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»

Утверждено методическим
советом университета,
протокол №4 от 19.12.2007 р.

Харьков
ХНАДУ
2009

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

ВВЕДЕНИЕ

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 серы; Fe (феррум) – это символ элемента железа; H (аш) – это символ элемента водорода. Каждый элемент имеет свое название и свой химический символ. Сера – это русское название элемента. S (эс) – это символ серы. Железо – это русское название элемента, Fe (феррум) – это символ железа. Водород – это русское название элемента, H (аш) – это символ водорода.

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	водород	аш
Li	Lithium	литий	литий
B	Borum	бор	бор
C	Carboneum	углерод	цэ
N	Nitrogenium	азот	эн
O	Oxygenium	кислород	о
F	Fluorum	фтор	фтор
Na	Natrium	натрий	натрий
Mg	Magnesium	магний	магний
Al	Aluminium	алюминий	алюминий
Si	Silicium	кремний	силициум
P	Phosphorus	фосфор	пэ
S	Sulfur	сера	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	марганец	марганец
Fe	Ferrum	железо	феррум
Co	Cobaltum	кобальт	кобальт
Cu	Cuprum	медь	купрум
Zn	Zincum	цинк	цинк
As	Arsenicum	мышьяк	арсеникум
Br	Bromum	бром	бром
Ag	Argentum	серебро	аргентум
Sn	Stannum	олово	станнум
I	Iodum	йод	йод
Ba	Barium	барий	барий
Au	Aurum	золото	аурум
Hg	Hydrargyrum	ртуть	гидраргирум
Pb	Plumbum	свинец	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»?	серебро, сера, кремний, марганец,
В. Как читается символ железа?	аргентум, купрум, феррум, силициум
Г. Какое русское название имеет элемент, символ которого «Si»?	железо, ртуть, серебро, кремний
Д. Какие элементы металлические?	P, Na, H, Si, O, Cr, Zn, Al, S, Cu

Задание 2. Написать химические знаки элементов:
1) медь, ртуть, золото, кремний, водород

2) кальций, натрий, золото, мышьяк, медь
3) железо, кремний, натрий, медь, углерод
4) йод, железо, кремний, натрий, медь
5) свинец, медь, фтор, сера, железо
6) серебро, мышьяк, золото, железо, хлор
7) хлор, серебро, медь, водород, олово
8) олово, кремний, медь, водород, железо
9) углерод, ртуть, золото, хлор, серебро
10) углерод, кремний, медь, железо, сурьма
11) калий, сурьма, свинец, медь, железо
12) натрий, барий, бор, медь, железо
13) барий, бром, бор, ртуть, мышьяк
14) фосфор, хлор, медь, свинец, железо

Задание 3. Написать русские названия элементов
1) K, C, 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 5. 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, Cu – это формулы веществ.

ЗАДАНИЯ

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

Задание 2. Прочитайте следующие формулы: $Ni(NO_3)_2$, $Ba_3(PO_4)_2$, $Mg(H_2PO_4)_2$, $KClO_3$, $AlOH(NO_3)_2$.

Задание 3. Заполните таблицу

Формула	Чтение	Укажите простые и сложные вещества
Cl_2O_7		
$ZnSO_4$		
$(NH_4)_3PO_4$		
O_2		
KNO_3		
$(CuOH)_2CO_3$		
Cu		
$AuCl_3$		
P		
NaH_2PO_4		
N_2		
NaOH		
SO_2		
O_3		
CrO_3		
$Ca(HCO_3)_2$		
$HBrO_3$		

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; C_2H_5OH
7) CO; C; B; B_2O_3; Be; BeO
8) $CuCl_2 \cdot 2H_2O$; Cl_2; Cl_2O_7; Cu; CuO; Si
9) $HClO_4$; HCl; Cl_2; Cl_2O_7; O_2; O_3

10) C; CO_2; H_2CO_3; Al; $Al(OH)_3$; Al_2O_3
11) Na_2CO_3; Na; Na_2O; $NaOH$; C; O_3
12) $C_{12}H_{22}O_{11}$; C_2H_4; C; C_2H_2; Cl_2; C_2H_5OH
13) $Mg(OH)_2$; MgO; Mg; Mg_3N_2; N_2; HNO_3
14) C_2H_2Si; Fe_3O_4; Cs; P; CH_4
15) F_2; F_2O; O_2; O_3; FeO; Fe
16) $CuSO_4 \cdot 5H_2O$; Cu_2O; Cu; Cl_2; Cl_2O_7; O_2

Задание 5. Записать:

1) – атом железа; – 2 атома железа; – 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 мышьяка и 2 атомов кислорода.

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

5) – атома фтора и атома водорода; – атома железа, 2 атомов кислорода и 2 атомов водорода; – 2 атомов водорода и 1 атома серы.

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

Задание 7. Вычислить молекулярные массы

1) $Fe(OH)_3$; Br_2; $CuSO_4$; $5H_2O$
2) H_3PO_4; $Fe(OH)_3$; H_2S
3) $Zn(OH)_2$; $CuCl_2$; $2H_2O$; HPO_2
4) Na_2CO_3; $Fe(OH)_3$; C_2H_5OH
5) $Cd(OH)_2$; H_3AsO_4 ; Fe_2O_3
6) $Sr(OH)_2$; H_2SiO_3; $CuSO_4 \cdot 5H_2O$
7) $Ba(OH)_2$; H_2SeO_4; K_2O
8) $CuSO_4 \cdot 2H_2O$; $Fe(OH)_2$; O_3
9) $HClO_4$; $Ti(OH)_4$; P_2O_5
10) Cl_2O_7; $CaCO_3$; $Cu(OH)_2$
11) HPO_2; $CuCl_2 \cdot 2H_2O$; $Fe(OH)_3$
12) $Ca(OH)_2$; H_2CO_3; $CuSO_4 \cdot 5H_2O$
13) H_2SiO_3; $Mg(OH)_2$; HF
14) H_3SbO_4; $Mg(OH)_2$; Fe_3O_4
15) H_3SbO_4; $Mg(OH)_2$; Fe_3O_4
16) $FeCl_2$; $Cu(OH)_2$; 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) $Sn(NO_3)_2$; As_2O_5; $Cu(OH)_2$; I_2O_7
2) $Gr(OH)_3$; K_2O; $Gr_2(SO_4)_3$; $Cu_3(PO_4)_2$
3) Fe_3O_4; $Hg(NO_3)_2$; $SnCl_2$; Ag_2O
4) SnO_2; H_3AsO_4; $Fe(OH)_3$; $Cu(NO_3)_2$
5) $K_2Gr_2O_7$; $Mo_2(SO_4)_3$; Ag_2O; $Cu(OH)_2$
6) Cu_2O; $Fe_2(PO_4)_3$; Au_2O; H_3SbO_4
7) Hg_2SO_4; $Cu(OH)_2$; H_2SiO_3; Ag_2O
8) Sb_2O_5; $HAsO_2$; $Cu(OH)_2$; $AgSO_4$
9) $HgCl_2$; H_3AsO_4; SnO; $Fe(OH)_3$
10) $Hg(NO_3)_2$; $Cu(OH)_2$; Sb_2O_5; Br_2
11) H_3SbO_4; AgOH; $Cu_3(PO_4)_2$; FeO
12) $Al_2(SO_4)_3$; HgO; $Fe(OH)_3$; $HSbO_2$
13) $AgNO_3$; $Cu(OH)_2$; $Fe_2(SO_4)_3$; HgO
14) Fe_2O_3; $Cu_3(PO_4)_2$; HgO;$HAsO_2$
15) $Cu(NO_3)_2$; $Fe(OH)_3$; H_2SiO_3; HgO
16) $AgNO_3$; $Hg_3(PO_4)_2$; $Fe(OH)_3$; 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 ($H_2\overset{II}{S}$), четыре ($\overset{IV}{S}O_2$), шесть ($\overset{VI}{S}O_3$).

Валентность обозначается римскими цифрами и пишется над символами.

Например, $\overset{I}{H}Cl$, $\overset{II}{Ba}O$, $\overset{III}{Cr_2}O_3$, $\overset{V1}{Cr}O_3$, $\overset{VII}{Mn_2}O_7$.

Группу атомов тоже можно характеризовать валентностью:

а) одновалентные группы –OH, $–NO_3$, $–NH_4$, $–MnO_4$;

б) двухвалентные группы $–CO_3$, $–SiO_3$, $–SO_3$, $–SO_4$, $–CrO_4$;

в) трехвалентные $-PO_4$, $–BO_3$.

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, валентность кислорода – два: $1 \cdot 2 = 2$; $2:1 = 2$.

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 железа равна трем, валентность серы равна двум. Составить формулу соединения железа с серой Fe_xS_y.

Общее число валентностей соединения равно произведению $3 \cdot 2 = 6$. Число атомов железа (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 III VI VII I III V VII

1) Al, Ag, Cl; 2) Li, B, Cr; 3) Zn, Br, Cl; 4) N, N, Cl;

V III I II VII III V I VII IV

5) P, N, K; 6) Mg, Br, Cl; 7)Al, Br, Cl; 8) K, I, Mn;

V VI III VII III V V VII

9) Ge, As, As; 10) Al, Br, Cl; 11) Na, V, Mn; 12) Ca, Br,Cl;

V VII IV VII VI I III VII IV VI I

13) Na, I, Mn; 14) Ti, Mn, Mn; 15) Cu, Br, Cl; 16) S, Cr, Cu

Задание 2. Составьте формулы веществ

II III III I I I IV III II II

1) $Cu(PO_4)$, AsH, $HClO_4$; 2) SiH, $AlCO_3$, HSO_3;

3) $\overset{II}{Ca}\overset{III}{(PO_4)}$, $\overset{II}{Cu}\overset{I}{(OH)}$, $\overset{IV}{SiH}$; 4) $\overset{II}{Cd}\overset{I}{(NO_3)}$, $\overset{III}{As}\overset{III}{H}$, $Fe(OH)$;

5) $HClO$, $\overset{III}{Al}(NO_3)$, $\overset{II}{HS}$; 6) $\overset{II}{Ca}\overset{II}{H}$, $Fe(NO_3)$, $\overset{III}{Al}Cl$;

7) $\overset{II}{Al}H$; $Fe(OH)$; HCO_3; 8) $Al(SO_4)$; HBO_3; $\overset{IV}{Si}Cl$;

9) $MgCl$, $Cu(NO_3)$; AlH; 10) $\overset{III}{N}H$, $\overset{III}{Cr}(OH)$, $\overset{IV}{H}SiO_3$;

11) $\overset{III}{Al}(SO_3)$; $Zn(OH)$; $NaSO_4$; 12) HPO_4, $\overset{III}{As}H$, $Zn(NO_3)$;

13) $\overset{III}{Ca}(PO_4)$, PH, HPO_4; 14) $HClO$, $\overset{II}{H}\overset{II}{S}$, $Mn(PO_4)$;

15) $\overset{III}{Mg}(PO_4)$; $\overset{III}{Fe}(OH)$; $\overset{III}{N}H$;

Задание 3. Определите валентность элементов по формулам

1) H_2CrO_4, $NaClO_4$, $(NH_4)_2\ SO_4$
2) $Al_2(SO_4)_3$, $HClO_3$
3) $(NH_4)_2CrO_4$, H_2MnO_4
4) $(NH_4)_2CO_3$, $Al(NO_3)_3$
5) $HClO_2$, NH_4Cl
6) H_2MnO_4, $K_2Cr_2O_7$
7) $Li_2Cr_2O_7$, K_2SO_4
8) $Cr(OH)_3$, $HMnO_4$
9) H_2CO_3, $Fe(OH)_3$
10) $(NH_4)_2CO_3$, K_2CrO_4
11) $HClO_4$, Mn_2O_7
12) $(NH_4)_2Cr_2O_7$, $HClO_3$
13) $(NH_4)_2CrO_4$, $HMnO_4$
14) NH_4Br, $Ca_3(PO_4)_2$
15) H_2SiO_3, $K_2Cr_2O_7$

Задание 4. Напишите структурные формулы веществ

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

6) $KClO_4$, $Cu(OH)_2$, $Al(NO_3)_3$
7) H_3PO_4, $CaSO_4$, $Cu(OH)_2$
8) HNO_3, $Cd(OH)_2$, $KClO_2$
9) $Mn(OH)_2$, H_2CO_3, $Ca_3(PO_4)_2$
10) K_2S, $Fe(OH)_3$, H_3PO_4
11) H_2SO_4, $Cu(OH)_2$, Na_3PO_4
12) $Cr(OH)_3$, H_2SO_4, K_2SiO_3
13) H_2SiO_3, K_3BO_3, $Cd(OH)_2$
14) $(NH_4)_3PO_4$, H_2CO_3
15) $CaSiO_3$, Na_2SO_4, $Fe(OH)_2$
16) H_2SiO_3, Na_3BO_3, $Al(OH)_3$
17) Na_2MnO_4, $Mg(OH)_2$, 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 углерода $19{,}93 \cdot 10^{-27}$ 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 углерода – 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 углерода – 12.

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

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 $A_{r(N)} = 14$, кислорода $A_{r\,(O)} = 16$, серы $A_{r\,(S)} = 32$.

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 – $m_м$.

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 $M_r(Na_2SO_4) = 2A_r(Na) + A_r(S) + 4A_r(O)$.

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

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

3. Подставим значения относительных атомных масс в уравнение

$$M_r(Na_2SO_4) = 2 \cdot 23 + 32 + 4 \cdot 16 = 142.$$

Например, относительная молекулярная масса воды равна

$$M_r(H_2O) = 2A_r(H) + A_r(O) = 2 \cdot 1 + 16 = 18.$$

Относительная молекулярная масса мела равна

$$M_r(CaCO_3) = A_r(Ca) + A_r(C) + 3A_r(O) = 40 + 12 + 3 \cdot 16 = 100.$$

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 углерода, 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 углерода, 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 углерода 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 углерода –12.

Число атомов, которое содержится в 12 г углерода, можно определить следующим образом. Абсолютная масса атома углерода 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 $N_A = 6{,}02 \cdot 10^{23}$ 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 H_2, 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.

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

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.

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

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

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

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

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

Пример 4. Определить массовые доли элементов в молекуле $Al_2(SO_4)_3$.

Молярная масса $Al_2(SO_4)_3$ равна 342 г/моль.

Масса каждого элемента в молекуле вещества:

$m_{(Al)} = 2 \cdot 27 = 54$ г,

$m_{(S)} = 3 \cdot 32 = 96$ г,

$m_{(O)} = 12 \cdot 16 = 192$ г.

Массовая доля элементов:

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

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

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

ЗАДАНИЯ

Задание 1. Определите (вычислите) молярные массы веществ

1) Na_2SO_4; 2) $CuSO_4$; 3) $(NH_4)_2HPO_4$;

4) $Fe_2(SO_4)_3$; 5) $Pb(NO_3)_2$; 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 моль 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 глюкозы $C_6H_{12}O_6$; 16) 0,1 моля $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$;
17) 160 г NaOH ; 18) 2 моля сахара $C_{12}H_{22}O_{11}$.

Задание 5. Сколько молей в
1) 2 литрах H_2O; 2) 1 кг сахара $C_{12}H_{22}O_{11}$;
3) 1800 г глюкозы $C_6H_{12}O_6$; 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:

$$\begin{array}{ccccc} 2Mg & + & O_2 & = & 2MgO \\ m = 48\ г & & m = 32\ г & & m = 2(24 + 16) = 80\ г \end{array}$$

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 необязательно 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 $Э_{(Na)}$ 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, 2,31г хлора эквивалентны –1,50 г натрия, 35,5 г хлора эквивалентны – $Э_{(Na)}$ натрия.

$$Э_{(Na)} = \frac{35,5 \cdot 1,50}{2,31} = 23,0.$$

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, углерод в CO_2 имеет валентность четыре, тогда эквивалентная масса углерода

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

Углерод в CO имеет валентность два, тогда эквивалентная масса углерода

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

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.

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, $Э_{O_2}$

эквивалентная масса кислорода $Э_{O_2}$ = 8 г/моль.

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

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{Ý_1}{Ý_2}, \qquad Ý_1 = \frac{m \cdot Ý_2}{m_2},$$

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

масса кислорода $m_2 = 1{,}28$ г, $Ý_{O_2}$

эквивалентная масса кислорода $Ý_{O_2} = 8$ г/моль.

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

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{Ý_1}{Ý_2}, \qquad Ý_1 = \frac{m \cdot Ý_2}{m_2},$$

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, углерод в CO_2 имеет валентность четыре, тогда эквивалентная масса углерода

$$Ý_{(Ñ)} = \frac{12}{4} = 3 \text{ г/моль.}$$

Углерод в CO имеет валентность два, тогда эквивалентная масса углерода

$$Ý_{(Ñ)} = \frac{12}{2} = 6 \text{ г/моль.}$$

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

ЗАДАНИЯ

Задание 1. Определите эквиваленты брома, фосфора и серы в соединениях: HBr, PH_3, H_2S.

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 ($м^3$), в литрах (л), сантиметрах кубических ($см^3$).

1 $м^3$ = 1000 л, 1 л = 1000 $см^3$

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°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.

ρ_{H_2} = 0,09 г/л; ρ_{CO_2} = 1,965 г/л;

ρ_{O_2} = 1,429 г/л; ρ_{Cl_2} = 3,17 г/л;

ρ_{N_2} = 1,25 г/л; $\rho_{C_2H_6}$ = 1,34 г/л.

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

$$V(\text{Í}_2) = \frac{2}{0,09} = 22,4 \text{ л}; \qquad V(CO_2) = \frac{44}{1,965} = 22,4 \text{ л};$$

$$V(O_2) = \frac{32}{1,429} = 22,4 \text{ л}; \qquad V(Cl_2) = \frac{71}{3,17} = 22,4 \text{ л};$$

$$V(N_2) = \frac{28}{1,25} = 22,4 \text{ л}; \qquad V(C_2H_6) = \frac{30}{1,34} = 22,4 \text{ л}.$$

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

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

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 8,31Дж/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?
2) 800 г O_2; 0,4 моля NH_3 ?
3) 0,64 кг SO_2; 0,1 моля Cl_2?
4) 8 *m* CH_4; 0,25 моля H_2?
5) 2 г He; 0,4 моля O_2?
6) 34 г. NH_3; 0,3 моля Cl_2?
7)128 г.NH_3; 0,7 моля HCl?
8) 200 г. O_2, 0.25 моля HBr?
10) 4,25г NH_3; 0.25 моля SO_2?
11) 2 *m* CH_4; 0.3 моля Cl_2?
12) 100 г.O_2; 0.7 моля Cl_2 ?
13) 0,16 кг SO_2; 0.7 моля HCl ?
14) 142г Cl_2; 5 моль CO_2?
15) 80г H_2; 4 моль CH_4?

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_2S; 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

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

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, D_{H_2} 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

$M = p \cdot V_м = 1{,}293 \cdot 22{,}4 = 29$ 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

$$D_{H_2} = \frac{M_{r1}}{M_r(H_2)}, \quad M_r(H_2) = 2,$$

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

Пример 2. Определить плотность азота N_2 по водороду, кислороду и воздуху.

Решение. Определяем молекулярные массы азота, водорода, кислорода.

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

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

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 $D_{H_2}(CO)$,

$D_{возд}(H_2S)$

2) Относительная плотность газов по водороду равна 17,14. Определите малярные массы газов и их $D_{возд}$.

Задание 7.

1) Определите $D_{H_2}(Cl_2)$,

$D_{возд}(O_2)$

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

Задание 8.

1) Определите $D_{H_2}(NH_3)$,

$D_{возд}(SO_2)$

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

Задание 9.

1) Определите $D_{H_2}(NH_3)$,

$D_{возд}(CH_4)$

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

Задание 10.

1) Определите $D_{H_2}(SO_2)$,

$D_{возд}(NH_3)$

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

Задание 11.

1) Определите $D_{H_2}(O_2)$,

$D_{возд}(Cl_2)$

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

Задание 12.

1) Определите $D_{H_2}(H_2S)$,

$D_{возд}(CO)$

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

Задание 13.

1) Определите $D_{H_2}(CO_2)$,

$D_{возд}(HCl)$

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

Задание 14.

1) Определите $D_{H_2}(PH_3)$,

$D_{возд}(CO_2)$

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

Задание 15.

1) Определите $Д_{H2}(NH_3)$,

$Д_{возд}(SO_3)$

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

Задание 16.

1) Определите D_{H_2} (Cl_2),

$D_{возд}$(CO).

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

Задание 17.

1) Определите D_{H_2} (CH_4),

$D_{возд}$(HCl).

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

Задание 18.

l) Определите D_{H_2} (SO_2),

$D_{возд}$(C_2H_6).

2) Относительная плотность газа по водороду равна 17. Найти малярную массу 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 рассчитать 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, определить объем кислорода, который необходим для взаимодействия с 10 л водорода по уравнению

$H_2 + O_2 \rightarrow H_2O$.

Решение. Поставим коэффициенты в уравнении

$2H_2 + O_2 = 2H_2O$.

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

2л водорода взаимодействуют с 1л кислорода,

10л водорода взаимодействуют с х л кислорода

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

Задание 1.

Определите объемные отношения газов в следующих реакциях:

$$N_2 + O_2 \rightarrow NO,$$
$$N_2 + H_2 \rightarrow NH_3.$$

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

$$NH_3 + O_2 \rightarrow N_2 + H_2O.$$

Задание 3.

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

$$H_2 + Cl_2 \rightarrow HCl.$$

Задание 4.

Какой объем кислорода необходим для взаимодействия с 50 л CO и какой объем CO_2 при этом образуется? Схема реакции

$$CO + O_2 \rightarrow CO_2.$$

6.6. Решение задач на газовые законы

Пример 1. Какую массу имеет азот N_2 объемом 30 л при нормальных условиях?

Решение. Молярная масса азота $M(N_2)$ = 28г/моль,

22,4 л азота имеют массу 28 г,

30,0 л азота имеют массу *x* г,

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

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

Решение. Молярная масса хлороводорода M(HCl)=36,5 г/моль,

36,5 г HCl занимают объем 22,4л,

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

C : 44 а.е.м. составляют 100%,

x а.е.м. составляют 27,27%,

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

O: 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

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

Формула вещества CO_2.

Пример 5. 0,376 г металла замещают 0,468 л водорода при нормальных условиях. Определить 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

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{Э_1}{Э_2}, \quad Э = \frac{m_1 \cdot Э_2}{m_2}, \quad Э_1 = \frac{0,376 \cdot 1}{0,0417} = 9 \text{ ã/ì î ëü}.$$

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

$Al + HCl \rightarrow AlCl_3 + H_2$.

Решение. Поставим коэффициенты в уравнение реакции

$2Al + 6HCl = 2AlCl_3 + 3H_2$.

Молярная масса алюминия M(Al)=27г/моль

По уравнению реакции составим пропорцию и решим ее.

$2 \cdot 27$ г 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) и 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 $см^3$ газа при нормальных условиях имеют массу 0,232 г. Определите молярную массу газа.

Задание 10.

346 $см^3$ 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 $см^3$ которого при нормальных условиях имеют массу 1,23 г, а массовые доли азота 46,7% и кислорода 53,3%.

Задание17.
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 (→).

Например, $NaOH + HCl = NaCl + H_2O$.

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

Например, $Fe(OH)_3 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + H_2O$.

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

$$2Fe(OH)_3 + 3H_2SO_4 = Fe_2(SO_4)_3 + 6H_2O.$$

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.

$$2KClO_3 = 2KCl + 3O_2$$
$$2CH_4 = C_2H_2 + 3H_2$$

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.

$$2Fe + 3Cl_2 = 2FeCl_3$$
$$CaCO_3 + H_2O + CO_2 = Ca(HCO_3)_2$$

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

$$2AgNO_3 + Fe = Fe(NO_3)_2 + 2Ag$$
$$Cr_2O_3 + 2Al = 2Cr + Al_2O_3$$

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

$$Na_2SO_4 + BaCl_2 = BaSO_4\downarrow + 2NaCl$$
$$3KOH + CrCl_3 = 3KCL + Cr(OH)_3\downarrow$$

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.*

Например, $H_2 + Cl_2 = 2\ HCl + 92{,}3$ кДж/моль.

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

Например, $N_2 + O_2 = 2NO - 90{,}4$ кДж/моль.

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:

Отформатировано: Шрифт: курсив

Отформатировано: Шрифт: курсив

Удалено:

Отформатировано: Шрифт: курсив

Отформатировано: Шрифт: курсив

$$H_2 + Cl_2 = 2\ HCl,\ \Delta H = -92{,}3\ кДж/моль; \quad (1)$$

$$N_2 + O_2 = 2NO,\ \Delta H = 90{,}4\ кДж/моль. \quad (2)$$

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, S(тв) + O_2(г) = SO_2(г) 297 кДж.

Рассмотрим примеры использования этого уравнения для расчетов.

Отформатировано: уплотненный на 0,2 пт

Отформатировано: уплотненный на 0,2 пт

Отформатировано: уплотненный на 0,2 пт

Отформатировано: уплотненный на 0,2 пт

Удалено: –

Отформатировано: уплотненный на 0,5 пт

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

Дано:

S + O_2 = SO_2 – 297 кДж

M(S) = 0,032 кг/моль

Δ*H* = 59,4 кДж по уравнению

m (S) =? *V*(O_2) =?

Решение:

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

1 моль (S) – 297 кДж

x моль (S) – 59,4 кДж

x = 59,4/297 = 0,2 моль

2. Определяем количество вещества кислорода, которое вступает в реакцию: 1 моль O_2 – 297 кДж

x моль O_2 – 59,4 кДж

x= 0,2 моль

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

m (S) = 0,2 моль *x* 0,032кг/моль = 0,064 кг,

V (O_2) = 0,2 моль *x* 0,024м^3/моль = 0,00448 м^3.

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

Дано:

S + O_2 = SO_2 – 297 кДж

M(S) = 0,032 кг/моль

Δ*H* =?

Решение:

0,032 кг S – 297 кДж

48 кг S – *x* кДж

$x = 455 \cdot 10^5$ 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

$$C_2H_5OH_{(ж)} + 3O_{2(г)} = 2CO_{2(г)} + 3H_2O_{(ж)}, \quad \Delta H_{x.р} = ?$$

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

ΔH^0_{298} ($C_2H_5OH_{ж}$) = –235,31, кДж/моль;

ΔH^0_{298} ($CO_{2\,г}$) = –393,51, кДж/моль;

ΔH^0_{298} ($H_2O_{ж}$) = –285,84 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 ($\Delta H_{x.р}$) 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

$$\Delta H_{x.р} = \sum \Delta H^{\text{ïðîä}}_{\text{îáð}} - \sum \Delta H^{\text{èñõ}}_{\text{îáð}},$$

вычислим $\Delta H_{x.р}$:

$$\Delta H_{x.р} = 2\ \Delta H^0_{298}(CO_2\ г) + 3\ \Delta H^0_{298}\ (H_2O\ ж) -$$
$$- \Delta H^0_{298}\ (C_2H_5OH\ ж) = 2(-393{,}51) + 3(-285{,}84) +$$
$$+ 235{,}31 = -1409{,}23\ кДж.$$

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

$$C_2H_5OH_{(ж)} + 3O_{2\,(г)} = 2CO_{2\,(г)} + 3H_2O_{(ж)} - 1409{,}23\ кДж.$$

Отформатировано: Шрифт: 12 пт

Отформатировано: Шрифт: 9 пт

Отформатировано: Шрифт: 9 пт

Отформатировано: Шрифт: 8 пт

Отформатировано: Шрифт: 9 пт

ЗАДАНИЯ

Поставить коэффициенты в схемах реакции. Указать тип реакций

Задание 1.

1) $As_2O_5 + H_2O \rightarrow H_3AsO_4$

2) $CO_2 \rightleftarrows CO + O_2$

3) $B_2H_6 + H_2O \rightarrow H_3BO_3 + H_2$

4) $NH_3 + Br_2 \rightarrow HBr + N_2$

5) $C + H_2 \rightarrow C_2H_4 + \Delta H$

Задание 2.

1) $Cl_2O_7 + H_2O \rightarrow HClO_4$

2) $Mn_3O_4 + Al \rightarrow Mn + Al_2O_3$

3) $Na_3N \rightarrow Na + N_2$

4) $Al(NO_3)_3 + Na_2SiO_3 \rightleftarrows Al_2(SiO_3)_3 + NaNO_3$

5) $N_2 + O_2 \rightleftarrows 2NO + \Delta H$

Задание 3.

1) $K + H_2O \rightarrow KOH + H_2 + Q$

2) $Li_2S + H_2O \rightleftarrows LiHS + LiOH$

3) $N_2O_5 + H_2O \rightarrow HNO_3$

4) $HMnO_4 \rightarrow MnO_2 + H_2O + O_2$

5) $H_2 + N_2 \rightleftarrows NH_3 + \Delta H$

Задание 4.

1) $MnO_2 \rightarrow Mn_2O_3 + O_2$

2) $Cr(NO_3)_3 + K_2CO_3 \rightarrow Cr_2(CO_3)_3 + KNO_3$

3) $Mn + HCl \rightarrow MnCl_2 + H_2$

4) $As_2O_5 + H_2O \rightarrow H_3AsO_4$

5) $H_2 + N_2 \rightleftarrows NH_3 - \Delta H$

Задание 5.

1) $K_2CO_3 + H_2O \rightleftarrows KHCO_3 + KOH$

2) $(NH_4)_2Cr_2O_7 \rightarrow Cr_2O_3 + N_2 + H_2O$
3) $Na_2SO_3 + O_2 \rightarrow Na_2SO_4$
4) $Na + NH_3 \rightarrow NaNH_2 + H_2$
5) $C + O_2 \rightarrow CO - \Delta H$

Задание 6.
1) $NO_2 + O_2 \rightarrow N_2O_5$
2) $B_2O_3 + Mg \rightarrow MgO + B$
3) $(NH_4)_3PO_4 \rightarrow NH_3 + H_3PO_4$
4) $FeCl_3 + Na_2SO_4 \rightleftarrows Fe_2(SO_4)_3 + NaCl$
5) $C + O_2 \rightarrow CO - \Delta H$

Задание 7.
1) $CCl_4 + H_2O \rightarrow CO_2 + HCl$
2) $P + O_2 \rightarrow P_2O_5$
3) $B_2O_3 + C \rightarrow B_4C + CO$
4) $P + Cl_2 \rightarrow PCl_3$
5) $CO + O_2 \rightleftarrows CO_2 - \Delta H$

Задание 8.
1) $C_2N_2 + H_2O \rightarrow (NH_4)_2 C_2O_4$
2) $BCl_3 + Zn \rightarrow ZnCl_2 + B$
3) $Hg(ONC)_2 \rightarrow Hg + CO + N_2$
4) $SiH_4 + H_2O \rightarrow SiO_2 + H_2$
5) $CO + O_2 \rightleftarrows CO_2 - \Delta H$

Задание 9.
1) $COS + H_2O \rightarrow H_2S + H_2CO_3$
2) $NH_3 \rightarrow H_2 + N_2$
3) $PCl_3 + O_2 \rightarrow POCl_3$
4) $Cu + NO \rightarrow N_2 + CuO$
5) $C + O_2 \rightarrow CO_2 - \Delta H$

Задание 10.
1) $NH_3 + Br_2 \rightarrow HBr + N_2$
2) $P + O_2 \rightarrow P_2O_3$
3) $LiOH \rightarrow Li_2O + H_2O$

4) $COCl_2 + H_2O \rightarrow HCl + H_2CO_3$
5) $C + O_2 \rightarrow CO_2 - \Delta H$

Задание 11.
1) $CCl_4 + AlBr_3 \rightarrow CBr_4 + AlCl_3$
2) $NH_3 + O_2 \rightarrow N_2 + H_2O$
3) $Ca + P \rightarrow Ca_3P_2$
4) $Mg_3N_2 \rightarrow Mg + N_2$
5) $H_2 + Cl_2 \rightarrow HCl - \Delta H$

Задание 12.
1) $Ca + P \rightarrow Ca_3P_2$
2) $Mg + CO_2 \rightarrow MgO + C$
3) $B_2H_6 \rightarrow B + H_2$
4) $Mg_2Si + HCl \rightarrow MgCl_2 + SiH_4$
5) $H_2 + Cl_2 \rightarrow HCl - \Delta H$

Задание 13.

1) $K_3BO_3 + H_2O \rightleftarrows K_2HBO_3 + KOH$
2) $NH_3 + O_2 \rightarrow N_2 + H_2O$
3) $CO + O_2 \rightarrow CO_2$
4) $KNO_3 \rightarrow KNO_2 + O_2$
5) $C_6H_6 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O - \Delta H$

Задание 14.
1) $Mg + B \rightarrow Mg_3B_2$
2) $LiOH \rightarrow Li_2O + H_2O$
3) $B_2O_3 + NH_3 \rightarrow BN + H_2O$
4) $CuCl_2 + Fe \rightarrow FeCl_2 + Cu$
5) $C_6H_6 + O2 \rightarrow CO_2 + H_2O - \Delta H$

Задание 15.
1) $CuCl_2 + Al \rightarrow AlCl_3 + Cu$
2) $As_2S_3 + (NH4)_2S \rightarrow (NH_4)_3AsS_3$
3) $Li_3P + H_2O \rightarrow LiOH + PH_3$
4) $LiOH \rightarrow Li_2O + H_2O$
5) $Ca(OH)_2 \rightarrow CaO + H_2O + \Delta H$

Задание 16.

1) $H_3BO_3 \rightleftarrows H_2O + HBO_2$
2) $BBr_3 + NH_3 \rightarrow BN + HBr$
3) $Mn_3O_4 + Al \rightarrow Mn + Al_2O_3$
4) $CrO \rightarrow Cr_2O_3 + Cr$
5) $H_2 + O_2 \rightarrow H_2O - \Delta H$

Задание 17.

1) $HBO_2 \rightleftarrows H_2O + Br_2O_3$
2) $Na_3N + H_2O \rightarrow NaOH + NH_3$
3) $Cu + NO \rightarrow N_2 + CuO$
4) $Bi_2S_3 + Na_2S \rightarrow NaBiS_2$
5) $C + H_2 \rightarrow C_2H_4 + \Delta H$

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

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

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

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%,

$$x \cdot A_r\ (\text{Na}) = \frac{142 \cdot 32,43}{100} = 46 \text{ à.å.ì } .$$

142 а.е.м. вещества составляют 100%,

$y \cdot A_r$ серы составляют 22,55%,

$$\text{ó} \cdot A_r(\text{S}) = \frac{142 \cdot 22,55}{100} = 32 \text{ à.å.ì } .$$

142 а.е.м. вещества составляют 100%,

z·A_r кислорода составляют 45,02%,

$$z \cdot A_r\ (\text{O}) = \frac{142 \cdot 45,02}{100} = 64 \text{ à.å.ì } .$$

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% оксида железа 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 (Fe_2O_3) = 112 + 48 = 160 г/моль,

в 160 г Fe_2O_3 содержится 112 г Fe,
в 1880 г Fe_2O_3 содержится у 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) $Ba(OH)_2$.

Задание 2.
Определите массовую долю азота в соединениях:
NO_2, NH_3, HNO_2, $Zn(NO_3)_2$.

Задание 3.
Определите массовую долю хрома в соединениях:
а) Cr_2O_3; б) $Cr(OH)_3$; в) $K_2Cr_2O_7$; г) $Ca_3(CrO_3)_2$.

Задание 4.
Определите простейшую формулу вещества, если:
а) натрия – 34,6%, фосфора – 23,3%, кислорода – 42,1%;

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

Задание 6.
Определите простейшую формулу вещества, если:
в) 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 $Fe(CrO_2)_2$ (массовая доля 94%) и $Mg(CrO_2)_2$ (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

$KClO_3 \rightarrow KCl + O_2$.

Решение. Поставим коэффициенты в уравнении

$2KClO_3 = 2KCl + 3O_2$.

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

$M(KClO_3) = 122,5$ г/моль; $M(O_2) = 32$ г/моль.

По уравнению реакции разложения

из 2·122,5 г соли образуется 3·32 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

$P + O_2 \rightarrow P_2O_5$.

Решение. Поставим коэффициенты в уравнении

$4P + 5O_2 = 2P_2O_5$.

Определим молярные массы фосфора P и оксида фосфора P_2O_5

$M(P) = 31$ г/моль; $M(P_2O_5) = 142$ г/моль.

По уравнению реакции соединения

из 4·31 г фосфора образуется 2·142г P_2O_5,

из x г фосфора образуется 56,8 г P_2O_5,

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

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

$FeCl_3 + NaOH \rightarrow Fe(OH)_3 + NaCl$.

Какое вещество взято в избытке?

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

$M(FeCl_3) = 162,5$ г/моль,

$M(NaOH) = 40,0$ г/моль,

$M[Fe(OH)_3] = 107,0$ г/моль.

По уравнению реакции

$FeCl_3 + 3NaOH = Fe(OH)_3 + 3NaCl$

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 $Fe(OH)_3$, 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 $Fe(OH)_3$,

из 19,2 г NaOH образуется – у г $Fe(OH)_3$,

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

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

$$n_{(FeCl3)} = \frac{32,5}{162} = 0,2 \text{ моль};$$

$$n_{(NaOH)} = \frac{19.2}{40} = 0,48 \text{ моль}.$$

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 $Fe(OH)_3$, которая образуется в результате реакции.

Из 3 моль NaOH образуется – 1 моль $Fe(OH)_3$

из 0,48 моль NaOH образуется – *x* моль $Fe(OH)_3$

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

И тогда *m* = 0,16·107 = 17,12 г $Fe(OH)_3$.

ЗАДАНИЯ

Задание 1.

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

$$H_2SO_4 + NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O.$$

Задание 2.

Сколько граммов NaCl можно получить из 265 г Na_2CO_3 по уравнению

$$Na_2CO_3 + HCl \rightarrow NaCl + H_2O + CO_2.$$

Задание 3.

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

$$P_2O_5 + H_2O \rightarrow H_3PO_4.$$

Задание 4.

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

$$Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2O_3 + H_2O.$$

Задание 5.

При нагревании 30 г известняка получили 16 г CaO по уравнению

$$CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2.$$

Определить массовую долю $CaCO_3$ в известняке.

Задание 6.

Сколько граммов Na_2SiO_3 образуется при нагревании 350 г песка, который содержит 92% SiO_2, с Na_2O по уравнению

$$SiO_2 + Na_2O \rightarrow Na_2SiO_3.$$

Задание 7.

Сколько граммов $BaSO_4$ образуется при взаимодействии 7,84 г $Al_2(SO_4)_3$ с 16,64 г $BaCl_2$ по уравнению

$$Al_2(SO_4)_3 + BaCl_2 \rightarrow BaSO_4 + AlCl_3.$$

Какое вещество взяли в избытке?

Задание 8.

Сколько граммов $CaCO_3$ образуется при взаимодействии 5,55 г $CaCl_2$ с 3,18г Na_2CO_3 по уравнению

$$CaCl_2 + Na_2CO_3 \rightarrow CaCO_3 + NaCl.$$

Какое вещество взяли в избытке?

Задание 9..

Сколько граммов $Al(OH)_3$ образуется при взаимодействии 6,8 г $AlCl_3$ с 5,0 г KOH по уравнению

$$AlCl_3 + KOH \rightarrow Al(OH)_3 + KCl.$$

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: слово «оксид» + название элемента в родительном падеже.

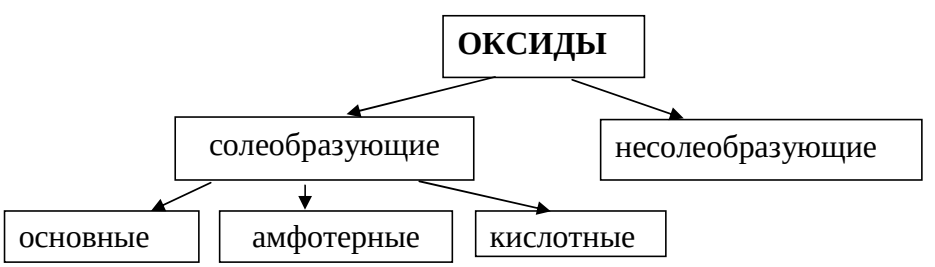
Пример: MgO – оксид магния; K_2O – оксид калия; CaO – оксид кальция.

Если элемент образует несколько оксидов, то после названия элемента указывается его валентность римской цифрой в скобках: MnO – оксид марганца (II), Mn_2O_7 – оксид марганца (VII). 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 $CaO + H_2O = Ca(OH)_2$;

2) с кислотами образуют соль и воду $Fe_2O_3 + 6HCl = 2FeCl_3 + 3H_2O$;

3) с кислотными оксидами – соль $CaO + CO_2 = CaCO_3$.

Кислотные – это оксиды неметаллов, которые:

1) при взаимодействии с водой образуют кислоты (все оксиды, кроме SiO_2) $SO_3 + H_2O = H_2SO_4$;

2) с гидроксидами образуют соль и воду $2NaOH + SO_2 = Na_2SO_3 + H_2O$;

3) с основными оксидами образуют соль $SiO_2 + CaO = CaSiO_3$.

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

Взаимодействуют с кислотами, с гидроксидами и основными оксидами:

1) $ZnO + 2HCl = ZnCl_2 + H_2O$;
2) $ZnO + 2NaOH + 2H_2O = Na_2[Zn(OH)_4] + H_2$
3) $ZnO + Na_2O = Na_2\ ZnO_2$

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;
2) фосфора (III);
3) кремния (IV);
4) хрома (IV);
5) хлора (VII);
6) железа (III).
7) марганца (VII);
8) азота (V)

Назовите их.

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

Задание 4. Составьте уравнения реакций между:

1) оксидом железа (II) и оксидом фосфора (V);
2) оксидом алюминия и гидроокисью калия;
3) оксидом цинка и серной кислотой;
4) оксидом хрома (Ш) и соляной кислотой

Задание 5. Закончите уравнения реакций:

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

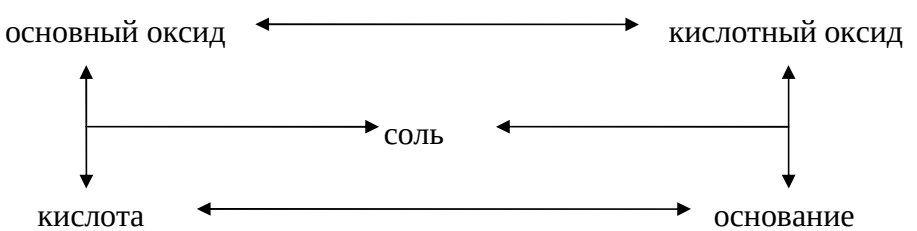
Напишите уравнения возможных реакций этих оксидов: а) с водой; б) с серной кислотой; в) с гидроксидом натрия NaOH; г) друг с другом.

Задание 7. Сколько килограммов оксида кальция 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 оксида меди (II). Вычислите практический выход оксида меди (II) в процентах к теоретическому выходу.

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

Задание 10. Составьте рассказ, используя следующую схему:



10.2. Гидроксиды (основания)

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

Названия гидроксидов образуются следующим образом: после слова «гидроксид» в именительном падеже называется металл в

родительном падеже. Если металл имеет переменную валентность и образует несколько гидроксидов, то после гидроксида указывается валентность металла.

Например,

NaOH – гидроксид натрия,

$Al(OH)_3$ – гидроксид алюминия,

$Fe(OH)_2$ – гидроксид железа (II),

$Fe(OH)_3$ – гидроксид железа (III).

Валентность гидроксильной группы (OH-) равна единице. Следовательно, число гидроксильных групп в молекуле основания равно валентности металла. Кислотность основания определяется числом гидроксильных групп OH, 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

$2Fe(OH)_3 + 3H_2SO_4 = Fe_2(SO_4)_3 + 6H_2O$.

Реакция между гидроксидом и кислотой называется реакцией нейтрализации.

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

$6NaOH + P_2O_5 = 2Na_3PO_4 + 3H_2O$.

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

$3KOH + AlCl_3 = Al(OH)_3 + 3KCl$.

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

$2Fe(OH)_3 = Fe_2O_3 + 3H_2O$.

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. 1.

Таблица 1 – **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. $2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2$.

2. Взаимодействие оксидов активных металлов с водой

$Li_2O + H_2O = 2LiOH$.

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

$CuCl_2 + 2NaOH = Cu(OH)_2 + 2NaCl$.

Определение эквивалентной массы

Эквивалентную массу гидроксида определяют по формуле

$$M_{\text{ед}}\text{гидроксида} = \frac{\text{молярная масса гидроксида}}{\text{кислотность гидроксида}}$$

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

Например, определить эквивалентную массу

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

ЗАДАНИЯ

Задание 1.Состав вещества выражается формулами:

1) $CaCO_3$, H_2SO_4, KOH, Cu_2O
2) $Fe(OH)_3$, K_2S, $NaNO_3$, NH_4OH
3) $Al_2(SO_4)_3$, $HClO_3$, LiOH, $Pb(OH)_4$
4) $Ca(OH)_2$, $MgCl_2$, $Sr(OH)_2$, KCl
5) $Ni(OH)_2$, $Fe_2(SO_4)_3$, CaO, $Mg(NO_3)_2$
6) PbS, $Cu(OH)_2$, Na_2O, $KMnO_4$
7) $NaHCO_3$, CO_2, NaOH; HCl
8) H_3PO_4, LiOH, MgO, K_2CO_3
9) K_2SO_4, $Ba(OH)_2$, HNO_3, Na_2O
10) HCl, ZnO, $Ba(OH)_2$, H_3PO_3
11) CuO, $Al(OH)_3$, H_2CO_3, $Fe(OH)_2$
12) PbO, $Ca(OH)_2$, K_2CO_3, $MgCl_2$
13) $AgNO_3$, $Ba(OH)_2$, $AlBr_3$, HNO_2
14) $Zn(OH)_2$, CuO, $Pb(OH)_2$, Na_2SO_4

Выпишите из них формулы гидроксидов. Напишите графические формулы гидроксидов.

Задание 2. Назовите следующие гидроксиды:

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

Задание 3. Напишите формулы следующих гидроксидов:

1) калия, алюминия
2) железа (II, III), бария
3) олова (II, IV), лития
4) кальция, натрия
5) свинца (II, IV)
6) хрома (II, III)
7) магния, цинка

Напишите графические формулы гидроксидов.

Задание 4. Закончите уравнения реакций:

1) $NaOH + H_2SO_4 \rightarrow$ $AlCl_3 + KOH \rightarrow$
2) $Fe(OH)_3 + HCl \rightarrow$ $CuCl_2 + Ba(OH)_2 \rightarrow$
3) $Ca(OH)_2 + SO_3 \rightarrow$ $Fe(OH)_3 \rightarrow$
4) $Ba(OH)_2 + HNO_3 \rightarrow$ $Cu(NO_3)_2 + LiOH \rightarrow$
5) $LiOH + H_3PO_4 \rightarrow$ $Fe_2(SO_4)_3 + NaOH \rightarrow$
6) $KOH + SiO_2 \rightarrow$ $Al(OH)_3 \rightarrow$
7) $Al(OH)_3 + H_3PO_4 \rightarrow \ldots$ $Ca(OH)_2 + CO_2 \rightarrow \ldots$

Задание 5. Напишите уравнения реакций между:

1) KOH и HCl;
2) $Fe(OH)_3$ и H_2SO_4;
3) NaOH и P_2O_5;
4) HNO_3 и $Cr_2(SO_4)_3$;
5) $Ba(OH)_2$ и H_3PO_4;
6) NaOH и SO_3;
7) $Cu(OH)_2$ и HNO_3;
8) $Ba(OH)_2$ 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 гидроксида натрия с веществами:

1) Cu, Al, CrO, $Al(OH)_3$
2) $CuCl_2$, Cl_2O_3, $CaCO_3$, $Fe_2(SO_4)_3$
3) $Ba(NO_3)_2$, $Cr(OH)_3$, Fe, Zn
4) AgCl, RbCl, $FeCl_2$, H_3PO_4
5) Cr_2O_3, $Zn(OH)_2$, $Ca(OH)_2$, $Fe(OH)_3$

Задание 8. Напишите уравнения реакций, характеризующих химические свойства оснований: а) KOH; б) $Cu(OH)_2$; в) $Al(OH)_3$.

Задание 9. Сколько граммов гидроксида натрия (NaOH) необходимо взять, чтобы 100 г $CuSO_4$ превратить в гидроксид меди (II)?

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

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

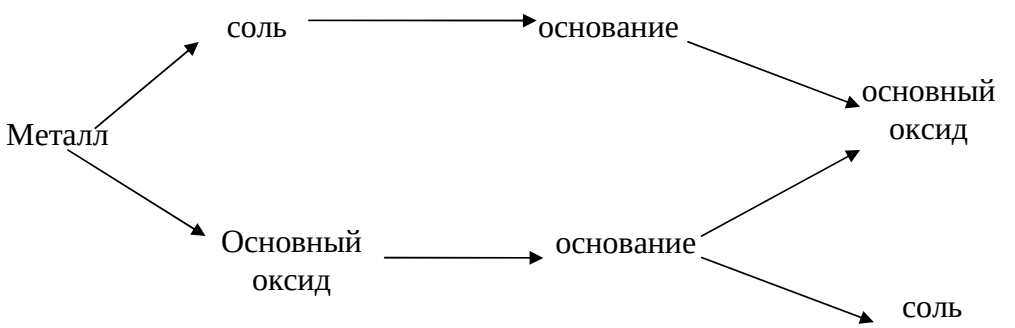
Задание 12. При взаимодействии гидроксида натрия с 20 г смеси алюминия и оксида алюминия выделилось 11,2 г газа (н.у). Сколько процентов алюминия было в смеси?

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

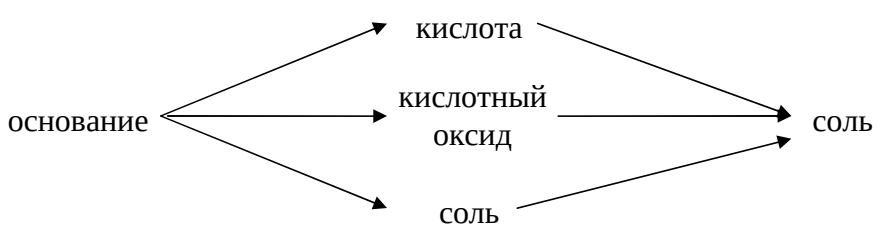
Задание 14. Сколько граммов хлорида магния и гидроксида натрия потребуется для получения 110,2 г гидроксида магния, если известно, что выход гидроксида магния составляет 95%?

Задание 15. Составьте рассказ, используя следующую схему:

Задание 16. Запишите примеры уравнений химических реакций следующих превращений:



Задание 17. 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, H_2S,

кислородные – H_2SO_4, H_2CO_3, HNO_3.

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, HNO_2,

двухосновные – H_2S, H_2CO_3

трехосновные – H_3PO_4, H_3BO_3

В табл. 4 приводятся формулы и названия кислот, которые наиболее часто встречаются в химической практике. Названия кислот образуются в зависимости от состава кислот.

Таблица 4 – **Названия некоторых кислот**

Формула	Название	Формула	Название
HCl	хлороводородная (соляная)	HPO_3	метафосфорная
HBr	бромоводородная	H_3PO_4	ортофосфорная (фосфорная)
HI	иодоводородная	$H_4P_2O_7$	дифосфорная
HF	фтороводородная (плавиковая)	H_3BO_3	ортоборная (борная)
H_2S	сероводородная	HClO	хлорноватистая
HCN	циановодородная	$HClO_2$	хлористая
HNO_2	азотистая	$HClO_3$	хлорноватая
HNO_3	азотная	$HClO_4$	хлорная
H_2SO_3	сернистая	$HMnO_4$	марганцовая
H_2SO_4	серная	H_2CO_3	угольная
H_2SiO_3	кремниевая	H_2CrO_4	хромовая
CH_3COOH	уксусная	$H_2Cr_2O_7$	дихромовая

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).

Названия бескислородных кислот образуются от названия неметалла с окончанием -о и прибавлением слово «водородная».

Химические свойства кислот

1. Кислоты взаимодействуют с гидроксидами и образуют соль и воду

(реакция нейтрализации)

$$H_2SO_4 + Fe(OH)_2 = FeSO_4 + 2H_2O.$$

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

$$CuO + 2HNO_3 = Cu(NO_3)_2 + H_2O,$$
$$ZnO + 2HNO_3 = Zn(NO_3)_2 + H_2O.$$

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

$$2\ HCl + Na_2CO_3 = 2NaCl + H_2O + CO_2$$
$$H_2SO_4 + BaCl_2 = BaSO_4 + 2HCl$$

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

$$2Al + 6HCl = 2AlCl_3 + 3H_2$$

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 азотной и серной кислот с металлами.

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

$$4Ba + 10HNO_3 = 4Ba(NO_3)_2 + 5H_2O + N_2O$$
$$3Cu + 8HNO_3 = 3Cu(NO_3)_2 + 4H_2O + 2NO$$

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

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

$$Ca + H_2SO_4 = CaSO_4 + H_2$$

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

Концентрированная серная 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,

$$Cu + 2H_2SO_4 = CuSO_4 + 2H_2O + SO_2$$
$$4Zn + 5H_2SO_4 = 4ZnSO_4 + 4H_2O + H_2S$$

5. При нагревании кислородные кислоты разлагаются

$$H_2SO_4 = H_2O + SO_3$$
$$H_2SiO_3 = H_2O + SiO_2$$

Получение кислот

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

$$P_2O_5 + 3H_2O = 2H_3PO_4$$

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

$$H_2 + S = H_2S$$

3. Взаимодействие кислот с солями

$$Na_2SiO_3 + 2HCl = 2NaCl + H_2SiO_3$$
$$K_2S + 2HCl = 2KCl + H_2S$$

Определение эквивалентной массы

Эквивалентная масса кислоты определяется по формуле

$$m_{э} = \frac{\text{ì î ëÿðí àÿ ì àññà êèñëîòû}}{\text{îñíîâíîñòü êèñëîòû}}$$

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

Например, определить эквивалентную массу

а) $M_{\text{åq(Í Ñl)}} = \frac{M_{(HCl)}}{1} = \frac{36,5}{1} = 36,5$ г/моль

б) $M_{\text{åq}}(\text{Í}_2SO_4) = \frac{M_{(H_2SO_4)}}{2} = \frac{98}{2} = 49$ г/моль

ЗАДАНИЯ

Задание 1. Напишите уравнения реакций разбавленной серной кислоты: а) с алюминием; б) с оксидом магния; в) с гидроксидом Fe (II); г) с нитратом бария.

Задание 2. Напишите формулы оксидов, которые соответствуют кислотам: угольной, ортоборной, ортофосфорной, марганцовой, азотной, азотистой, хромовой, серной, сернистой.

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

Задание 4. Закончите предложенные уравнения:

1) $Na_2O + H_2SO_3 =$
2) $P_2O_5 + H_2O =$
3) $H_3PO_4 + Ca(OH)_2 =$
4) $Al(OH)_3 + HNO_3 =$
5) $\text{H}_3PO_3 =$
6) $Mg + H_2SO_4 =$
7) $Al_2O_3 + H_2SO_4 =$
8) $CaO + \text{H}_3PO_4 =$

Задание 4. 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 5. Напишите кислотные остатки ортофосфорной кислоты.

Задание 6. Напишите химические и графические формулы кислот, которые образует сера. Дайте им русские и международные названия.

Задание 7. Напишите уравнения реакций, характеризующих химические свойства: а) серной кислоты; б) азотной кислоты.

Задание 8. Даны вещества:
1) Fe, Cu, MgO, $Al(OH)_3$
2) $CaCO_3$, KOH, P_2O_5, BeO
3) H_3BO_3, $CuSO_4$, Cr_2O_3, Mg
4) Na_2S, CuO, SiO_2, $BaSO_4$
5) Na_2SO_3, $Mg_3(PO_4)_2$, Ag, Na_2SiO_3
Напишите уравнения реакций этих веществ с хлороводородной (соляной) кислотой.

Задание 9. 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?

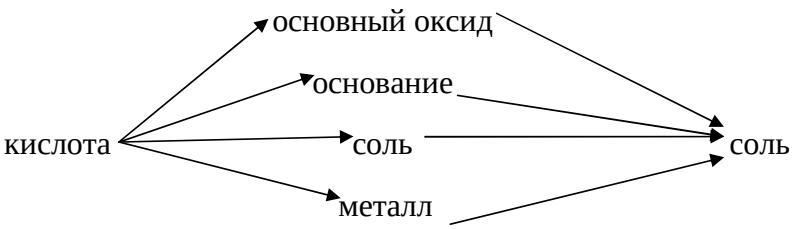
Задание 10. Какой объем газообразного вещества (н.у) выделится при взаимодействии 32 г меди с концентрированной азотной кислотой?

Задание 11. При взаимодействии 10 г смеси магния и оксида магния с соляной кислотой выделилось 5,6 л газа (н.у). Сколько граммов хлорида магния образовалось?

Задание 12. При взаимодействии 24,4 г силиката натрия Na_2SiO_3 с избытком серной кислоты получили 14,82 г осадка. Сколько процентов составляет практический выход продукта?

Задание 13. При растворении в соляной кислоте 6,4 г смеси железа и сульфида железа (II) выделилось 1,792 л (н.у) смеси газов. Определить состав взятой смеси.

Задание 14. 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 (H_2SO_4 – $NaHSO_4$, Na_2SO_4) или замещения гидроксогрупп (OH) в основании на кислотный остаток [$Mg(OH)_2$ – $Mg(OH)Cl$ – $MgCl_2$]. 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, KNO_3, Na_2CO_3, $Ca_3(PO_4)_2$.

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

Например, $NaHCO_3$, $CaHPO_4$, NaHS.

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

Например, CuOHCl, $(CaOH)_2SO_4$, $Al(OH)_2NO_3$.

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

Например, $KAl(SO_4)_2$, $(NH_4)_2Fe(SO_4)_2$.

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

Например, $K_4[Fe(CN)_6]$, $[Ag(NH_3)_2]Cl$.

Названия средних солей образуются следующим образом: после названия кислотного остатка в именительном падеже называется металл в родительном падеже. Названия кислотных остатков приводятся в табл. 5.

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

Например,

$FeCl_2$ – хлорид железа (II),

$FeCl_3$ – хлорид железа (III).

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

Например,

$CaHPO_4$ – гидрофосфат кальция,

NaH_2PO4 – дигидрофосфат натрия.

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

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

Например,

CuOHCl – гидрооксохлорид меди (II),

$Al(OH)_2Br$ – дигидроксобромид алюминия.

Химические свойства солей

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

$$CuSO_4 + 2KOH = K_2SO_4 + Cu(OH)_2.$$

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

$$Na_2SiO_3 + 2HCl = H_2SiO_3 + 2NaCl.$$

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

$$CaCl_2 + Na_2CO_3 = CaCO_3 + 2NaCl.$$

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

$$2Al + 3FeCl_2 = 2AlCl_3 + 3Fe.$$

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

$$MgCO_3 = MgO + CO_2.$$

Получение средних солей

1. Взаимодействие металла с неметаллом

$$Fe + 3Cl_2 = 2FeCl_3.$$

2. Взаимодействие металла с кислотой

$$Fe + 2HCl = FeCl_2 + H_2.$$

3. Взаимодействие соли с кислотой

$$CaCO_3 + 2HNO_3 = Ca(NO_3)_2 + H_2O + CO_2.$$

4. Взаимодействие соли с металлом

$$Fe + CuSO_4 = FeSO_4 + Cu.$$

5. Взаимодействие основного оксида с кислотным

$$K_2O + SO_3 = K_2SO_4.$$

6. Взаимодействие основного оксида с кислотой

$$FeO + H_2SO_4 = FeSO_4 + H_2O.$$

7. Взаимодействие кислотного оксида со щелочью

$$CO_2 + Ba(OH)_2 = BaCO_3 + H_2O.$$

8. Взаимодействие гидроксида с кислотой

$$Mg(OH)_2 + 2HNO_3 = Mg(NO_3)_2 + 2H_2O.$$

9. Взаимодействие щелочи с солью

$$Ba(OH)_2 + Na_2SO_4 = BaSO_4 + 2NaOH.$$

10. Взаимодействие соли с солью

$$AgNO_3 + NaCl = AgCl + NaNO_3.$$

Таблица 2 – **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_2S	= S	сульфид	K_2S
HCN	– CN	цианид	KCN
HNO_2	– NO_2	нитрит	$NaNO_2$
HNO_3	– NO_3	нитрат	$AgNO_3$
H_2SO_3	= SO_3	сульфит	Li_2SO_3
H_2SO_4	= SO_4	сульфат	$ZnSO_4$
H_2SiO_3	= SiO_3	силикат	Na_2SiO_3
H_2CO	= CO_3	карбонат	$CaCO_3$
HPO_3	– PO_3	метафосфат	$NaPO_3$
H_3PO_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_2CrO_4	= CrO_4	хромат	$CaCrO_4$
$H_2Cr_2O_7$	= Cr_2O_7	дихромат	$Li_2Cr_2O_7$

Продолжение таблицы 2

1	2	3	4
H_3BO_3	≡ BO_3	ортоборат (борат)	Na_3BO_3
CH_3COOH	CH_3COO –	ацетат	$Zn(CH_3COO)_2$
H_2ZnO_2	= ZnO_2	цинкат	Na_2ZnO_2
H_3AlO_3	≡ AlO_3	ортоалюминат	K_3AlO_3
$HAlO_2$	– AlO_2	метаалюминат	$LiAlO_2$
H_3CrO_3	≡ CrO_3	хромит	$Ba_3(CrO_3)_2$
H_2SnO_2	= SnO_2	станнит	Na_2SnO_2
H_2PbO_2	= PbO_2	плюмбит	K_2PbO_2

Получение кислых и основных солей

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

$$2NaOH + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + 2H_2O \quad (1)$$

$$NaOH + H_2SO_4 = NaHSO_4 + H_2O \quad (2)$$

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 $NaHSO_4$

$$Mg(OH)_2 + 2HCl = MgCl_2 + 2H_2O \quad (3)$$

$$Mg(OH)_2 + HCl = MgOHCl + H_2O \quad (4)$$

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 нейтрализация 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

$$2Na + 2\ H_2SO_4 = 2NaHSO_4 + H_2.$$

Определение эквивалентной массы

Эквивалентная масса соли определяется по формуле

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

Например, определить эквивалентную массу

а) $m_{э}(CaCO_3) = \frac{M(CaCO_3)}{1 \cdot 2} = \frac{100}{2} = 50$ г/моль;

б) $m_{э}[Al_2(SO_4)_3] = \frac{M[Al_2(SO_4)_3]}{2 \cdot 3} = \frac{342}{6} = 57$ г/моль.

ЗАДАНИЯ

Задание 1. Назовите следующие соли:
1) AgCl; KNO_3; Na_2SO_4
2) $CaCO_3$; $CaOH)_2SO_4$; $KHCO_3$
3) $LiNO_2$; $(CaOH)_2SO_4$; $NaHSO_4$
4) $MgSiO_3$; $Ba_3(PO_4)_2$, Na_2HPO_4
5) Na_2HPO_4; CuOHBr; $Fe_2(SO_4)_3$
6) $Fe_2(SO_4)_3$; $(ZnOH)_2SO_4$, NaH_2PO_4
7) $Ba(H_2PO_4)_2$; $AlOHCl_2$; $FeBr_3$
8) CuS, $FeOH(NO_3)_2$, $Ca(HCO_3)_2$
9) $(NH_4)_2SO_3$; $[Al(OH)_2]_2SO_4$; $Al(HSO_4)_3$
10) $FeCl_3$; $CuSO_4$; ZnF_2
11) K_2S; LiBr; $NaNO_2$
12) $Al_2(SO_4)_3$; $CaCO_3$; AlI_3

Задание 2. Напишите формулы следующих солей:
1) нитрат бария, карбонат магния, хлорид железа (III),
2) сульфат цинка, нитрит лития; силикат натрия;
3) сульфит аммония, силикат кальция, метафосфат натрия,
4) перманганат калия, сульфид бария, гидрокарбонат натрия;
5) хлорид алюминия, фосфат кальция, нитрат цинка,
6) йодид бария, нитрит калия; сульфид железа (II),

7) цинкат калия, алюминат бария, хромит кальция.

8) гидросульфат калия, гидрокарбонат натрия, гидроксохлорид цинка;

9) гидроксосульфат магния, дигидрофосфат лития, дигидроксохлорид алюминия.

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

$Ba(NO_3)_2$; $Fe_2(SO_4)_3$; Na_2HPO_4; KHS; $CuSO_4$; CuOHBr; $Al(OH)_2Cl$.

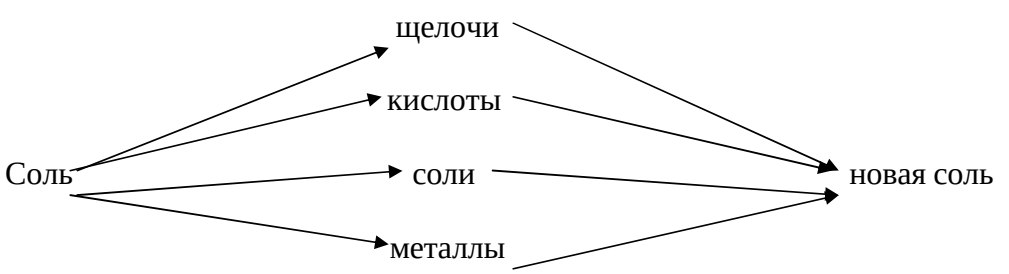
Задание 4. Закончите уравнение реакций:

1) $NaOH + CO_2 \rightarrow$
2) $HCl + Al_2O_3 \rightarrow$
3) $Ca(OH)_2 + SO_3 \rightarrow$
4) $Al(OH)_3 + H_2SO_4 \rightarrow$
5) $Fe + CuSO_4 \rightarrow$
6) $Fe_2O_3 + HCl \rightarrow$
7) $Al + ZnSO_4 \rightarrow$
8) $Na_2CO_3 + Ca(NO_3)_2 \rightarrow$
9) $AgNO_3 + FeCl_3 \rightarrow$
10) $Ba(OH)_2 + P_2O_5 \rightarrow$
11) $Ba(NO_3)_2 + Na_2SO_4 \rightarrow$
12) $CaO + P_2O_5 \rightarrow$

Задание 5. Составьте графические формулы солей:

1) NaCl; $CuSO_4$;
2) KH_2PO_4; $AlOHCl_2$;
3) KBr; $NaMnO_4$;
4) $Ca(HCO_3)_2$; $(CaOH)_2SO_4$;
5) FeF_3; $AgNO_3$;
6) $K_2Cr_2O_7$; $Ca(HSO_4)_2$;
7) MgOHCl; Na_2SO_4;
8) $Ba(NO_3)_2$; $Ba(H_2PO_4)_2$

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:

$$4P + 5O_2 = 2P_2O_5;$$

– из сложного вещества можно получить простые вещества:

$$2HgO = 2Hg + O_2;$$

– 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:

$$P \rightarrow P_2O_5 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow NaPO_4 \rightarrow Ca(PO_4)_2$$

$$4P + 5O_2 \rightarrow 2P_2O_5$$

$$P_2O_5 + 3H_2O \rightarrow 2H_3PO_4$$

$$H_3PO_4 + 3NaOH \rightarrow H_3PO_4 + 3H_2O$$

$$2Na_3PO_4 + 3CaCl \rightarrow Ca(PO_4)_2 + 6NaCl$$

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

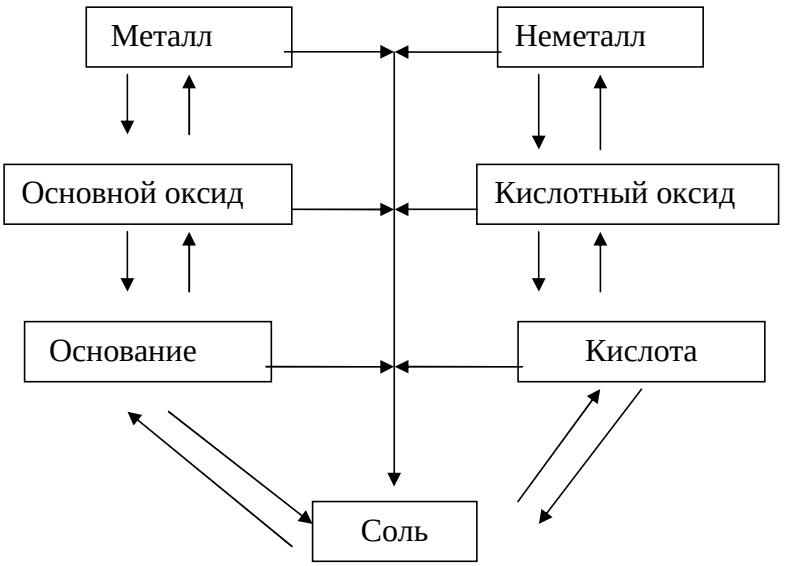
$$Mg \rightarrow MgO \rightarrow MgCl_2 \rightarrow Mg(OH)_2$$

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

$$Ca \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow CaO \rightarrow Ca(HCO_3)_2$$

Как видно из этих примеров, между простыми веществами и отдельными классами неорганических соединений существует гене-

тическая 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: оксид меди (II), серная кислота, гидроксид кальция, оксид серы (IV), гидроксид цинка, гидроксид натрия? 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:

$Al \to Al_2O_3 \to Al_2(SO_4)_3 \to Al(OH)_3$.

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

$Cu \to CuO \to CuSO_4 \to Cu(OH)_2 \to CuCl_2 \to Cu$.

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

$S \to SO_2 \to SO_3 \to H_2SO_4 \to BaSO_4 \to BaO \to Ba(OH)_2$.

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

$Na \to NaOH \to Fe(OH)_3 \to Fe_2O_3 \to Fe(NO_3)_3 \to Fe$.

Задание 9. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:

$Ba \to Ba(OH)_2 \to BaSO_4 \to BaO \to BaCO_3 \to Ba(HCO_3)_2$.

Задание 10. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:

1) $Cu \to CuO \to CuSO_4 \to CuCl_2 \to Cu(NO_3)_2 \to Cu(OH)_2 \to CuO \to Cu$,

2) $Cu \to CuSO_4 \to Cu(OH)_2 \to CuOHCl \to CuCl_2 \to Cu$,
$Cu(OH)_2$

3) $Fe \to FeCl_2 \to Fe(OH)_2 \to Fe(HCO_3)_2 \to FeCO_3 \to FeO \to Fe$,

4) $Fe \to FeCl_3 \to Fe(OH)_3 \to FePO_4 \to Fe(H_2PO_4)_3 \to FePO_4$,
$Al_2(SO_4)_3 \to Al(NO_3)_3$

5) $Al \to AlCl_3 \to Al(NO_3)_2 \to Al(OH)_3$
Na_3AlO_3
Na_2ZnO_2

6) $Zn \to Zn(NO_3)_2 \to Zn(OH)_2$
$ZnSO_4 \to ZnCl_2 \to Zn(NO_3)_2$

7) $C \to CO_2 \to CaCO_3 \to Ca(HCO_3)_2 \to CO_2 \to C$.

СОДЕРЖАНИЕ

Учебное издание

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ

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

Состовители: МАРАКИНА Лариса Дмитриевна
ХОБОТОВА Эллина Борисовна
БЕШЕНЦЕВА О.А.

Ответственный за выпуск _____

Редактор *Кнышенко Н.П.*

Компьютерна верстка *Журавлёвой Н.В.*

Подписано к печати ____. Формат 60×84 1/16. Бумага офсетная.
Гарнитура Times New Roman Cyr. Отпечатано на ризографе
Усл. п. ____ л. Уч.-изд. ____ л.
Зак. № ____. Тираж ____ экз. Цена договорная

ИЗДАТЕЛЬСТВО
Харьковского национального автомобильно-дорожного университета

Издательство ХНАДУ, 61002, Харьков-МСП, ул. Петровского, 25.
Тел. /факс: (057)700-38-64; 707-37-03, e-mail: rio@khadi.kharkov.ua

Свидетельство Государственного комитета информационной политики, телевидение
и радиовещание Украины о внесении субъекта издательского
дела к Государственному реестру издателей, изготовителей
и распространителей издательской продукции,
серия ДК № 897 від 17.04 2002 г.