H}_2\text{O} + \Delta H$

Задание 16.

- 1) $\text{H}_3\text{BO}_3 \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} + \text{HBO}_2$
- 2) $\text{BBr}_3 + \text{NH}_3 \rightarrow \text{BN} + \text{HBr}$
- 3) $\text{Mn}_3\text{O}_4 + \text{Al} \rightarrow \text{Mn} + \text{Al}_2\text{O}_3$
- 4) $\text{CrO} \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{Cr}$
- 5) $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} - \Delta H$

Задание 17.

- 1) $\text{HBO}_2 \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} + \text{Br}_2\text{O}_3$
- 2) $\text{Na}_3\text{N} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} + \text{NH}_3$
- 3) $\text{Cu} + \text{NO} \rightarrow \text{N}_2 + \text{CuO}$
- 4) $\text{Bi}_2\text{S}_3 + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow \text{NaBiS}_2$
- 5) $\text{C} + \text{H}_2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4 + \Delta H$

8. ВЫЧИСЛЕНИЯ ПО ХИМИЧЕСКИМ ФОРМУЛАМ

Различные элементы соединяются друг с другом в определенных соотношениях масс (закон постоянства состава). Знание этого закона позволяет определить массовую долю каждого элемента в веществе в процентах (процентный состав) по их формулам. И наоборот, по процентному составу можно определить формулу вещества.

Решим несколько примеров.

Пример 1. Вычислить массовые доли W (в процентах) элементов в соединении P_2O_5 .

Решение. Молярная масса $M(P_2O_5)$ равна 142 г/моль.

Тогда

$$W(P) = \frac{2 \cdot 31}{142} \cdot 100 = 43,7\%,$$

$$W(O) = \frac{5 \cdot 16}{142} \cdot 100 = 56,3\%.$$

Как известно, химическая формула показывает, из каких элементов состоит данное вещество и сколько атомов каждого элемента входит в состав его молекулы. Различают формулы простейшие и молекулярные. Простейшая формула показывает наименьшее соотношение между атомами в молекуле. Молекулярная формула показывает истинное число атомов в молекуле (поэтому молекулярную формулу еще называют истинной). Для определения молекулярной формулы необходимо знать относительную молекулярную или молярную массу вещества.

Пример 2. Массовые доли серы и кислорода равны соответственно 40 % и 60 %. Определить простейшую формулу этого соединения.

Решение. Обозначим число атомов серы и кислорода в данном соединении соответственно через x и y . Тогда формула вещества будет иметь следующий вид: S_xO_y . Относительные атомные массы этих элементов соответственно равны 32 и 16. Следовательно, массы этих элементов относятся как $32x : 16y$. По условию это отношение равно $40 : 60$, т. е. $32x : 16y = 40 : 60$.

Откуда

$$x : y = \frac{40}{32} : \frac{60}{16}, \quad x : y = 1,25 : 3,75$$

(вычисления производят с точностью до 0,01).

Индексы в формулах являются целыми числами. Поэтому, чтобы выразить полученное отношение дробных чисел отношением

целых, следует разделить каждый член отношения на меньший из них (найти наименьший общий знаменатель).

$$x : y = \frac{1,25}{1,25} = \frac{3,75}{1,25}, \quad x : y = 1 : 3.$$

Простейшая формула SO_3 .

Пример 3. Определить молекулярную формулу вещества, в котором содержится 32,43% натрия, 22,55% серы и 45,02% кислорода. Относительная молекулярная масса соединения равна 142.

Решение. По массовым долям и относительной молекулярной массе определим массу каждого элемента в данном соединении.

142 а.е.м. вещества составляют 100%,

$x \cdot A_r$ натрия составляют 32,43%,

$$x \cdot A_r (\text{Na}) = \frac{142 \cdot 32,43}{100} = 46 \text{ а.е.м.}$$

142 а.е.м. вещества составляют 100%,

$y \cdot A_r$ серы составляют 22,55%,

$$y \cdot A_r (\text{S}) = \frac{142 \cdot 22,55}{100} = 32 \text{ а.е.м.}$$

142 а.е.м. вещества составляют 100%,

$z \cdot A_r$ кислорода составляют 45,02%,

$$z \cdot A_r (\text{O}) = \frac{142 \cdot 45,02}{100} = 64 \text{ а.е.м.}$$

Чтобы определить число атомов каждого элемента, необходимо массу элемента разделить на его атомную массу

$$x = \frac{46}{23} = 2; \quad y = \frac{32}{32} = 1; \quad z = \frac{64}{16} = 4.$$

Формула вещества Na_2SO_4 .

Как известно, в природе очень мало чистых веществ и очень много смесей. В химической практике часто производят расчеты состава вещества с учетом примесей (молекул других веществ).

Пример 4. Железная руда содержит 94% феррум оксида Fe_2O_3 . Сколько граммов железа содержится в 2 кг руды?

Решение. 2000 г руды составляют 100%,
 x г Fe_2O_3 составляют 94%,

$$x = \frac{2000 \cdot 94}{100} = 1880 \text{ г.}$$

Определим молярную массу соединения

$M(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 112 + 48 = 160$ г/моль,
в 160 г Fe_2O_3 содержится 112 г Fe,
в 1880 г Fe_2O_3 содержится y г Fe,

$$y = \frac{1880 \cdot 112}{160} = 1316 \text{ г.}$$

В 2 кг руды содержится 1316 г железа.

ЗАДАНИЯ

Задание 1.

Определите массовые доли элементов в соединениях:

а) Na_3PO_4 ; б) K_2CO_3 ; в) AgNO_3 ; г) $\text{Ba}(\text{OH})_2$.

Задание 2.

Определите массовую долю азота в соединениях:

NO_2 , NH_3 , HNO_2 , $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$.

Задание 3.

Определите массовую долю хрома в соединениях:

а) Cr_2O_3 ; б) $\text{Cr}(\text{OH})_3$; в) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$; г) $\text{Ca}_3(\text{CrO}_3)_2$.

Задание 4.

Определите простейшую формулу вещества, если:

натрия – 34,6%, фосфора – 23,3%, кислорода – 42,1%;

Задание 5.

Определите простейшую формулу вещества, если: калия – 24,7%, марганца – 34,8%, кислорода 40,5%;

Задание 6.

Определите простейшую формулу вещества, если: водорода – 2,2%, йода – 55,7%, кислорода – 42,1%.

Задание 7.

Определите молекулярную формулу вещества, если массовые доли элементов составляют: 26,5 % калия, 35,4 % хрома и 38,1 % кислорода. Молярная масса вещества равна 294 г/моль;

Задание 8.

Определите молекулярную формулу вещества, если массовые доли элементов составляют: 14,1% углерода, 2,4% водорода и 83,5% хлора. Молярная масса вещества равна 85 г/моль.

Задание 9.

Хромистый железняк содержит $\text{Fe}(\text{CrO}_2)_2$ (массовая доля 94%) и $\text{Mg}(\text{CrO}_2)_2$ (массовая доля 6%). Определите массу хрома, который содержится в 500 г хромистого железняка.

Задание 10.

Поваренная соль содержит NaCl и примеси. Определите массовую долю примесей (в процентах) в поваренной соли, если массовая доля хлорида натрия 38%.

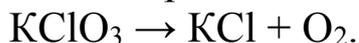
9. ВЫЧИСЛЕНИЯ ПО ХИМИЧЕСКИМ УРАВНЕНИЯМ

Согласно закону сохранения массы веществ масса исходных веществ равна массе продуктов реакции. Знание этого закона позволяет делать различные вычисления, которые связаны с составлением уравнений.

При решении задач, которые связаны с составлением уравнений реакций, необходимо правильно писать формулы веществ и ставить коэффициенты.

Рассмотрим несколько примеров.

Пример 1. Сколько граммов кислорода образуется при разложении 49 г бертолетовой соли KClO_3 по уравнению



Решение. Поставим коэффициенты в уравнении



Определим молярные массы бертолетовой соли и кислорода (веществ, о которых говорится в условии задачи).

$$M(\text{KClO}_3) = 122,5 \text{ г/моль}; \quad M(\text{O}_2) = 32 \text{ г/моль}.$$

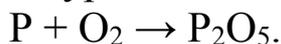
По уравнению реакции разложения

из $2 \cdot 122,5$ г соли образуется $3 \cdot 32$ г кислорода,

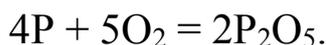
из 49,0 г соли образуется x г кислорода,

$$x = \frac{49 \cdot 3 \cdot 32}{2 \cdot 122,5} = 19,2 \text{ г}.$$

Пример 2. Сколько граммов фосфора нужно для реакции соединения с кислородом, чтобы получить 56,8 г оксида фосфора P_2O_5 по уравнению



Решение. Поставим коэффициенты в уравнении



Определим молярные массы фосфора P и оксида фосфора P_2O_5

$$M(\text{P}) = 31 \text{ г/моль}; \quad M(\text{P}_2\text{O}_5) = 142 \text{ г/моль}.$$

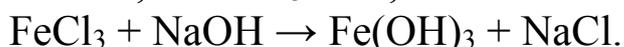
По уравнению реакции соединения

из $4 \cdot 31$ г фосфора образуется $2 \cdot 142$ г P_2O_5 ,

из x г фосфора образуется 56,8 г P_2O_5 ,

$$x = \frac{4 \cdot 31 \cdot 56,8}{2 \cdot 142} = 24,8 \text{ г}.$$

Пример 3. Сколько граммов $\text{Fe}(\text{OH})_3$ образуется при взаимодействии 32,5 г FeCl_3 с 19,2 г NaOH по уравнению



Какое вещество взято в избытке?

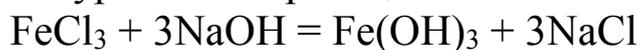
Решение. Поставим коэффициенты в уравнении и определим молярные массы веществ, которые указаны в условии задачи

$$M(\text{FeCl}_3) = 162,5 \text{ г/моль},$$

$$M(\text{NaOH}) = 40,0 \text{ г/моль},$$

$$M(\text{Fe}(\text{OH})_3) = 107,0 \text{ г/моль}.$$

По уравнению реакции



162,5 г FeCl_3 взаимодействуют с – 3·40 г NaOH,

32,5 г FeCl_3 взаимодействуют с – x г NaOH,

$$x = \frac{32,5 \cdot 3 \cdot 40}{162,5} = 24 \text{ г}.$$

По уравнению реакции 32,5 г FeCl_3 взаимодействуют с 24 г NaOH. По условию задачи имеется 19,2 г NaOH, т.е. меньше, чем нужно по уравнению реакции. Следовательно, FeCl_3 больше, или говорят, что FeCl_3 взяли в избытке.

Чтобы определить массу $\text{Fe}(\text{OH})_3$, которая образуется в результате реакции, необходимо вести расчет по веществу, которого меньше. В данном случае расчет ведем по NaOH, так как не вся масса FeCl_3 вступает в реакцию обмена.

Из 3·40 г NaOH образуется – 107 г $\text{Fe}(\text{OH})_3$,

из 19,2 г NaOH образуется – y г $\text{Fe}(\text{OH})_3$,

$$y = \frac{19,2 \cdot 107}{3 \cdot 40} = 17,12 \text{ г}.$$

Задачи на избыток можно решать другим способом. Определим количества вещества, которые содержатся в 32,5 г FeCl_3 и 19,2 г NaOH

$$n_{(\text{FeCl}_3)} = \frac{32,5}{162} = 0,2 \text{ моль};$$

$$n_{(\text{NaOH})} = \frac{19,2}{40} = 0,48 \text{ моль}.$$

Соотношение FeCl_3 : NaOH в уравнении 1 моль : 3 моль. По условию задачи 0,2 : 0,48. Отсюда следует, что в избытке FeCl_3 .

Затем определим массу $\text{Fe}(\text{OH})_3$, которая образуется в результате реакции.

Из 3 моль NaOH образуется – 1 моль $\text{Fe}(\text{OH})_3$
из 0,48 моль NaOH образуется – x моль $\text{Fe}(\text{OH})_3$

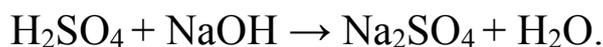
$$x = \frac{0,48}{3} = 0,16 \text{ моль.}$$

И тогда $m = 0,16 \cdot 107 = 17,12 \text{ г Fe}(\text{OH})_3$.

ЗАДАНИЯ

Задание 1.

Сколько граммов H_2SO_4 необходимо для взаимодействия с 20 г NaOH по уравнению



Задание 2.

Сколько граммов NaCl можно получить из 265 г Na_2CO_3 по уравнению



Задание 3.

Сколько граммов H_3PO_4 образуется при взаимодействии 4,26 г P_2O_5 с водой по уравнению



Задание 4.

Сколько граммов $\text{Fe}(\text{OH})_3$ можно разложить, чтобы получить 40 г Fe_2O_3 по уравнению



Задание 5.

При нагревании 30 г известняка получили 16 г CaO по уравнению



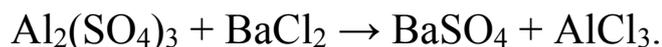
Определить массовую долю CaCO₃ в известняке.

Задание 6.

Сколько граммов Na₂SiO₃ образуется при нагревании 350 г песка, который содержит 92% SiO₂, с Na₂O по уравнению

**Задание 7.**

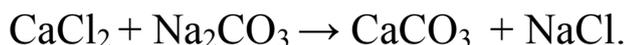
Сколько граммов BaSO₄ образуется при взаимодействии 7,84 г Al₂(SO₄)₃ с 16,64 г BaCl₂ по уравнению



Какое вещество взяли в избытке?

Задание 8

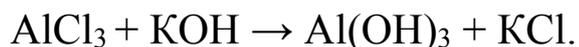
Сколько граммов CaCO₃ образуется при взаимодействии 5,55 г CaCl₂ с 3,18 г Na₂CO₃ по уравнению



Какое вещество взяли в избытке?

Задание 9

Сколько граммов Al(OH)₃ образуется при взаимодействии 6,8 г AlCl₃ с 5,0 г KOH по уравнению



Какое вещество взято в избытке?

10. ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

Химические элементы образуют простые и сложные вещества. Мы уже знаем, что простые вещества состоят из атомов одного элемента, а сложные вещества состоят из атомов различных элементов.

Простые вещества делятся на металлы и неметаллы. Сложные вещества делятся на четыре класса: оксиды, гидроксиды, кислоты и соли.

10.1. Оксиды

Оксиды – это сложные вещества, которые состоят из двух элементов, одним из которых обязательно является кислород, валентность которого равна двум (II): Al_2O_3 , K_2O , SO_3 , P_2O_5 , SiO_2 .

Названия оксидов элементов, которые имеют постоянную валентность, составляются из двух слов: название элемента в именительном падеже + слово «оксид».

Пример: MgO – магний оксид; K_2O – калий оксид; CaO – кальций оксид.

Если элемент образует несколько оксидов, то после названия элемента указывается его валентность римской цифрой в скобках: MnO – манган (II) оксид, Mn_2O_7 – манган (VII) оксид. Название оксидов можно также образовывать добавлением к слову «оксид» греческих числительных. Например: CO_2 – диоксид углерода; SO_2 – диоксид серы; SO_3 – триоксид серы.

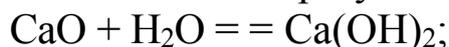
По химическим свойствам оксиды делятся на солеобразующие и несолеобразующие (безразличные):

- несолеобразующие N_2O , NO , CO
- солеобразующие (основные, кислотные, амфотерные).

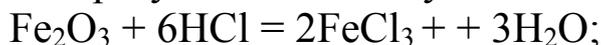


Основные – это оксиды металлов, которые

1) при взаимодействии с водой образуют основания



2) с кислотами образуют соль и воду



3) с кислотными оксидами – соль

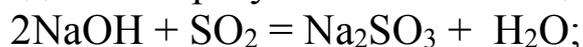


Кислотные – это оксиды неметаллов, которые:

1) при взаимодействии с водой образуют кислоты (все оксиды, кроме SiO_2)



2) с гидроксидами образуют соль и воду

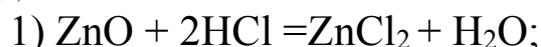


3) с основными оксидами образуют соль



Амфотерные – это оксиды металлов ZnO , SnO , PbO , Al_2O_3 , Cr_2O_3 .

Взаимодействуют с кислотами, с гидроксидами и основными оксидами:



ЗАДАНИЯ

Задание 1. Состав вещества выражается формулами: KCl , N_2O_2 , PH_3 , CaO , P_2O_5 , AgNO_3 , Cl_2O , CaSO_4 , NaOH , H_2O . Выпишите из них оксиды, назовите их. Напишите графические формулы оксидов.

Задание 2. Составьте эмпирические и графические формулы оксидов следующих элементов:

1) калия; 5) хлор (VII);

2) фосфор (III); 6) феррум (III).

3) силиций (IV); 7) манган (VII);

4) хром (IV); 8) азот (V)

Назовите их.

Задание 3. Какие из следующих соединений будут реагировать с серой (VI) оксидом: P_2O_5 , CaO , HNO_3 , $Ba(OH)_2$, H_2O , SO_2 . Напишите уравнения возможных реакций.

Задание 4. Составьте уравнения реакций между:

- 1) феррум (II) оксидом и фосфор (V) оксидом;
- 2) алюминий оксидом и калий гидроксидом;
- 3) цинк оксидом и сульфатной кислотой;
- 4) хром (III) оксидом и хлоридной кислотой

Задание 5. Закончите уравнения реакций:

- | | |
|--|---|
| 1) $FeS + O_2 \rightarrow \dots$ | 8) $SO_2 + O_2 \rightarrow \dots$ |
| 2) $Na_2O + HCl \rightarrow \dots$ | 9) $SO_2 + NaOH \rightarrow \dots$ |
| 3) $Al_2O_3 + H_2SO_4 \rightarrow \dots$ | 10) $Li_2O + SO_2 \rightarrow \dots$ |
| 4) $CaO + H_3PO_4 \rightarrow \dots$ | 11) $CO_2 + Ca(OH)_2 \rightarrow \dots$ |
| 5) $ZnO + KOH \rightarrow \dots$ | 12) $SO_3 + KOH \rightarrow \dots$ |
| 6) $K_2O + P_2O_5 \rightarrow \dots$ | 13) $Ba(OH)_2 + SO_3 \rightarrow \dots$ |
| 7) $Ca(OH)_2 =$ | 14) $K_2O + H_2SO_4 =$ |

Задание 6. Даны оксиды:

- 1) Na_2O , CaO , P_2O_5 , NO
- 2) MnO , Mn_2O_7 , Al_2O_3 , P_2O_3
- 3) N_2O_3 , N_2O_5 , CrO , MnO_2
- 4) Cr_2O_3 , ZnO , SiO_2 , CrO_3
- 5) BeO , CO_2 , K_2O , NO_2

Напишите уравнения возможных реакций этих оксидов:

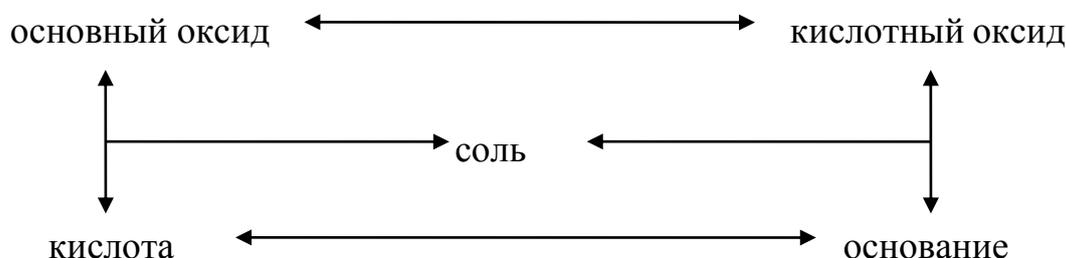
- а) с водой; б) с сульфатной кислотой; в) с натрий гидроксидом $NaOH$; г) друг с другом.

Задание 7. Сколько килограммов кальций оксида нужно взять для реакции с водой, чтобы получить 400 кг $Ca(OH)_2$? Выход продукта составляет 95%.

Задание 8. При взаимодействии 128 г меди с кислородом получили 144 г купрум (II) оксида. Вычислите практический выход купрум (II) оксида в процентах к теоретическому выходу.

Задание 9. Теплота гидратации кальций оксида 66,94 кДж/моль. Сколько теплоты выделится при гидратации 1 кг минерала, содержащего 85% кальций оксида?

Задание 10. Составьте рассказ, используя следующую схему:



10.2. Гидроксиды (основания)

Гидроксиды (основания) – это сложные вещества, которые состоят из атомов металла и гидроксильных групп ОН.

Названия гидроксидов образуются следующим образом: металл в именительном падеже + слово «гидроксид» в именительном падеже. Если металл имеет переменную валентность и образует несколько гидроксидов, то после гидроксида указывается валентность металла.

Например,

NaOH – натрий гидроксид,

Al(OH)₃ – алюминий гидроксид,

Fe(OH)₂ – феррум (II) гидроксид,

Fe(OH)₃ – феррум (III) гидроксид.

Валентность гидроксильной группы (ОН-) равна единице. Следовательно, число гидроксильных групп в молекуле основания равно валентности металла. Кислотность основания определяется числом гидроксильных групп ОН, и соответственно гидроксиды делятся на однокислотные, двухкислотные, трехкислотные и т.д.

Например,

однокислотные гидроксиды – KOH, LiOH,

двухкислотные гидроксиды – Ca(OH)₂, Ba(OH)₂,

трехкислотные гидроксиды – Al(OH)₃, Fe(OH)₃.

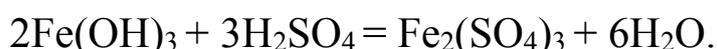
Большинство гидроксидов не растворяется в воде. Такие гидроксиды называются нерастворимыми.

Гидроксиды, которые растворяются в воде, называются *щелочами*.

К щелочам относятся гидроксиды активных металлов: лития, натрия, калия, кальция, бария.

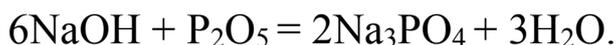
Химические свойства гидроксидов

1. Гидроксиды взаимодействуют с кислотами и образуют соль и воду

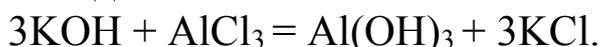


Реакция между гидроксидом и кислотой называется реакцией нейтрализации.

2. Щелочи взаимодействуют с кислотными оксидами и образуют соль и воду



3. Щелочи взаимодействует с солями, при этом образуется новая соль и новый гидроксид



4. Большинство гидроксидов при нагревании разлагается на оксид металла и воду (не разлагаются гидроксиды натрия и калия)



5. Растворы щелочей изменяют цвет индикаторов.

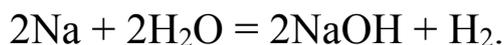
Индикаторы – это сложные органические вещества, которые под действием растворов кислот и щелочей изменяют свой цвет. Известно много индикаторов. Наиболее часто в химической практике применяются индикаторы лакмус, фенолфталеин, метиловый оранжевый. Изменение цвета этих индикаторов в растворах кислот и щелочей приводится в табл. 2.

Таблица 2 – **Изменение цвета индикаторов**

Индикатор	Цвет индикатора в среде		
	нейтральной	кислой	щелочной
метиловый оранжевый	оранжевый	красный	желтый
фенолфталеин	бесцветный	бесцветный	малиновый
лакмус	фиолетовый	красный	синий

Получение гидроксидов:

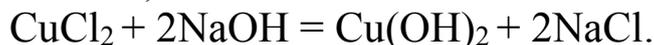
1. Взаимодействие активных металлов с водой



2. Взаимодействие оксидов активных металлов с водой



3. Взаимодействие щелочей с солями (получение нерастворимых в воде гидроксидов)



Определение эквивалентной массы

Эквивалентную массу гидроксида определяют по формуле

$$m_{\text{Э}}(\text{гидроксида}) = \frac{\text{молярная масса гидроксида}}{\text{кислотность гидроксида}}$$

Кислотность гидроксида, как известно, определяется числом гидроксильных групп в молекуле основания.

Например, определить эквивалентную массу

а)
$$m_{\text{Э}}(\text{NaOH}) = \frac{M(\text{NaOH})}{1} = 40 \text{ г/моль};$$

ЗАДАНИЯ

Задание 1. Состав вещества выражается формулами:

- 1) CaCO_3 , H_2SO_4 , KOH , Cu_2O
- 2) $\text{Fe}(\text{OH})_3$, K_2S , NaNO_3 , NH_4OH
- 3) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, HClO_3 , LiOH , $\text{Pb}(\text{OH})_4$
- 4) $\text{Ca}(\text{OH})_2$, MgCl_2 , $\text{Sr}(\text{OH})_2$, KCl
- 5) $\text{Ni}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, CaO , $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$
- 6) PbS , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, Na_2O , KMnO_4
- 7) NaHCO_3 , CO_2 , NaOH ; HCl
- 8) H_3PO_4 , LiOH , MgO , K_2CO_3
- 9) K_2SO_4 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, HNO_3 , Na_2O
- 10) HCl , ZnO , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, H_3PO_3
- 11) CuO , $\text{Al}(\text{OH})_3$, H_2CO_3 , $\text{Fe}(\text{OH})_2$
- 12) PbO , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, K_2CO_3 , MgCl_2
- 13) AgNO_3 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, AlBr_3 , HNO_2
- 14) $\text{Zn}(\text{OH})_2$, CuO , $\text{Pb}(\text{OH})_2$, Na_2SO_4

Выпишите из них формулы гидроксидов. Напишите графические формулы гидроксидов.

Задание 2. Назовите следующие гидроксиды:

- 1) $\text{Sn}(\text{OH})_4$, $\text{Mn}(\text{OH})_3$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$
- 2) $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Sn}(\text{OH})_2$
- 3) $\text{Fe}(\text{OH})_2$, NaOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$
- 4) $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, KOH
- 5) LiOH , CuOH , $\text{Pb}(\text{OH})_2$, KOH
- 6) NH_4OH , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Pb}(\text{OH})_4$, $\text{Sn}(\text{OH})_2$
- 7) $\text{Cr}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Mn}(\text{OH})_2$, $\text{Mn}(\text{OH})_3$

Задание 3. Напишите формулы гидроксидов следующих элементов:

- 1) калий, алюминий
- 2) феррум (II, III), барий
- 3) станнум (II, IV), литий
- 4) кальций, натрий
- 5) плюмбум (II, IV)
- 6) хром (II, III)
- 7) магний, цинк

Напишите графические формулы гидроксидов.

Задание 4. Закончите уравнения реакций:

- 1) $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ $\text{AlCl}_3 + \text{KOH} \rightarrow$
- 2) $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{HCl} \rightarrow$ $\text{CuCl}_2 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow$
- 3) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{SO}_3 \rightarrow$ $\text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow$
- 4) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$ $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{LiOH} \rightarrow$
- 5) $\text{LiOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$ $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NaOH} \rightarrow$
- 6) $\text{KOH} + \text{SiO}_2 \rightarrow$ $\text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow$
- 7) $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \dots$ $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \dots$

Задание 5. Напишите уравнения реакций между:

- 1) KOH и HCl ;
- 2) $\text{Fe}(\text{OH})_3$ и H_2SO_4 ;
- 3) NaOH и P_2O_5 ;
- 4) HNO_3 и $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$;
- 5) $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и H_3PO_4 ;
- 6) NaOH и SO_3 ;
- 7) $\text{Cu}(\text{OH})_2$ и HNO_3 ;
- 8) $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и Na_2S .

Задание 6. Напишите графические формулы гидроксидов:

- 1) NaOH, Ba(OH)₂, Al(OH)₃
- 2) LiOH, Pb(OH)₄; Pb(OH)₂
- 3) KOH, Fe(OH)₃, Zn(OH)₂
- 4) Cu(OH)₂, Cr(OH)₃, KOH

Задание 7. Напишите уравнения возможных реакций натрий гидроксида с веществами:

- 1) Cu, Al, CrO, Al(OH)₃
- 2) CuCl₂, Cl₂O₃, CaCO₃, Fe₂(SO₄)₃
- 3) Ba(NO₃)₂, Cr(OH)₃, Fe, Zn
- 4) AgCl, RbCl, FeCl₂, H₃PO₄
- 5) Cr₂O₃, Zn(OH)₂, Ca(OH)₂, Fe(OH)₃

Задание 8. Напишите уравнения реакций, характеризующих химические свойства оснований: а) KOH; б) Cu(OH)₂; в) Al(OH)₃.

Задание 9. Сколько граммов натрий гидроксида (NaOH) необходимо взять, чтобы 100 г CuSO₄ превратить в купрум (II) гидроксид?

Задание 10. На 325 г феррум (III) хлорида действовали 280 г натрий гидроксида. Сколько граммов осадка образовалось?

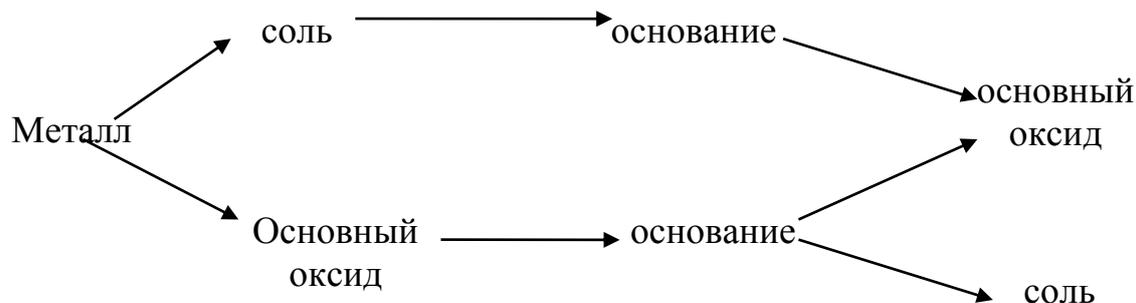
Задание 11. Сколько граммов осадка образовалось, если 544 г цинк хлорида взаимодействовали с 400 г натрий гидроксида?

Задание 12. При взаимодействии натрий гидроксида с 20 г смеси алюминия и алюминий оксида выделилось 11,2 г газа (н.у). Сколько процентов алюминия было в смеси?

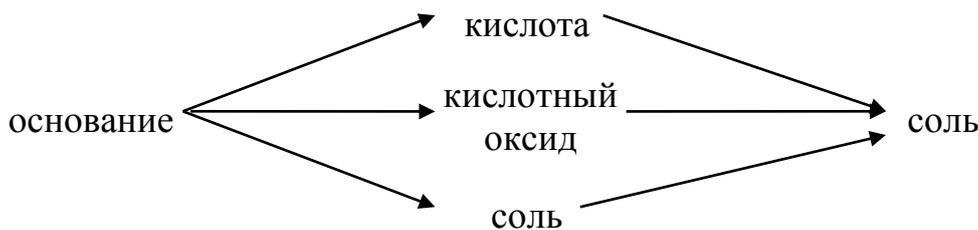
Задание 13. При взаимодействии 32,5 г цинка со щелочью образовался газ. Какой объем будет занимать этот газ при 27°C и 900 мм ртутного столба?

Задание 14. Сколько граммов магний хлорида и натрий гидроксида потребуется для получения 110,2 г магний гидроксида, если известно, что выход магний гидроксида составляет 95%?

Задание 15. Запишите примеры уравнений химических реакций следующих превращений:



Задание 16. Составьте рассказ, используя следующую схему:



10.3. Кислоты

Кислоты – это сложные вещества, молекулы которых состоят из атомов водорода и кислотного остатка.

Кислоты по составу можно разделить на две группы: бескислородные и кислородные (кислородсодержащие).

Например, бескислородные – HCl, HBr, H₂S,

кислородные – H₂SO₄, H₂CO₃, HNO₃.

По числу атомов водорода в молекуле кислоты делятся на одноосновные, двухосновные, трехосновные и т.д. Основность кислот определяется числом атомов водорода, которые могут замещаться на металл.

Валентность водорода, как известно, равна единице. Валентность кислотного остатка равна числу атомов водорода в молекуле кислоты, т.е. основности кислоты.

Например, одноосновные – HBr, HNO₂,

двухосновные – H₂S, H₂CO₃

трехосновные – H₃PO₄, H₃BO₃

В табл. 3 приводятся формулы и названия кислот, которые наиболее часто встречаются в химической практике. Названия кислот образуются в зависимости от состава кислот.

Таблица 3 – **Названия некоторых кислот**

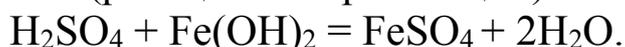
Формула	Название	Формула	Название
HCl	хлоридная (соляная)	HPO ₃	метафосфатная
HBr	бромидная	H ₃ PO ₄	ортофосфатная (фосфатная)
HI	иодидная	H ₄ P ₂ O ₇	дифосфатная
HF	фторидная (плавиковая)	H ₃ BO ₃	ортоборатная (боратная)
H ₂ S	сульфидная	HClO	гипохлоритная
HCN	циановодородная	HClO ₂	хлоритная
HNO ₂	нитритная	HClO ₃	хлоратная
HNO ₃	нитратная	HClO ₄	перхлоратная
H ₂ SO ₃	сульфитная	HMnO ₄	манганатная
H ₂ SO ₄	сульфатная	H ₂ CO ₃	карбонатная
H ₂ SiO ₃	силикатная	H ₂ CrO ₄	хроматная
CH ₃ COOH	ацетатная	H ₂ Cr ₂ O ₇	дихроматная

Если кислоты содержат разное число атомов кислорода, а элемент имеет постоянную валентность, то применяют приставки мета- (для кислоты с меньшим числом атомов кислорода) или орто- (для кислоты с большим числом атомов кислорода).

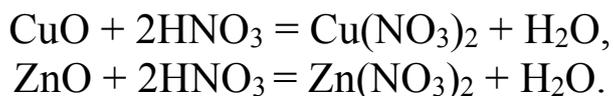
Химические свойства кислот

1. Кислоты взаимодействуют с гидроксидами и образуют соль и воду

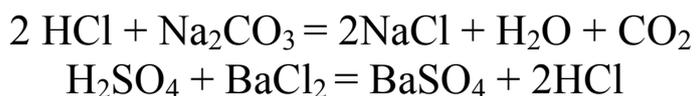
(реакция нейтрализации)



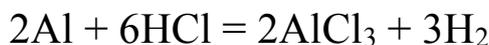
2. Кислоты взаимодействуют с основными оксидами и амфотерными, образуя соль и воду



3. Кислоты взаимодействуют с солями, при этом образуется новая соль и новая кислота



4. Кислоты взаимодействуют с металлами, при этом образуется соль и выделяется водород



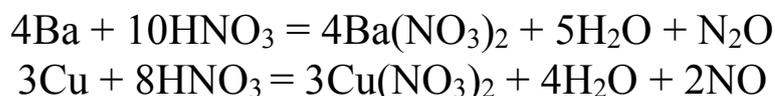
Кислоты взаимодействуют не со всеми металлами. В 1865 году русский химик Н.Н. Бекетов (1827-1911) составил ряд активности (ряд напряжений) металлов:

Li Rb K Cs Sr Ca Na Mg Be Al Ni Mn Zn Cr Fe Cd Co Ni Sn Pb
H Sb Bi Cu Hg Ag Pd Pt Au.

В этом ряду активность металлов уменьшается слева направо. Кислоты взаимодействуют с металлами, которые находятся в ряду активности до водорода. При этом выделяется водород.

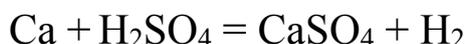
Исключением из этого правила является взаимодействие нитратной и сульфатной кислот с металлами.

Нитратная кислота HNO_3 взаимодействует с активными и с неактивными металлами, которые расположены в ряду активности после водорода. При этом водород обычно не выделяется



Состав продуктов реакции зависит от активности металла, а также от концентрации (содержания) кислоты.

Сульфатная кислота H_2SO_4 в зависимости от концентрации взаимодействует неодинаково. Разбавленная кислота взаимодействует с активными металлами, при этом образуется соль и выделяется водород



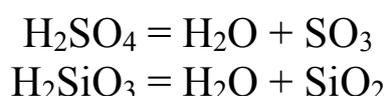
С металлами, которые стоят в ряду активности после водорода, разбавленная сульфатная кислота не взаимодействует.

Концентрированная сульфатная кислота при обычной температуре не взаимодействует со многими металлами. Но при нагревании она реагирует практически со всеми (кроме золота, платины и некоторых других малоактивных металлов). Водород при этом не образуется.

Например,



5. При нагревании кислородные кислоты разлагаются

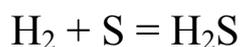


Получение кислот

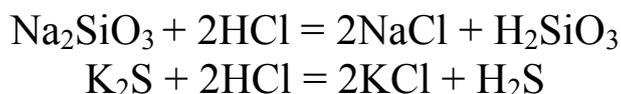
1. Взаимодействие кислотных оксидов с водой (получение кислородных кислот)



2. Взаимодействие водорода с неметаллами (получение бескислородных кислот). В этом случае образуются газообразные вещества, которые при растворении в воде проявляют свойства кислот



3. Взаимодействие кислот с солями



Определение эквивалентной массы

Эквивалентная масса кислоты определяется по формуле

$$m_{\text{Э}} = \frac{\text{молярная масса кислоты}}{\text{основность кислоты}}$$

Основность кислоты, как известно, определяется числом атомов водорода, которые могут замещаться на металл.

Например, определить эквивалентную массу

$$\text{а) } m_{\text{э}}(\text{HCl}) = \frac{M(\text{HCl})}{1} = 36,5 \text{ г/моль};$$

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

ЗАДАНИЯ

Задание 1. Напишите уравнения реакций разбавленной сульфатной кислоты: а) с алюминием; б) с магнием оксидом; в) с гидроксидом Fe (II); г) с барий нитратом.

Задание 2. Напишите формулы оксидов, которые соответствуют кислотам: карбонатной, ортоборатной, ортофосфатной, манганатной, нитратной, нитритной, хроматной, сульфатной, сульфитной.

Задание 3. Какие из следующих металлов вытесняют водород из хлоридной кислоты: Ba, Cu, Al, Ag, Mg, Au, Ni? Напишите уравнения соответствующих реакций.

Задание 4. Закончите предложенные уравнения:

- | | |
|---|--|
| 1) $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{SO}_3 =$ | 5) $\text{H}_3\text{PO}_3 =$ |
| 2) $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} =$ | 6) $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 =$ |
| 3) $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{Ca}(\text{OH})_2 =$ | 7) $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$ |
| 4) $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{HNO}_3 =$ | 8) $\text{CaO} + \text{H}_3\text{PO}_4 =$ |

Задание 5. Напишите ангидриды следующих кислот:

- | | |
|------------------------------|------------------------------|
| 1) H_2SO_3 ; | 5) H_3PO_4 ; |
| 2) HNO_3 ; | 6) HPO_2 ; |
| 3) HNO_2 ; | 7) H_3PO_3 ; |
| 4) HPO_3 ; | 8) HClO_4 . |

Дайте им названия.

Задание 6. Напишите кислотные остатки ортофосфатной кислоты.

Задание 7. Напишите химические и графические формулы кислот, которые образует сера. Дайте им русские и международные названия.

Задание 8. Напишите уравнения реакций, характеризующих химические свойства: а) сульфатной кислоты; б) нитратной кислоты.

Задание 9. Даны вещества:

1) Fe, Cu, MgO, Al(OH)₃

2) CaCO₃, KOH, P₂O₅, BeO

3) H₃BO₃, CuSO₄, Cr₂O₃, Mg

4) Na₂S, CuO, SiO₂, BaSO₄

5) Na₂SO₃, Mg₃(PO₄)₂, Ag, Na₂SiO₃

Напишите уравнения реакций этих веществ с хлоридной (соляной) кислотой.

Задание 10. При взаимодействии 10 граммов смеси железа и меди с избытком соляной кислоты выделилось 2,24 л водорода (н.у). Сколько процентов меди было в смеси?

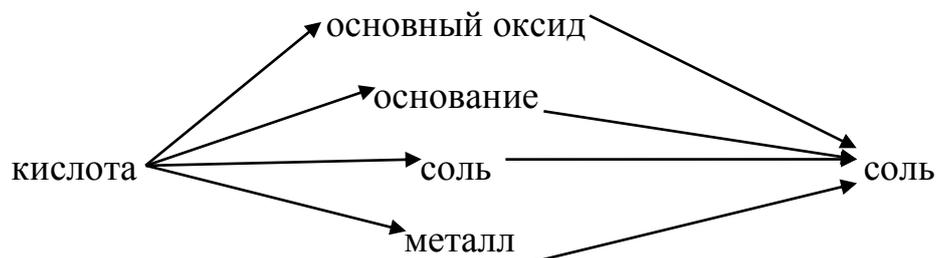
Задание 11. Какой объем газообразного вещества (н.у) выделится при взаимодействии 32 г меди с концентрированной нитратной кислотой?

Задание 12. При взаимодействии 10 г смеси магния и магний оксида с соляной кислотой выделилось 5,6 л газа (н.у). Сколько граммов магний хлорида образовалось?

Задание 13. При взаимодействии 24,4 г натрий силиката Na₂SiO₃ с избытком сульфатной кислоты получили 14,82 г осадка. Сколько процентов составляет практический выход продукта?

Задание 14. При растворении в соляной кислоте 6,4 г смеси железа и феррум (II) сульфида выделилось 1,792 л (н.у) смеси газов. Определить состав взятой смеси.

Задание 15. Приведите примеры уравнений химических реакций следующих превращений



10.4. Соли

Соли – это сложные вещества, которые состоят из металла и кислотного остатка. Соли можно рассматривать как продукт полного или частичного замещения атомов водорода (H) в молекуле кислоты на металл ($\text{H}_2\text{SO}_4 - \text{NaHSO}_4, \text{Na}_2\text{SO}_4$) или замещения гидроксогрупп (OH) в основании на кислотный остаток [$\text{Mg}(\text{OH})_2 - \text{Mg}(\text{OH})\text{Cl} - \text{MgCl}_2$]. В зависимости от состава соли делятся на средние, кислые и основные.

Средние соли – это продукты полного замещения атомов водорода в молекуле кислоты на металл.

Например, $\text{KNO}_3, \text{Na}_2\text{CO}_3, \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.

Кислые соли – это продукты неполного замещения атомов водорода в молекуле кислоты на металл.

Например, $\text{NaHCO}_3, \text{CaHPO}_4, \text{NaHS}$.

Основные соли – это продукты неполного замещения гидроксильных групп в молекуле основания кислотными остатками.

Например, $\text{CuOHCl}, (\text{CaOH})_2\text{SO}_4, \text{Al}(\text{OH})_2\text{NO}_3$.

Кроме того, имеются двойные соли – соли, которые состоят из атомов двух металлов и одного кислотного остатка.

Например, $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2, (\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$.

Существуют также комплексные соли, в состав которых входят сложные комплексные ионы. В формулах комплексных солей ионы заключаются в квадратные скобки.

Например, $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6], [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$.

Названия средних солей образуются следующим образом: называется металл в именительном падеже, затем идёт название

кислотного остатка в именительном падеже. Названия кислотных остатков приводятся в табл. 4.

Если металл имеет переменную валентность и образует несколько солей, то после названия соли указывается валентность металла.

Например,

FeCl_2 – феррум (II) хлорид,

FeCl_3 – феррум (III) хлорид.

Названия кислых солей образуются прибавлением к названию средней соли слова «гидро». Если число атомов водорода два и больше, то указывается числовой префикс.

Например,

CaHPO_4 – кальций гидрофосфат,

NaH_2PO_4 – натрий дигидрофосфат.

Следует обратить внимание, что кислые соли могут образовывать только многоосновные кислоты.

Название основных солей образуется прибавлением к названию средней соли слова «гидроксо».

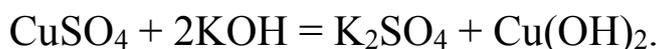
Например,

CuOHCl – купрум (II) гидрооксохлорид,

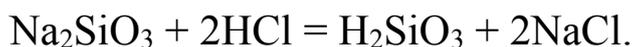
$\text{Al(OH)}_2\text{Br}$ – алюминий дигидроксобромид.

Химические свойства солей

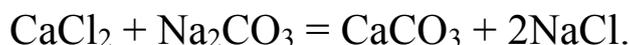
1. Соли взаимодействуют со щелочами, при этом образуется новая соль и новый гидроксид



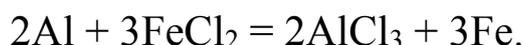
2. Соли взаимодействуют с кислотами, при этом образуются новая соль и новая кислота



3. Соли взаимодействуют между собой, при этом образуются две новые соли



4. Соли взаимодействуют с металлами, при этом образуется новая соль и свободный металл



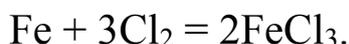
В таких реакциях свободный металл (Al) должен быть активнее металла (Fe), который входит в состав соли.

5. При нагревании многие соли кислородных кислот разлагаются с образованием основных и кислотных оксидов

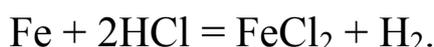


Получение средних солей

1. Взаимодействие металла с неметаллом



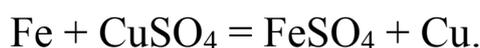
2. Взаимодействие металла с кислотой



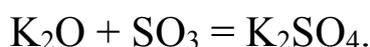
3. Взаимодействие соли с кислотой



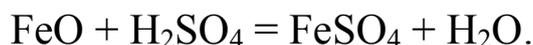
4. Взаимодействие соли с металлом



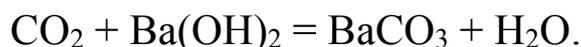
5. Взаимодействие основного оксида с кислотным



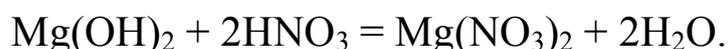
6. Взаимодействие основного оксида с кислотой



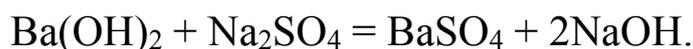
7. Взаимодействие кислотного оксида со щелочью



8. Взаимодействие гидроксида с кислотой



9. Взаимодействие щелочи с солью



10. Взаимодействие соли с солью

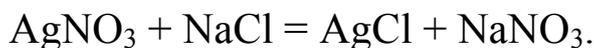


Таблица 4 – **Названия кислотных остатков**

Кислота	Кислотный остаток	Название кислотного остатка	Пример соли
1	2	3	4
HCl	-Cl	хлорид	NaCl
HBr	- Br	бромид	KBr
HF	- F	фторид	AlF ₃
HI	- I	йодид	CaI ₂
H ₂ S	= S	сульфид	K ₂ S
HCN	- CN	цианид	KCN
HNO ₂	- NO ₂	нитрит	NaNO ₂
HNO ₃	- NO ₃	нитрат	AgNO ₃
H ₂ SO ₃	= SO ₃	сульфит	Li ₂ SO ₃
H ₂ SO ₄	= SO ₄	сульфат	ZnSO ₄
H ₂ SiO ₃	= SiO ₃	силикат	Na ₂ SiO ₃
H ₂ CO	= CO ₃	карбонат	CaCO ₃
HPO ₃	- PO ₃	метафосфат	NaPO ₃
H ₃ PO ₄	≡ PO ₄	ортофосфат	Ba ₃ (PO ₄) ₂
HClO	- ClO	гипохлорит	NaClO
HClO ₂	- ClO ₂	хлорит	LiClO ₂
HClO ₃	- ClO ₃	хлорат	KClO ₃
HClO ₄	- ClO ₄	перхлорат	KClO ₄
HMnO ₄	- MnO ₄	перманганат	NaMnO ₄
H ₂ CrO ₄	= CrO ₄	хромат	CaCrO ₄
H ₂ Cr ₂ O ₇	= Cr ₂ O ₇	дихромат	Li ₂ Cr ₂ O ₇
H ₃ BO ₃	≡ BO ₃	ортоборат (борат)	Na ₃ BO ₃
CH ₃ COOH	CH ₃ COO -	ацетат	Zn(CH ₃ COO) ₂
H ₂ ZnO ₂	= ZnO ₂	цинкат	Na ₂ ZnO ₂
H ₃ AlO ₃	≡ AlO ₃	ортоалюминат	K ₃ AlO ₃
HAlO ₂	- AlO ₂	метаалюминат	LiAlO ₂
H ₃ CrO ₃	≡ CrO ₃	хромит	Ba ₃ (CrO ₃) ₂
H ₂ SnO ₂	= SnO ₂	станнит	Na ₂ SnO ₂
H ₂ PbO ₂	= PbO ₂	плюмбит	K ₂ PbO ₂

Получение кислых и основных солей

Любую соль можно представить как продукт взаимодействия гидроксида с кислотой. Рассмотрим несколько примеров:



В первом примере мы взяли гидроксид в таком количестве, чтобы полностью прошла нейтрализация кислоты. В этом случае образуется средняя соль Na_2SO_4 .

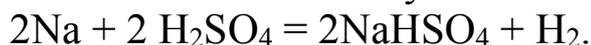
Во втором примере мы взяли гидроксид в меньшем количестве, реакция нейтрализации прошла не полностью. В этом случае образуется кислая соль NaHSO_4 .



В третьем примере мы взяли кислоту в таком количестве, чтобы полностью нейтрализовать гидроксид. В этом случае образуется средняя соль MgCl_2 .

В четвертом примере мы взяли кислоты в меньшем количестве, реакция нейтрализации прошла не полностью. В этом случае образуется основная соль MgOHCl .

Кислые соли можно получить также при неполном замещении атомов водорода атомами металла в молекуле кислоты



Определение эквивалентной массы

Эквивалентная масса соли определяется по формуле

$$m_{\text{Э}} = \frac{\text{молярная масса соли}}{\text{число атомов металла} \cdot \text{валентность металла}}$$

Например, определить эквивалентную массу

$$\text{а) } m_{\text{Э}}(\text{CaCO}_3) = \frac{M(\text{CaCO}_3)}{1 \cdot 2} = 50 \text{ г/моль};$$

$$\text{б) } m_{\text{Э}}(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = \frac{M(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3)}{2 \cdot 3} = 57 \text{ г/моль};$$

ЗАДАНИЯ

Задание 1. Назовите следующие соли:

- 1) AgCl; KNO₃; Na₂SO₄
- 2) CaCO₃; Ca(OH)₂SO₄; KHCO₃
- 3) LiNO₂; (CaOH)₂SO₄; NaHSO₄
- 4) MgSiO₃; Ba₃(PO₄)₂; Na₂HPO₄
- 5) Na₂HPO₄; CuOHBr; Fe₂(SO₄)₃
- 6) Fe₂(SO₄)₃; (ZnOH)₂SO₄; NaH₂PO₄
- 7) Ba(H₂PO₄)₂; AlOHCl₂; FeBr₃
- 8) CuS, FeOH(NO₃)₂, Ca(HCO₃)₂
- 9) (NH₄)₂SO₃; [Al(OH)₂]₂SO₄; Al(HSO₄)₃
- 10) FeCl₃; CuSO₄; ZnF₂
- 11) K₂S; LiBr; NaNO₂
- 12) Al₂(SO₄)₃; CaCO₃; AlI₃

Задание 2. Напишите формулы следующих солей:

- 1) барий нитрат, магний карбонат, феррум (III) хлорид;
- 2) цинк сульфат, литий нитрит; натрий силикат;
- 3) аммоний сульфит, кальций силикат, натрий метафосфат;
- 4) калий перманганат, барий сульфид, натрий гидрокарбонат;
- 5) алюминий хлорид, кальций фосфат, цинк нитрат;
- 6) барий йодид, калий нитрит; феррум (II) сульфид;
- 7) калий цинкат, барий алюминат, кальций хромит;
- 8) калий гидросульфат, натрий гидрокарбонат, цинк гидроксохлорид;
- 9) магний гидрокосульфат, литий дигидрофосфат, алюминий дигидроксохлорид.

Задание 3. Выпишите отдельно формулы средних, кислых и основных солей:

Ba(NO₃)₂; Fe₂(SO₄)₃; Na₂HPO₄; KHS; CuSO₄; CuOHBr; Al(OH)₂Cl.

Задание 4. Закончите уравнение реакций:

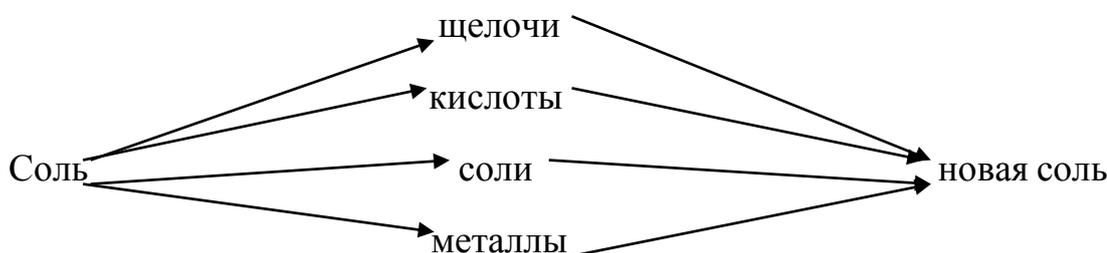
- 1) NaOH + CO₂ →
- 2) HCl + Al₂O₃ →
- 7) Al + ZnSO₄ →
- 8) Na₂CO₃ + Ca(NO₃)₂ →

- 3) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{SO}_3 \rightarrow$ 9) $\text{AgNO}_3 + \text{FeCl}_3 \rightarrow$
 4) $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ 10) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow$
 5) $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 \rightarrow$ 11) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
 6) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{HCl} \rightarrow$ 12) $\text{CaO} + \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow$

Задание 5. Составьте графические формулы солей:

- 1) NaCl ; CuSO_4 ; 5) FeF_3 ; AgNO_3 ;
 2) KH_2PO_4 ; AlOHCl_2 ; 6) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$; $\text{Ca}(\text{HSO}_4)_2$;
 3) KBr ; NaMnO_4 ; 7) MgOHCl ; Na_2SO_4 ;
 4) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$; $(\text{CaOH})_2\text{SO}_4$; 8) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$; $\text{Ba}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$

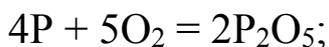
Задание 6. Составьте рассказ, используя следующую схему:



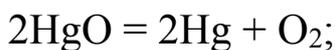
11. ГЕНЕТИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ МЕЖДУ ОСНОВНЫМИ КЛАССАМИ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Между соединениями существует генетическая связь:

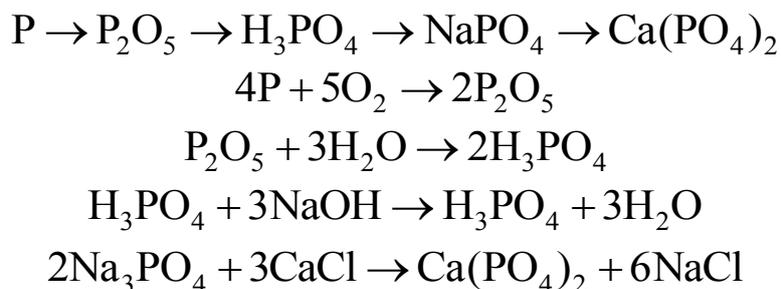
– из простых веществ можно получить сложное вещество:



– из сложного вещества можно получить простые вещества:



– из соединений одного класса можно получить соединения другого класса. Например, при горении фосфора образуется кислотный оксид P_2O_5 , который взаимодействует с водой и образует кислоту. Из кислоты можно получить соль. Из одной соли можно получить другую соль:



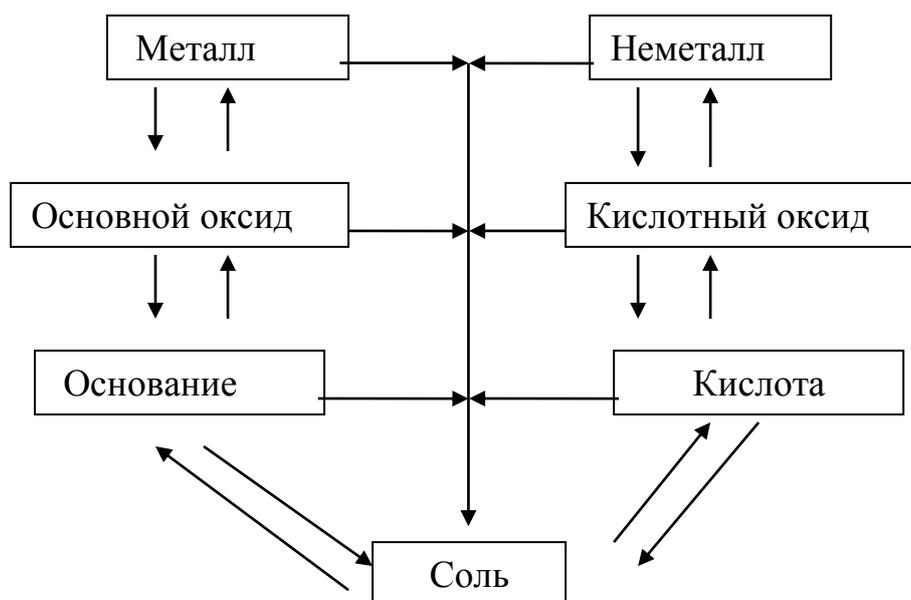
При горении магния образуется основной оксид MgO , который с кислотой образует соль. Из соли можно получить основание. Последовательность превращений показана на схеме



При взаимодействии кальция с водой образуется кальций гидроксид, который с карбон (IV) оксидом образует соль $CaCO_3$. Кальций карбонат разлагается при нагревании. Из кальций оксида, карбон (IV) оксида и воды можно получить кислую соль (кальций гидрокарбонат) по схеме



Как видно из этих примеров, между простыми веществами и отдельными классами неорганических соединений существует генетическая связь. Зная генетическую связь, можно не только превращать одни вещества в другие, но и вновь получать исходные вещества.



Схему генетической связи между основными классами неорганических соединений можно представить так:

Взаимная связь между соединениями и их превращениями свидетельствует о единстве элементного состава веществ.

ЗАДАНИЯ

Задание 1. Какие из следующих веществ взаимодействуют между собой: купрум (II) оксид, сульфатная кислота, кальций гидроксид, сера (IV) оксид, цинк гидроксид, натрий гидроксид? Напишите уравнения реакций.

Задание 2. С соединениями каких классов взаимодействуют металлы? Напишите уравнения соответствующих реакций.

Задание 3. При взаимодействии соединений каких классов образуются соли? Напишите уравнения соответствующих реакций.

Задание 4. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:

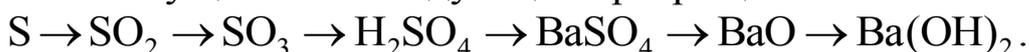
Задание 5. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



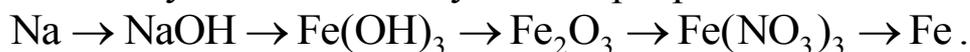
Задание 6. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



Задание 7. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



Задание 8. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



СОДЕРЖАНИЕ

1. Химический элемент	7
2. Химическая формула	7
3. Валентность.....	12
4. Атомная и молекулярная масса.....	16
5. Количество вещества. Моль. Молярная масса	19
6. Основные законы химии.....	22
6.1. Закон сохранения массы веществ.....	22
6.2. Закон эквивалентов.....	23
6.3. Закон Авогадро.....	27
6.4. Относительная плотность газов.....	29
6.5. Закон объемных отношений газов.....	33
6.6. Решение задач на газовые законы.....	35
7. Химические уравнения. Типы химических реакций	39
8. Вычисления по химическим формулам	46
9. Вычисления по химическим уравнениям	50
10. Основные классы неорганических веществ	55
10.1. Оксиды.....	55
10.2. Гидроксиды (основания).....	58
10.3. Кислоты	63
10.4. Соли	69
11. Генетическая связь между основными классами неорганических соединений.....	75

Навчальне видання

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

до самостійної роботи іноземних студентів
для підготовки до контрольних робіт з дисципліни
«ХІМІЯ»

Укладачі: МАРАКІНА Лариса Дмитрівна
ХОБОТОВА Еліна Борисівна
БЕШЕНЦЕВА Оксана Анатоліївна

Відповідальний за випуск *Єгорова Л.М.*

Авторська редакція

Комп'ютерна верстка *Журавльової Н.В.*