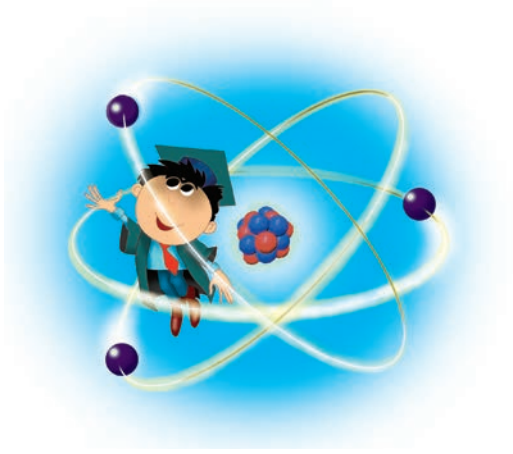
И.Аскаров, К.Гапиров, Н.Тухтабаев

ХИМИЯ 8



Рекомендован Министерством народного образования Республики Узбекистан в качестве учебника для 8 класса школ общего среднего образования

Издание 4-е,
переработанное

Ташкент
«YANGIYUL POLIGRAPH SERVICE»
2019

скачано с сайта www.idum.uz

УДК 54(0753)
ББК 24.1.8721 **Аскаров И.Р.**
А 90 **Химия:** Учебник для 8 кл. школ общего среднего образования. Изд.4. (И.Р.Аскаров, К.Гапиров, Н.Тухтабаев). Т.: “YANGIYUL POLIGRAPH SERVICE”. 2019 г. 208 с.
I. Гапиров К, Тухтабаев Н.

УДК 54(0753)
ISBN 978-9943-5400-8-8 БКК 24.1.я721

Под общей редакцией доктора химических наук, профессора, заслуженного изобретателя и рационализатора Республики Узбекистан И.Р. Аскарова.

Рецензенты:

К.Расулов — кандидат химических наук, доцент ТГПУ имени Низами;
Г.А.Нуралиева — кандидат химических наук, доцент кафедры органической и неорганической химии Национального университета Узбекистана имени Мирзо Улугбека;
О.Гаипова — учитель химии школы № 34 г. Ташкента, отличник народного образования;
Ф. Таджиева — учитель химии школы № 102 г. Ташкента;
Х. Пардаева — учитель химии школы № 277 г. Ташкента;
Д.Аскарова — учитель химии школы № 26 г. Ташкента;
Д.Ачилов — учитель химии школы № 21 Керменинского района Бухарской области.

Дорогой ученик!



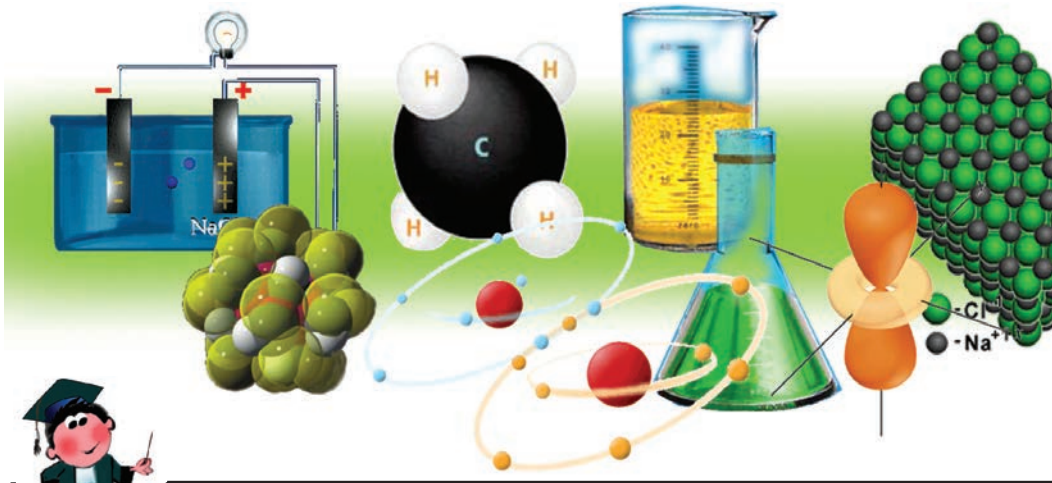
Сегодня мы живем в независимом Узбекистане. От тебя и твоих сверстников будет зависеть, какой будет наша Родина в будущем. Постарайся стать хорошим специалистом, творцом, созидателем. Помни, что химия — это наука чудес. Изучай ее, используй полученные знания в жизни. Счастливого пути!

Учебник издан за счет средств Республиканского целевого книжного фонда

ISBN 978-9943-5400-8-8

© И.Аскаров и др., 2019 г.
© “Yangiyul Pligraph Service”, 2019 г.

скачано с сайта www.idum.uz



Предисловие

В условиях стремительного научно-технического прогресса научно обоснованное изучение предмета химии осуществляется в неразрывной связи с такими дисциплинами, как биология, физика, математика, география, геология, астрономия. Химические знания, несомненно, служат базой для овладения новыми технологическими процессами.

“На современном этапе научно-технического прогресса выигрывает государство, которое опирается на новую мысль, новую идею, инновацию”[1].

Учебный материал, предусмотренный Государственными стандартами образования для изучения на уроках химии в 8 классе, излагается в учебнике на основе современных научных понятий интересными методами в следующей последовательности: периодический закон, периодическая таблица химических элементов, виды химических связей, азот, сера, элементы подгруппы галогенов, минеральные удобрения.

При изложении тем учитывались возрастные особенности учащихся. В каждой главе представлены задачи и примеры

---

[1] *Мирзиёев Ш.М. “Обращение Президента Республики Узбекистан Шавката Мирзиёева к Олий Мажлису”. 22 декабря 2017 г.*

скачано с сайта www.idum.uz

для самостоятельного решения, а также наглядные образцы их решения.

Теоретические знания тесно увязываются с событиями и явлениями окружающей среды. Для обеспечения более углубленного усвоения учебного материала к каждой теме прилагаются соответствующие вопросы, задания, тестовые задания. С целью закрепления теоретических знаний в учебнике широко освещен порядок решения опытных задач по галогенам, сере, азоту и выполнения практических занятий по получению аммиака и проведению с ним опытов, а также по определению минеральных удобрений.

Чтобы облегчить усвоение теоретических знаний, темы излагаются в непосредственной связи с процессами, протекающими на химических предприятиях, с процессами переработки природных богатств и сущностью повседневных химических явлений.

Важное место в учебнике отводится данным о всемирно известных научных исследованиях зарубежных и узбекских ученых.

Наряду с объяснением научно-теоретического, практического значения химической науки особое внимание в учебнике уделяется воспитанию учащихся в духе любви к Родине. Успехи, достигаемые в современной химической науке и химической промышленности, являются результатом глубоких творческих изысканий наших ученых.

При подготовке учебника приняты во внимание предложения и рекомендации ряда ведущих методистов-практиков, учителей и ученых нашей страны.

Авторы с удовлетворением примут любые предложения и рекомендации по усовершенствованию учебника, за что заранее выражают благодарность специалистам, которые пожелают высказать свои соображения и советы.

Авторы

скачано с сайта www.idum.uz



ГЛАВА I

ПОВТОРЕНИЕ ОСНОВНЫХ ПОНЯТИЙ КУРСА ХИМИИ 7 КЛАССА

ДОРОГИЕ УЧАЩИЕСЯ!

Для успешного усвоения учебного материала на уроках химии в 8 классе вам необходимо повторить химические понятия, законы, такие важные темы, как основные классы неорганических соединений и взаимосвязи между ними, изученные в 7 классе.

§ 1 НАЧАЛЬНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ

Для овладения всесторонними знаниями о величинах атомов, а также их относительных и абсолютных массах требуется усвоить следующие важнейшие понятия.

- *Атом — это мельчайшая химически неделимая частица вещества.*
- *Слово “атом” в переводе с древнегреческого языка означает “неделимый”.*
- *В настоящее время доказано, что атом состоит из ряда более мелких частиц.*
- *Химический элемент — это вид определенных атомов. Например, атомы кислорода означают элемент кислород.*
- *Каждый химический элемент обозначается символом — первой буквой своего латинского названия или при необходимости первой и следующей за ней буквами. Например,* H *(аш) — химический символ водорода, от латинского слова Hydrogenium (“образующий воду”).*
- *Будучи мельчайшими частицами, атомы обладают определенной массой. Так, абсолютная масса атома*

водорода составляет 0,00000000000000000000000167 г, *или 1,67·10 $^{-24}$* г. *Абсолютная масса атома углерода — 19,93·10 $^{-24}$* г.

Относительная масса атома — это число, указывающее, во сколько раз масса атома химического элемента больше $^{1}/_{12}$ массы атома (изотопа) ^{12}C. $^{1}/_{12}$ массы атома (изотопа) ^{12}C равна 1,67·10^{-24} г.

1,66 ·10 $^{-24}$ г *= 1 а.е.м.*

Относительная масса атома обозначается буквой A_r, где r — относительность (relative).

Величина, численно равная относительной атомной массе элемента и выражаемая в граммах, называется молярной массой (г/моль).



НАГЛЯДНЫЕ ЗАДАЧИ И ПРИМЕРЫ

Пример 1. Абсолютная масса атома кислорода равна $2{,}657 \cdot 10^{-23}$ г. Определите его относительную атомную массу.

Решение. Единица массы 1 атома равна $1{,}66 \cdot 10^{-24}$ г.

$$A_r = \frac{26{,}57 \cdot 10^{-24}}{1{,}66 \cdot 10^{-24}} = 16.$$

Ответ: A_r=16.

Пример 2. Определите массу (г) $0{,}301 \cdot 10^{23}$ атомов кислорода.

Решение. $6{,}02 \cdot 10^{23}$ атомов кислорода составляют 1 моль и равны 16 г.

Тогда, если $6{,}02 \cdot 10^{23}$ атомов кислорода —16 г,

то $0{,}301 \cdot 10^{23}$ атомов кислорода — *x*,

$$x = \frac{0{,}301 \cdot 10^{23} \cdot 16}{6{,}02 \cdot 10^{23}} = 0{,}8$$

Ответ: 0,8 г.

ХИМИЧЕСКАЯ ФОРМУЛА

Химическая формула — это выражение состава вещества посредством химических символов и (при необходимости) индексов.

По химической формуле можно определить качественный и количественный состав вещества.

Например: H_2SO_4 — серная кислота. Химическая формула H_2SO_4 показывает, что это — одна молекула серной кислоты, в которой содержатся 2 атома водорода, 1 атом серы и 4 атома кислорода, или 1 моль вещества.

Точно так же можно найти абсолютную и относительную массы молекулы. Для нахождения абсолютной массы производится сложение абсолютных масс 2 атомов водорода, 1 атома серы и 4 атомов кислорода. Выполнение действий с такими малыми числами вызывает трудности, поэтому рассчитывают относительную массу молекулы (M_r) и количество молей вещества:

$$M_r(H_2SO_4) = 1 \cdot 2 + 32 + 16 \cdot 4 = 98 \text{ г/моль}.$$

$$M(H_2SO_4) = 98 \text{ г/моль}.$$

1 моль — *значение, выраженное в граммах и численно равное относительной молекулярной массе вещества.*

1 моль — *количество вещества, содержащего столько структурных единиц (молекул, атомов, ионов), сколько атомов в* 12 г *изотопа углерода* (^{12}C).

В 12 г *углерода содержится* $6{,}02 \cdot 10^{23}$ *атомов.*

Количество вещества обозначается буквой N (в некоторых источниках — буквой n) и его значение выражается в молях.

Молярная масса вещества обозначается буквой M и выражается в г/молях.

ВАЛЕНТНОСТЬ

1. Нахождение валентности элементов, входящих в состав вещества, по данным химическим формулам.

Свойство атомов элемента присоединять определенное число атомов другого элемента называется ***валентностью****.*

В качестве единицы измерения валентности принята валентность водорода.

Валентность атома водорода равна единице.

Атом кислорода всегда двухвалентен.

Неизвестная валентность элемента определяется по водородным или кислородным соединениям, а также соединениям с каким-нибудь другим элементом, валентность которого известна.

2. Составление формулы вещества, состоящего из двух элементов, валентности которых известны.

Пример. Составьте формулу оксида фосфора (V), зная, что фосфор пятивалентен, кислород двухвалентен.

Решение: 1) запишем символы фосфора и кислорода — PO;

2) запишем валентности элементов римскими цифрами над их символами — $\overset{V\ II}{PO}$;

3) определим самое малое общее делимое чисел, выражающих валентности, то есть пяти и двух. Оно равно десяти;

4) чтобы найти число атомов элементов в формуле, разделим общее делимое на валентности элементов: фосфор — 10 : 5 = 2; кислород — 10 : 2 = 5. Следовательно, в соединении фосфор представлен двумя, а кислород — пятью атомами;

5) запишем найденные числа атомов в индексе химических символов — P_2O_5.



ЗАДАЧИ И ПРИМЕРЫ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ

1. Определите валентности элементов в следующих водородных соединениях:

RbH, CaH_2, NH_3, SiH_4, BH_3, H_2S, KH.

2. Запишите формулы и определите названия кислородных соединений следующих элементов:

Cl(VII), Se(VI), P(V), Pb(IV), B(III), Cd(II).

3. Известны двух-, трех- и шестивалентные кислородные соединения хрома. Запишите формулы этих соединений хрома.

МОЛЬ — КОЛИЧЕСТВО ВЕЩЕСТВА

Определение количества вещества, если известна его масса, или нахождение его массы, если известно количество вещества.



НАГЛЯДНЫЕ ЗАДАЧИ И ПРИМЕРЫ

Пример 1. Вычислите количество вещества в 49 г серной кислоты.

Решение: 1) M (H_2SO_4) = 98 г/моль;

2) вычислим количество вещества N по формуле

$$N = \frac{m}{M} = \frac{49\ \text{г}}{98\ \text{г/моль}} = 0{,}5\ \text{моля}.$$

Ответ: 0,5 моля.

Пример 2. Вычислите массу 5 молей оксида меди(II).

Решение: 1) M (CuO) = 64 + 16 = 80 г/моль;

2) найдем массу вещества по формуле $N = \frac{m}{M}$:

$$m = M \cdot N = 80 \cdot 5 = 400\ \text{г}.$$

Ответ: 5 молей CuO равны 400 г.



ЗАДАЧИ И ПРИМЕРЫ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ

1. Рассчитайте относительные молекулярные массы следующих веществ:
- известняк, мрамор, мел — $CaCO_3$;
- малахит — $(CuOH)_2CO_3$, белый песок — SiO_2;
- железный купорос — $FeSO_4 \cdot 7H_2O$.

2. Рассчитайте количество вещества в 12,6 г азотной кислоты.

3. Сколько граммов составляют 2,5 моля SiO_2? Сколько молекул и атомов углерода в этом количестве оксида?

§ 2 ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

ОКСИДЫ

Сложные вещества, состоящие из двух элементов, одним из которых является кислород, называются ***оксидами****, то есть* E_2O_n*, где E — элемент, n- валентность элемента.*

В зависимости от того, с какими веществами вступают в реакцию оксиды (вода, основания, кислоты), их выделяют в несколько групп:

1. *Основные оксиды:* Na_2O, BaO, CuO *и др.*
2. *Кислотные оксиды:* CO_2, SO_3, P_2O_5 *и др.*
3. *Амфотерные оксиды:* ZnO, Al_2O_3, Sb_2O_3 *и др.*
4. *Индифферентные оксиды (или не образующие соли):* CO, NO, N_2O *и др.*
5. *Пероксиды (у которых степень окисления кислорода равна − 1, а валентность — 2):* Na_2O_2, H_2O_2, BaO_2.



НАГЛЯДНЫЕ ЗАДАЧИ И ПРИМЕРЫ

Пример. В составе руды, перерабатываемой на Алмалыкском горнометаллургическом комбинате, содержится оксид с 49,6 % марганца и 50,4 % кислорода. Выведите формулу этого оксида.

Решение: 1) качественный состав оксида: Mn и O;

2) количественный состав оксида: 49,6 : 50,4;

3) используя приведенные данные, найдем формулу оксида: $Mn_x : O_y = 49{,}6 : 50{,}4$,

$$x = \frac{49{,}6}{55} = 0{,}9 \;|1\,|\; 2;$$

$$y = \frac{50{,}4}{16} = 3{,}1 \;|3{,}5|\; 7.$$

Результаты вычислений показывают, что атомные соотношения марганца и кислорода составляют 0,9 : 3,1. Однако в химических соединениях атомные соотношения выражаются целыми числами. Поэтому выразим соотношение 0,9:3,1 целыми числами:

$$|\,0{,}9 : 3{,}1\,| : 0{,}9 = 1 : 3{,}5;$$

$$|\;\; 1 : 3{,}5\,| \cdot 2 \;\;\; = 2 : 7.$$

Следовательно, формула оксида: Mn_2O_7.

Ответ: Mn_2O_7 — оксид марганца(VII).



ЗАДАЧИ И ПРИМЕРЫ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ

1. Какими способами можно получить оксид меди(II)?
2. Укажите область применения оксида, получаемого путем накаливания известняка.
3. Какие оксиды образуются при сжигании следующих веществ:

CH_4, H_2S, PH_3, C_2H_2, NH_3, C, H_2, S, P, N_2, Cu, Al ?

ОСНОВАНИЯ

Сложные вещества, содержащие атом металла и одну или несколько гидроксильных групп (OH), *называются* ***основаниями***.

Основания подразделяются на две группы: растворимые и не растворимые в воде:

1. Водорастворимые основания: $NaOH$, $Ca(OH)_2$, KOH, $Ba(OH)_2$.

2. Не растворимые в воде основания: $Cu(OH)_2$, $Fe(OH)_2$, $Cr(OH)_2$.

Основания, вступающие в реакции и с кислотами, и с щелочами и образующие соль, называются ***амфотерными основаниями***: $Zn(OH)_2$, $Al(OH)_3$, $Cr(OH)_3$.



НАГЛЯДНЫЕ ЗАДАЧИ И ПРИМЕРЫ

Пример. Рассчитайте состав (%) гидроксидов металлов, имеющих формулы $Al(OH)_3$, $Ca(OH)_2$. Каким способом можно получить эти основания? Запишите уравнения реакций.

Решение: 1) состав $Al(OH)_3$ и его получение:

$$M(Al(OH)_3) = 27 + 48 + 3 = 78 \text{ г/моль}.$$

$$Al = \frac{27}{78}\cdot 100\ \% = 34{,}61\ \%; \qquad O = \frac{48}{78}\cdot 100\ \% = 61{,}54\ \%;$$

$$H = \frac{3}{78}\cdot 100\ \% = 3{,}85\ \%.$$

$Al(OH)_3$ получают путем воздействия щелочи на избыточное количество водорастворимых солей алюминия:

$$AlCl_3 + 3NaOH \rightarrow Al(OH)_3\downarrow + 3NaCl;$$

2) состав $Ca(OH)_2$ и его получение:

$$M\ (Ca(OH)_2) = 40 + 32 + 2 = 74 \text{ г/моль}.$$

$$Ca = \frac{40}{74} \cdot 100\ \% = 54,05\ \%; \qquad O = \frac{32}{74} \cdot 100\ \% = 43,25\ \%;$$

$$H = \frac{2}{74} \cdot 100\ \% = 2,7\ \%.$$

$Ca(OH)_2$ — водорастворимое основание, то есть щелочь. Его получают воздействием воды на Ca или CaO:

$$Ca + 2H_2O = Ca(OH)_2 + H_2,$$

$$CaO + H_2O = Ca(OH)_2.$$



ЗАДАЧИ И ПРИМЕРЫ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ

1. Запишите формулы и определите названия оснований, соответствующих следующим оксидам:

Li_2O, BaO, SrO, SnO, Mn_2O_3, FeO, Fe_2O_3.

2. Запишите формулы и определите названия оснований, имеющих следующий состав:

Mn — 61,8 %; O — 36,0 %; H — 2,2 %.

КИСЛОТЫ

Сложные вещества, в молекуле которых содержатся атомы водорода, способные замещаться атомами металлов, и кислотный остаток, называются ***кислотами****.*

В зависимости от того, имеются или не имеются в их молекуле атомы кислорода, кислоты делятся на две группы:

а) кислородные кислоты: HNO_3, H_2CO_3, H_2SiO_3;

б) бескислородные кислоты: H_2S, HBr, HI.

По числу атомов водорода в молекуле, способных замещаться атомами металлов, кислоты подразделяются на следующие группы:

1. Одноосновные кислоты: HCl, HBr, HNO_3.

2. Двуосновные кислоты: H_2SO_4, H_2SO_3, H_2S.

3. Трехосновные кислоты: H_3PO_4.



НАГЛЯДНЫЕ ЗАДАЧИ И ПРИМЕРЫ

Пример. Какую массу (г) и какой объем (л,н.у) водорода можно получить путем воздействия избыточным количеством соляной кислоты на 26 г цинка?

Решение: 1) при растворении цинка в соляной кислоте образуются соль хлорид цинка и водород:

$$\begin{array}{ccccccc} 26\ г & & & x & & y & \\ Zn & + & 2HCl & = & ZnCl_2 & + & H_2; \\ 65\ г & & & & 136\ г & & 2\ г \end{array}$$

2) сколько граммов водорода образуется? Составим пропорцию:

$$\begin{cases} 65\ г\ цинка\ вытесняют & 2\ г\ водорода, \\ 26\ г\ цинка\ вытесняют & x\ г\ водорода, \end{cases}$$

$$x = \frac{26 \cdot 2}{65} = 0{,}8\ г\ водорода;$$

3) определим массу соли, образовавшейся в результате реакции. Из равенства

$$\frac{26}{65} = \frac{y}{136}\ \text{получим}\ y = \frac{26 \cdot 136}{65} = 54{,}4\ г.$$

Ответ: 0,8 г водорода и 54,4 г $ZnCl_2$.



ЗАДАЧИ И ПРИМЕРЫ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ

1. Определите формулы и названия кислот, имеющих следующий состав:

а) 2,1 % H, 29,8 % N, 68,1 % O;
б) 2,4 % H, 39,1 % S , 58,5 % O.

2. Определите формулы и названия кислот, соответствующих следующим оксидам: SiO_2, As_2O_5, CrO_3.

3. Запишите уравнения реакций взаимодействия веществ, приведенных в следующей таблице:

Кислота	Zn	Cu	CuO	$Fe(OH)_2$	$CaCO_3$
HCl	1		2	3	4
H_2SO_4(конц.)	5	6	7	8	9
H_2SO_4(разб.)	10		11	12	13

СОЛИ

Сложные вещества, молекула которых состоит из атомов металла и кислотного остатка, называются ***солями*** *(вместо атомов металла может быть и ион* NH_4^+*. Такие соли называются аммониевыми солями).*

Соли делятся на следующие группы:

1. Средние, или нормальные соли:

$NaCl$, KCl, $CaCl_2$, $Ba(NO_3)_2$, $Al_2(SO_4)_3$, $FeSO_4$.

2. Кислые соли — соли, образованные двух- или трехосновными (многоосновными) кислотами:

$NaHCO_3$, $Ca(HCO_3)_2$, $KHSO_4$, $Ca(H_2PO_4)_2$.

3. Основные, или гидроксосоли:

$(CuOH)_2CO_3$, $Ca(OH)Cl$, $Mg(OH)NO_3$, $Al(OH)_2Cl$.

4. Двойные соли — соли, состоящие из двух металлов и одного кислотного остатка. Среди них практическое значение имеют квасцы: $KAl(SO_4)_2$, $NH_4Al(SO_4)_2$.

5. Смешанные соли — соли, образованные из одного металла и двух кислотных остатков: $CaClOCl$ *(или* $CaOCl_2$*).*



НАГЛЯДНЫЕ ЗАДАЧИ И ПРИМЕРЫ

Пример. На раствор, содержащий 49 г серной кислоты, воздействовали 20 г гидроксида натрия. Определите образовавшуюся соль и ее массу.

Решение: 1) сколько молей в 49 г H_2SO_4?

$$n(H_2SO_4) = \frac{49}{98} = 0{,}5 \text{ моля};$$

2) сколько молей в 20 г NaOH?

$$n(\text{NaOH}) = \frac{20}{40} = 0{,}5 \text{ моля;}$$

3) в реакцию взято 0,5 моля серной кислоты и 0,5 моля гидроксида натрия: $NaOH + H_2SO_4 = NaHSO_4 + H_2O$.
Из уравнения реакции видно, что при равных молярных соотношениях NaOH и H_2SO_4, взятых в реакцию, образуется кислая соль — гидросульфат натрия;
4) найдем массу (г) $NaHSO_4$.
При взаимодействии 1 моля NaOH и 1 моля H_2SO_4 образуется 1 моль, или 120 г $NaHSO_4$, а при взаимодействии этих веществ по 0,5 моля образуется 0,5 моля, или 60 г $NaHSO_4$.

Ответ: 60 г $NaHSO_4$.



ЗАДАЧИ И ПРИМЕРЫ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ

1. Предложите способы получения соли хлорид меди(II), используя медь и необходимые реактивы.

2. Запишите уравнения реакций, необходимых для осуществления следующих превращений:

а) $CuSO_4 \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow CuO \rightarrow Cu$;

б) $Fe \rightarrow FeCl_2 \rightarrow Fe(NO_3)_2 \rightarrow Fe(OH)_2 \rightarrow FeO \rightarrow Fe$;

в) $Fe \rightarrow FeCl_3 \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2O_3 \rightarrow Fe \rightarrow FeSO_4$;

г) $P \rightarrow P_2O_5 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2$;

д) $S \rightarrow SO_2 \rightarrow SO_3 \rightarrow H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4$;

е) $C \rightarrow CO_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow CaO \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow Ca(HCO_3)_2$;

ж) $CaCO_3 \rightarrow Ca(HCO_3)_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow CO_2 \rightarrow CaCO_3$;

з) $Na \rightarrow NaH \rightarrow NaOH \rightarrow NaNO_3$;

и) $(CuOH)_2CO_3 \rightarrow CuO \rightarrow CuSO_4 \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow CuO \rightarrow Cu$.

3. Запишите уравнения реакций, позволяющих получить соль хлорид аммония по меньшей мере четырьмя способами.

4. Можно ли получить гидроксид железа(II), используя железо и все необходимые реактивы? Запишите уравнения реакций.

ГЛАВА II



ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ ТАБЛИЦА ЭЛЕМЕНТОВ. СТРОЕНИЕ АТОМА

§ 3 ПЕРВОНАЧАЛЬНАЯ КЛАССИФИКАЦИЯ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

На какие группы можно подразделить химические элементы по их свойствам?

Химия как наука сформировалась в XVIII—XIX вв., однако основы ее закладывались еще до нашей эры древнегреческими учеными-естествоиспытателями Левкиппом, Демокритом, Эпикуром, а также нашими великими предками — учеными-энциклопедистами, жившими в VIII—XI вв., — Ахмадом Аль-Фергани, Абу Бакром Мухаммадом ибн Закари Ар-Рази, Абу Насром Фараби, Абу Райханом Беруни, Абу Али ибн Сина. В их трудах наряду с научными рассуждениями о строении материального мира приводятся ценные сведения о распределении элементов материального мира по группам, что составляло основу химической науки, а также данные о методах прикладной химии.

Ар-Рази была высказана мысль о существовании атома — самой маленькой единицы материальных элементов, которая в свою очередь делится на еще более мелкие частицы. В трудах Фараби и Беруни приводятся сведения о составных компонентах материального мира, о классификации минералов и драгоценных камней. Великий целитель Востока Абу Али ибн Сина разработал классификацию всех известных в тот период лекарственных веществ по их составу и свойствам. Эти первоначальные научные знания, без сомнения, послужили основой для последующих попыток классифицировать химические элементы.

С XVII—XVIII вв. химическая наука начала усиленно развиваться в странах Запада. Развитие науки и техники создавало возможности для получения новых веществ, выделения химических элементов в отдельности. Однако работа с большим объемом неупорядоченных новых фактов вызывала у ученых трудности, связанные с отсутствием группировки вновь создаваемых разнообразных веществ и классификации известных и открываемых химических элементов. Если к концу XVIII в. было известно около 30 химических элементов, к 60-м годам XIX в. — 63, то к настоящему времени открыто 118 химических элементов, которые входят в состав всех существующих веществ и обладают различными свойствами. Изучение свойств веществ и открытия, сделанные в этой области, расширение возможностей использования веществ для удовлетворения потребностей человека вызвали необходимость разработки классификации веществ и их составных компонентов — химических элементов.

Ученые начали предпринимать попытки классифицировать химические элементы и вещества на основе сведений, приведенных в трудах мыслителей Востока.

Изучение окружающих объектов, происходящих событий и явлений, приводя их в систему, например, группируя жизненно необходимые предметы или классифицируя растения и животных по сортам и видам, приводит к формированию у человека единой системы понятий и представлений о них. Точно так же систематизация по классам химических элементов, составляющих основу всех веществ, выделение их в группы способствуют формированию единой системы понятий и представлений, расширению знаний об окружающем мире.

В основу первой классификации химических элементов были положены их общие характерные свойства, и они были разделены на металлы и неметаллы (табл.1). Почти все металлы обладают характерным металлическим блеском, хорошо проводят электрический ток и теплоту, поддаются

ковке. Неметаллы же не обладают этими свойствами. Все металлы (кроме ртути) являются твердыми, а неметаллы находятся в твердом (сера, углерод, кремний, йод), жидком (бром), газообразном (кислород, водород, хлор) состояниях. Металлы и неметаллы различаются между собой и химическими свойствами.

Гидроксиды типичных металлов являются основаниями, а гидроксиды неметаллов — кислотами.

Гидриды металлов представляют собой твердые вещества, а гидриды неметаллов являются летучими соединениями.

Однако нельзя провести четкой границы между металлами и неметаллами, так как отдельные элементы по внешним признакам, хотя и схожи с металлами, но не являются таковыми. Например, йод.

Элементы, проявляющие свойства, характерные и для металлов, и для неметаллов, называются ***амфотерными.*** Например, цинк и алюминий. По физическим свойствам — это металлы, а по химическим свойствам они схожи как с металлами, так и с неметаллами.

Таблица 1

Подразделение элементов на группы и их генетическая взаимосвязь

Металлы	Амфотерные элементы	Неметаллы
Na	Zn	S
Основный оксид	Амфотерный оксид	Кислотный оксид
Na_2O	ZnO	SO_2
Основание		Кислота
NaOH; $Zn(OH)_2$		H_2ZnO_2; H_2SO_3

$Zn(OH)_2$ — гидроксид цинка — проявляет свойства и основания, и кислоты.

Свойства основания: $Zn(OH)_2 + 2HCl = ZnCl_2 + 2H_2O$.

Свойства кислоты: $Zn(OH)_2 + 2NaOH = Na_2ZnO_2 + 2H_2O$.

Гидроксиды, проявляющие свойства и основания, и кислоты, называются ***амфотерными гидроксидами****.*

Оксид, образующий амфотерный гидроксид, также обладает амфотерными свойствами.

Элементы, образующие амфотерный оксид и амфотерный гидроксид, являются амфотерными элементами.

Низковалентные оксиды отдельных элементов обладают основными, высоковалентные оксиды — кислотными, а оксиды с переменной валентностью — амфотерными свойствами. Например, оксид хрома(II) CrO является основным, оксид хрома(III) Cr_2O_3 – амфотерным, а оксид хрома(VI) CrO_3 – кислотным. Следовательно, такое разделение химических элементов на металлы и неметаллы является неполным и неточным.

Элементы знаний, умений и навыков (ЗУН): металлы, неметаллы, амфотерные элементы, амфотерные оксиды, амфотерные гидроксиды.



Вопросы и задания

1. Каковы физические свойства типичных металлов? А типичных неметаллов?
2. Чем различаются химические свойства металлов и неметаллов?
3. По каким свойствам амфотерные элементы схожи с металлами? А с неметаллами? Обоснуйте свой ответ.
4. Запишите формулы амфотерных гидроксидов, соответствующих следующим амфотерным оксидам: ZnO, BeO, Al_2O_3, Cr_2O_3, PbO.
5. Сколько граммов и сколько молей бериллата натрия образуется при воздействии на 0,1 моля гидроксида бериллия $Be(OH)_2$ избыточным количеством нагретого гидроксида натрия?

§ 4 ПРИРОДНЫЕ СЕМЕЙСТВА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

Приведите примеры элементов со схожими химическими свойствами

При изучении свойств водорода, кислорода и воды вы познакомились с элементами, которые проявляют одинаковые свойства. Например, металлы натрий и калий мягкие, легче воды, в обычных условиях интенсивно реагируют с кислородом и водой, в результате чего образуют одновалентные соединения:

$2Na + O_2 = Na_2O_2$, $2K + O_2 = K_2O_2$,

$2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2$, $2K + 2H_2O = 2KOH + H_2$.

Металлы Li, Rb, Cs и Fr по своим свойствам также похожи на Na и K. Все они составляют одно семейство — семейство щелочных металлов (табл. 2).

Таблица 2

Свойства щелочных металлов

Элемент	Химический символ	Относительная атомная масса A_r	Валентность	Оксид	Гидроксид	Соль
Литий	Li	6,9	I	Li_2O	LiOH	LiCl, Li_2SO_4
Натрий	Na	23	I	Na_2O	NaOH	NaCl, Na_2SO_4
Калий	K	39,1	I	K_2O	KOH	KCl, K_2SO_4
Рубидий	Rb	85,5	I	Rb_2O	RbOH	RbCl, Rb_2SO_4
Цезий	Cs	132,9	I	Cs_2O	CsOH	CsCl, Cs_2SO_4

Щелочные металлы имеют следующие общие свойства:

- *Щелочные металлы во всех соединениях одновалентны.*
- *Гидроксиды щелочных металлов являются щелочами и хорошо растворяются в воде.*
- *С увеличением атомных масс щелочных металлов их физические и химические свойства изменяются периодически (табл. 3).*

Таблица 3

Физические и химические свойства щелочных металлов

Физические и химические свойства	Li	Na	K	Rb	Cs
Относительная атомная масса A_r	6,9	23	39,1	85,5	132,9
Температура плавления, °С	179	97,8	63,6	39	28,6
Температура кипения, °С	1370	883	760	696	685
Плотность, г/см^3	0,53	0,92	0,85	1,52	1,87
Окисление на воздухе	Усиливается →				
Растворимость гидроксидов	Увеличивается →				

Хлор Cl, фтор F, бром Br и йод I являются похожими элементами и составляют семейство галогенов (табл. 4).

Хлор вступает в реакцию с водородом и металлами и образует одновалентные соединения:

$H_2 + Cl_2 = 2HCl$, $2Na + Cl_2 = 2NaCl$.

F, Br и I обладают такими же свойствами, что и хлор.

Соединения галогенов *Таблица 4*

Галогены	F	Cl	Br	I
Соединения с водородом (I)	HF	HCl	HBr	HI
Соединения с металлами	NaF	NaCl	NaBr	NaI
Высший оксид	-	Cl_2O_7	Br_2O_7	I_2O_7

Водородные соединения галогенов представляют собой летучие газообразные соединения, хорошо растворимые в воде. Водные растворы галогенов — это кислоты: HF — фтороводородная, HCl — соляная (хлороводородная), HBr — бромоводородная, HI — йодоводородная.

С увеличением атомных масс свойства галогенов изменяются периодически. Пользуясь данными табл. 5, попробуйте объяснить зависимость физических свойств галогенов от их атомных масс.

Таблица 5

Физические свойства элементов семейства галогенов

Элемент	Относительная атомная масса A_r	Формула простого вещества	Агрегатное состояние в нормальных условиях	Температура кипения, °С	Плотность, г/см^3	Тепловой эффект реакции соединения с H_2, кДж
Фтор	19	F_2	Светло-зеленый газ	−188	1,1 (в жидком состоянии)	552
Хлор	35,5	Cl_2	Желтовато-зеленый газ	−34	1,57 (в жидком состоянии)	184
Бром	79,9	Br_2	Красновато-бурая жидкость	58	3,12	72
Йод	126,9	I_2	Темно-серый твердый кристалл	186	4,93	-53

Галогены имеют следующие общие свойства:

- *Галогены образуют с водородом летучие гидриды.*
- *Водные растворы гидридов галогенов являются кислотами.*
- *В гидридах и солях, образованных с металлом, галогены одновалентны.*
- *В высших оксидах, образованных с кислородом (кроме фтора), галогены семивалентны.*
- *С увеличением атомных масс галогенов их физические и химические свойства изменяются периодически.*

Схожие свойства наблюдаются и у следующих групп элементов. Например, магний Mg по свойствам близок к кальцию Ca, алюминий Al — к бору B, углерод C — к кремнию Si, азот N — к фосфору P.

Инертные газы (гелий He, неон Ne, аргон Ar, криптон Kr, ксенон Xe) составляют отдельное природное семейство и обладают одинаковыми свойствами.

Инертные газы имеют следующие общие свойства:

Молекулы их одноатомные.
Не образуют соединений с водородом и металлами.
Отдельные инертные газы образуют соединения с кислородом и фтором.
Не вступают в реакцию ни с каким элементом, поэтому их называют инертными.

Элементы ЗУН: группы схожих элементов, щелочные металлы, галогены, инертные газы.



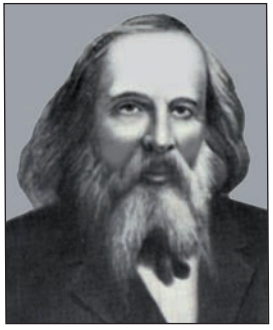
Вопросы и задания

1. Запишите уравнения реакций, отражающих химические свойства калия и рубидия, относящихся к семейству щелочных металлов.
2. Какие свойства галогенов доказывают их принадлежность к одному природному семейству?
3. Какое соответствие между атомными массами и свойствами наблюдается в природных семействах элементов?
4. Запишите уравнения реакций, необходимых для получения соли хлорид цинка четырьмя способами.
5. Запишите уравнения реакций галогенов с алюминием.

§ 5 ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

В природе все события и явления, все сущее подчиняется определенным законам. А химические элементы?

В 1869 г. русский ученый Д.И.Менделеев так сформулировал периодический закон химических элементов: “Свойства простых веществ, а также формы и свойства соединений химических элементов находятся в периодической зависимости от величины атомных весов элементов”.



Дмитрий Иванович Менделеев (1834–1907)

Великий русский ученый. Открыл периодический закон. Предложил первоначальный удобный образец использования периодической таблицы химических элементов.

Открытию периодического закона предшествовал целый ряд законов и открытий, сделанных в предыдущие периоды в области естественных наук — химии, физики, биологии.

- *Древнегреческий ученый Демокрит, живший в 460–370 гг. до нашей эры, высказал мысль о том, что все предметы в природе состоят из очень маленьких частиц — атомов.*
- *Центральноазиатский ученый-энциклопедист Ар-Рази (865–925 гг.) утверждал, что атомы делимы и включают пустоты и мельчайшие частицы, которые находятся в постоянном движении.*
- *Абу Райхан Беруни, живший и творивший в 979–1048 гг., выступая против ученых, которые считали атомы неделимыми частицами, признавал, что атомы — это мелкие делимые (но не бесконечно) частицы.*
- *Великий целитель из Бухары Абу Али ибн Сина разработал классификацию всех известных в то время лекарственных, природных химических соединений по их составу и свойствам.*
- *Английский химик и физик Р.Бойль (1627–1691 гг.) объяснил сущность химических элементов как простейших химически неделимых частиц, которые входят в состав сложных соединений.*
- *В 1748 г. М.В.Ломоносов открыл закон сохранения массы.*
- *В 1808 гг. Ж.Л.Пруст открыл закон постоянства состава.*
- *В 1803–1804 гг. Дж.Дальтон развил атомно-молекулярное учение и ввел в науку понятие об атомной массе.*

- *В 1814 г. Й.Я.Берцелиус составил таблицу химических элементов на основе атомных масс 46 элементов.*
- *В 1817–1829 гг. И.В.Деберейнер предложил теорию триад на основе атомных масс элементов.*
- *В 1822 г. В.Юлер открыл изомерию — соответствие определенной односоставной молекуле нескольких веществ.*
- *В 1853 г. Франкланд ввел в науку понятие валентности.*
- *В 1858 г. немецкий химик А.Кекуле определил, что углерод четырехвалентен.*
- *В 1861 г. А.М.Бутлеров открыл теорию строения органических соединений.*
- *В 1862 г. А. де Шанкуртуа создал таблицу химических элементов в форме цилиндра.*
- *В 1864 г. Ю.Л.Мейер (1830–1895 гг.) предложил таблицу, основанную на возрастании атомных масс элементов.*
- *В 1865 г. Дж.Ньюлэндс (1837–1898 гг.) предложил закон октав, основанный на эквивалентности элементов.*
- *В 1869 г. Д.И.Менделеев открыл периодический закон химических элементов.*

Периодический закон химических элементов — это закон природы и отражает связи, существующие в природе. Открытие этого закона позволило глубже изучить взаимосвязь между атомными массами и свойствами элементов. Были составлены таблицы ряда элементов на основе изменения валентности их оксидов, оснований и кислот (см. табл. 6).

Зависимость свойств элементов от их атомных масс *Таблица 6*

Символ элемента	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
Относительная атомная масса A_r	23	24	27	28	31	32	35,5	40
Оксид с высшей валентностью	Na_2O	MgO	Al_2O_3	SiO_2	P_2O_5	SO_3	Cl_2O_7	-
Валентность элемента	I	II	III	IV	V	VI	VII	-

Летучее водородное соединение	-	-	-	SiH_4	PH_3	H_2S	HCl	-
Валентность элемента	-	-	-	IV	III	II	I	-
Основания	NaOH	$Mg(OH)_2$	$Al(OH)_3$	-	-	-	-	-
Кислоты	-	-	$HAlO_2$	H_2SiO_3	H_3PO_4	H_2SO_4	HCl	-
Металлические свойства	Уменьшаются →							
Неметаллические свойства	Увеличиваются →							

На основе теоретических и практических исследований Д.И.Менделеева было установлено, что с увеличением атомных масс элементов их свойства изменяются периодически. Анализ данных табл. 6 показывает следующие закономерности.

- *Металлические свойства элементов ослабевают.*
- *Неметаллические свойства элементов усиливаются.*
- *Металлические свойства элементов ослабевают и передаются амфотерным элементам и от них к слабым неметаллам.*
- *Неметаллические свойства элементов постепенно усиливаются и обрываются на инертных газах.*
- *Валентность элементов по кислороду начинается с единицы и возрастает периодически.*
- *Валентность летучих водородных соединений уменьшается.*
- *У гидроксидов элементов, начиная с щелочей, основные свойства ослабевают и передаются гидроксидам с амфотерными свойствами и от них сменяются кислотными свойствами, которые постепенно усиливаются.*

Располагая элементы в ряд, начиная с водорода, по мере увеличения их атомных масс, можно увидеть, что начиная с лития каждый девятый элемент повторяет свойства первого.

Обратите внимание на данные табл. 7. Литий — элемент с самыми сильными металлическими свойствами. У бериллия

эти свойства ослабевают и сменяются неметаллическими у бора. У следующих за бором элементов неметаллические свойства постепенно усиливаются, достигая наивысшей степени у фтора. Последнее место в этом ряду занимает инертный газ неон, который не проявляет ни металлических, ни неметаллических свойств.

Периодичность, наблюдаемая у первых 18 элементов *Таблица 7*

Порядковый номер	Химический символ	Атомная масса	Оксид с высшей валентностью	Валентность	Летучее водородное соединение	Валентность
1	H	1	H_2O	I	-	-
2	He	4	-	-	-	-
3	Li	7	Li_2O	I	-	-
4	Be	9	BeO	II	-	-
5	B	11	B_2O_3	III	-	-
6	C	12	CO_2	IV	CH_4	IV
7	N	14	N_2O_5	IV	NH_3	III
8	O	16	-	-	H_2O	II
9	F	19	-	-	HF	I
10	Ne	20	-	-	-	-
11	Na	23	Na_2O	I	-	-
12	Mg	24	MgO	II	-	-
13	Al	27	Al_2O_3	III	-	-
14	Si	28	SiO_2	IV	SiH_4	IV
15	P	31	P_2O_5	V	PH_3	III
16	S	32	SO_3	VI	H_2S	II
17	Cl	35,5	Cl_2O_7	VII	HCl	I
18	Ar	40	-	-	-	-

Следующий за неоном элемент натрий повторяет свойства лития. Он, как и литий, является щелочным металлом и проявляет сильные металлические свойства. Валентность его —I.

В ряду, начинающемся с одиннадцатого элемента — натрия, металлические свойства начинают ослабевать при переходе к магнию, валентность которого увеличивается на единицу (II) и который повторяет свойства бериллия. Металлические свойства еще более ослабевают у следующего элемента алюминия (валентность III) и переходят в неметаллические свойства у слабого неметалла кремния, которые усиливаются у сильного неметалла хлора. Хлор повторяет свойства фтора. Аргон — инертный газ. Следующий за аргоном элемент калий — щелочной металл, который снова повторяет свойства лития и натрия. Следовательно, свойства элементов повторяются периодически.

Когда Д.И.Менделеев работал над обоснованием периодического закона, атомные массы многих элементов были определены неправильно, многие элементы еще не были открыты, что создавало определенные трудности. Так, атомная масса аргона Ar — 40. За аргоном поставлен калий K, имеющий атомную массу 39. Как щелочный металл он должен был бы находиться под щелочными металлами. Если эти элементы поменять местами в порядке возрастания атомных масс, то щелочной металл калий попал бы в группу инертных газов, а инертный газ аргон — в группу щелочных металлов. А это привело бы к нарушению периодического закона.

В соответствии с периодическим законом аргону (хотя его атомная масса больше, чем у калия) был присвоен порядковый номер 18, а калию — 19. Периодический закон не нарушился. Однако из таких перестановок стало ясно, что свойства химических элементов зависят от более важного, чем атомная масса, показателя.

Что это за показатель? Д.И.Менделеев считал, что это — порядковый номер элемента. Из курса физики мы знаем, что порядковые номера элементов численно равны количеству протонов в атомном ядре (зарядам ядер).

Действительно, впоследствии было установлено, что в атомном ядре аргона имеется 18, а в атомном ядре калия — 19 протонов. В настоящее время периодический закон формулируется следующим образом.

Свойства химических элементов, а также образуемых ими простых и сложных веществ находятся в периодической зависимости от заряда атомного ядра этих элементов.

Основываясь на зависимости свойств элементов от их атомных масс, были исправлены атомные массы ряда элементов. Так, атомная масса бериллия принималась равной 13,5, а его валентность — III. Тогда бериллий пришлось бы поместить между углеродом и азотом под порядковым номером 6. Периодический закон нарушился бы. Поэтому Д.И.Менделеев предположил, что валентность бериллия должна быть равна II и он должен располагаться между литием (атомная масса 7) и бором (атомная масса 11), а атомная масса его должна быть равна примерно 9. Последующие исследования показали, что истинная атомная масса бериллия 9 и он действительно двухвалентный элемент.

Элементы ЗУН: изменение металлических и неметаллических свойств элементов в зависимости от их атомных масс, первоначальная формулировка периодического закона, современная формулировка, переменная валентность.



Вопросы и задания

1. Расскажите, как был сформулирован периодический закон Д.И.Менделеевым.
2. Расскажите, как формулируется периодический закон в настоящее время.

§ 6 ПЕРИОДИЧЕСКАЯ ТАБЛИЦА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

Чем отличаются друг от друга большой и малый периоды?

Все химические элементы в периодической таблице химических элементов распределены по периодам, рядам и группам. Горизонтальные ряды в периодической таблице образуют периоды, которые делятся на большие и малые. Каждый малый период включает один ряд, а каждый большой — два ряда. Период состоит из ряда химических элементов, начинающегося щелочным металлом и оканчивающегося инертным газом.

Запишем все существующие химические элементы в порядке возрастания их атомных масс. При этом наблюдается постепенное убывание металлических свойств и усиление неметаллических свойств, которые переходят к типичным неметаллам. Девятый после лития элемент натрий — типичный металл, который повторяет свойства лития (рис. 1).

Девятый после натрия элемент калий — типичный металл, который повторяет свойства лития и натрия.

Горизонтальный ряд элементов, начинающийся щелочным металлом и оканчивающийся инертными газами, называется ***периодом***.

В периодической таблице химических элементов Д.И.Менделеева имеется семь периодов.

В первом периоде расположены только два элемента — водород и гелий. Второй и третий периоды содержат по восемь элементов.

1-, 2-, 3- периоды называют ***малыми периодами***.

4-, 5-, 6-, 7- периоды — ***большими***.

Четвертый, пятый периоды содержат по 18 элементов, шестой и седьмой периоды — по 32 элемента. Каждый

большой период состоит из двух рядов: четного и нечетного. Схожие элементы, расположенные в одном вертикальном столбце, составляют группу элементов. В периодической системе имеется восемь групп, каждая из которых пронумерована вверху таблицы римскими цифрами.

Каждая группа разбита на две подгруппы. Подгруппы, включающие элементы и малых и больших периодов, называются ***основными.*** *Подгруппы, включающие только элементы больших периодов, называются* ***побочными.***

Элементы основных и побочных подгрупп записываются в клетки групп со смещением влево и вправо. Например, элементы вертикального столбца галогенов, состоящего из щелочных металлов первой группы, входят в основную подгруппу, а медь, серебро и золото — в побочную подгруппу. Водород входит в первую группу периодической таблицы, так как валентность его в оксиде (воде) равна I. Его можно

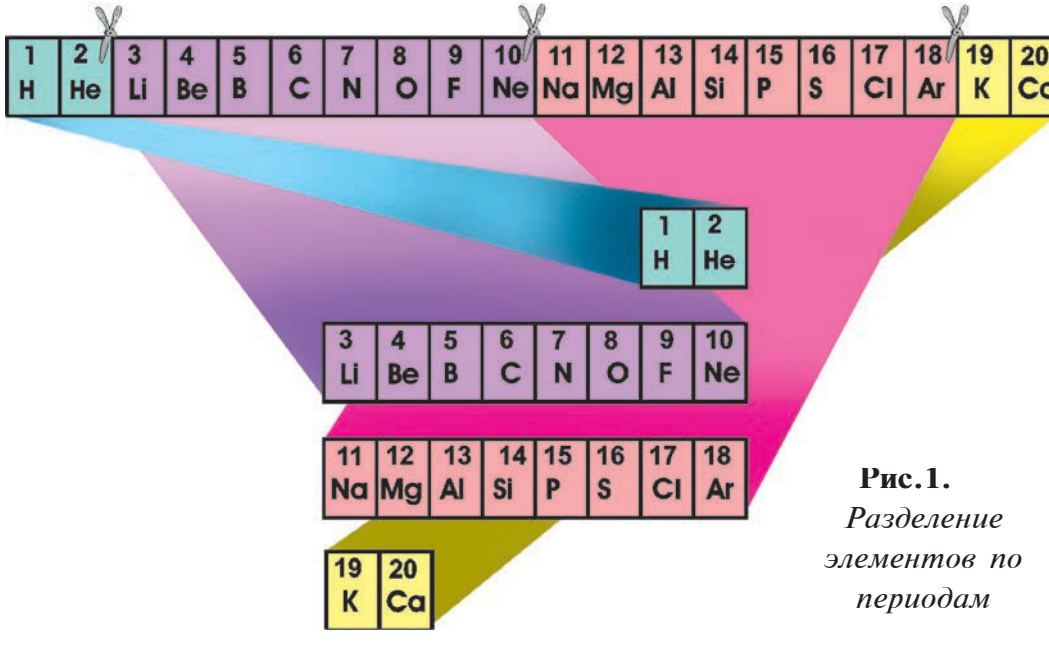


Рис.1. *Разделение элементов по периодам*

расположить и в седьмую группу, то есть в вертикальном столбце галогенов, поскольку для заполнения внешнего энергетического уровня его атома недостаточно одного электрона.

Числа электронов во внешнем электронном слое атомов элементов основных подгрупп равны номерам их групп. Высшая относительно кислорода валентность этих элементов также численно равна номерам их групп (за исключением кислорода и фтора).

Валентность элементов, образующих летучие водородные соединения, также периодически уменьшается с IV до I (только у неметаллов).

В каждой основной подгруппе с возрастанием относительных атомных масс элементов их металлические свойства усиливаются, а неметаллические ослабевают. Например, в основной подгруппе первой группы металлические свойства, начиная с лития, усиливаются у элементов, стоящих под ним, и достигают наивысшего проявления у франция. У галогенов неметаллические свойства начинают ослабевать от фтора к йоду. Самый сильный неметалл — это фтор.

Элементы ЗУН: период, малый период, большой период, группа, основная подгруппа, побочная подгруппа, изменение металлических и неметаллических свойств.



Вопросы и задания

1. Объяните изменение свойств элементов расположенных горизонтальных рядах периодической таблицы.
2. Какая связь существует между атомной массой и порядковым номером элемента? А с зарядом ядра атома? Как изменяются свойства элементов с возрастанием заряда ядра атома?
3. Массовая доля элемента в кислородном соединении, имеющем высшую валентность, составляет 65,2 %. Определите порядковый номер элемента (считайте, что валентность элемента равна 5).

§ 7 СОСТАВ АТОМНОГО ЯДРА

Знаете ли вы элементы, у которых в атомном ядре нет нейтронов?

В курсах химии и физики 6 и 7 классов вы усвоили первоначальные понятия о строении атома.

Как известно, древнегреческий ученый Демокрит, живший в 460—370 гг. до нашей эры, высказал мысль о том, что все предметы в природе состоят из очень маленьких частиц — атомов и что атомы неделимы.

Центральноазиатский ученый Абу Бакр Мухаммад ибн Закари Ар-Рази (865—925 гг.) утверждал, что атомы делимы и включают пустоты и мельчайшие частицы. Он считал, что атомы находятся в постоянном движении и между ними существуют силы взаимодействия. Наш великий соотечественник Абу Райхан Беруни (979—1048 гг.), выступая против ученых, считавших атомы неделимыми частицами, признавал, что атомы — это мелкие делимые (но не бесконечно) частицы.

В 1911 г. английский физик Э.Резерфорд опроверг существующее мнение об атомах как о неделимых шарообразных частицах и предложил планетарную модель строения атома. Он пропустил α - лучи, испускаемые природными радиоактивными элементами, через очень тонкую металлическую пластинку. Большая часть α-частиц проскакивала через пластинку и, не изменяя своего направления, продолжала движение. Небольшая часть их изменяла направление движения под определенным углом. И лишь очень небольшая часть α -частиц (примерно одна из восьми тысяч) полностью изменила направление движения (см. рис. 2).

Исходя из результатов своих экспериментов, Э.Резерфорд пришел к следующим выводам.

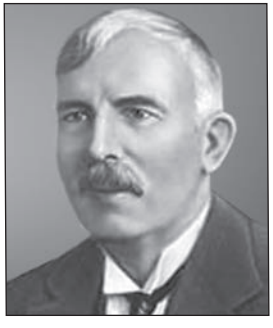
- *В центре каждого атома имеется положительно заряженное ядро.*
- *Вокруг ядра двигаются отрицательно заряженные частицы — электроны.*
- *Заряд атомного ядра численно равен порядковому номеру элемента.*
- *Число положительно заряженных протонов в ядре равно числу электронов.*

При столкновении α-частиц, испускаемых радиоактивными элементами, с ядрами атомов, то есть при их бомбардировке α-частицами, из ядер выбрасываются протоны и нейтроны.

Протоны — это частицы с зарядом +1 и с массой, равной массе водородного атома, то есть 1. Они обозначаются символом ${}^{1}_{1}p$.

Нейтроны — это частицы с массой, равной 1 а.е.м., но лишенные заряда. Они обозначаются символом ${}^{1}_{0}n$.

Вокруг атомного ядра двигаются отрицательно заряженные электроны, масса которых в 1836,1 раз меньше массы протонов и, следовательно, вычислить ее практически невозможно. Поэтому масса электронов принята равной 0, а заряд −1. Электроны обозначаются символом $\bar{e}$.



Эрнест Резерфорд (1871–1937)

Мы знаем, что атомы — электронейтральные частицы, следовательно, можно считать, что количество протонов и электронов в них равно. Так,

Английский ученый-физик. Исследовал строение атома, физику ядра, радиоактивность и радиоактивный распад. Предложил планетарную модель строения атома. Лауреат Нобелевской премии.

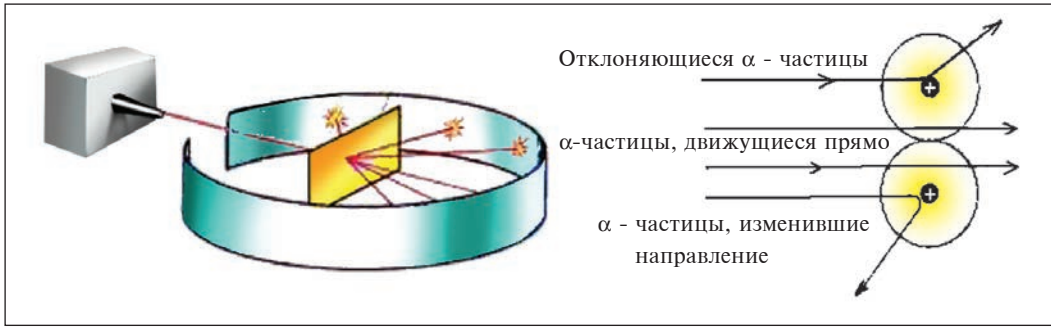


Рис. 2. *Прохождение α -частиц через металлическую пластинку*

порядковый номер алюминия 13, значит, в его атомном ядре 13 протонов. Заряд ядра +13. Вокруг ядра двигаются 13 электронов, то есть сумма отрицательных зарядов также равна −13.

- *Атом — мельчайшая химически неделимая частица вещества.*
- *Атом состоит из положительно заряженного ядра и вращающихся вокруг него отрицательно заряженных электронов.*
- *Порядковый номер химического элемента численно равен заряду его атомного ядра.*
- *В ядре атома водорода имеется один протон с зарядом, равным +1, и массой 1 а.е.м. Вокруг ядра вращается один электрон.*
- *Масса атома равна сумме протонов и нейтронов в его ядре:*

$$A_r = N + Z,$$

где N — число нейтронов, Z — число протонов (порядковый номер элемента).

Таким образом, атом — электронейтральная частица, которая состоит из ядра, содержащего положительно заряженные протоны и нейтроны, лишенные заряда, а также из

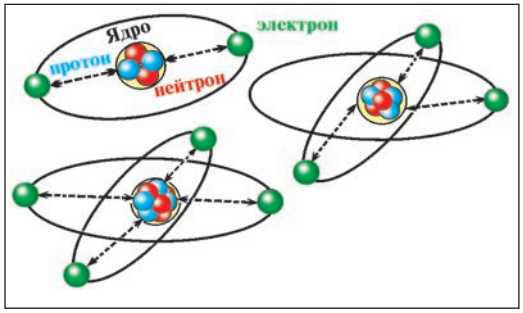


Рис.3. *Строение атома*

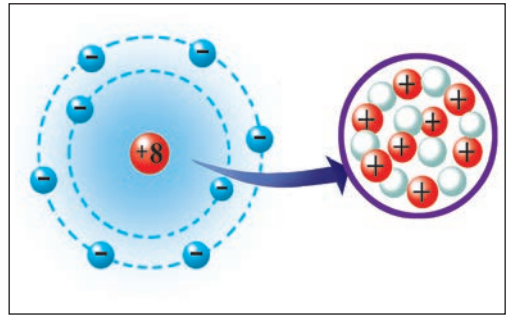


Рис.4. *Элементарное строение атома кислорода*

вращающихся вокруг ядра электронов, число которых равно числу протонов (рис. 3, 4).

Элементы ЗУН: атом, ядро атома, протон, нейтрон, электрон, заряд ядра, порядковый номер.



Вопросы и задания

1. Какие ученые высказывали свои мысли об атоме?
2. Как вы представляете строение атома на основании опытов Э.Резерфорда?
3. Каково строение атомного ядра?
4. Рассчитайте число протонов и нейтронов в ядре атомов следующих элементов, зная их порядковые номера и атомные массы: Na, P, Ar, Al, Fe, Pb.

§ 8 ИЗОТОПЫ. ИЗОБАРЫ

Могут ли атомы водорода и гелия быть одинаковыми по атомным массам?

Вы уже ознакомились с сущностью таких понятий, как протон, нейтрон, атомная масса. У вас, естественно, может возникнуть вопрос: почему атомные массы элементов, определяемые суммой масс протонов и нейтронов, выра-

жаются дробными числами, тогда как массы протонов и нейтронов близки к целым числам? Например, атомная масса хлора — 35,453, кислорода — 15,9994, водорода — 1,00787 и т.д. В действительности в природе нет ни одного атома хлора с такой массой. Согласно утверждению А.М.Бутлерова, если атомные массы элементов выражаются дробными числами, то и массы атомов, составляющих элементы, должны иметь среднее значение.

Атомы одного и того же элемента, отличающиеся друг от друга по массе, но имеющие одинаковые химические свойства, называются ***изотопами***. Хотя массы таких атомов различны, они занимают одно и то же место в периодической таблице.

Почти все существующие в природе элементы представляют собой смесь изотопов, поэтому атомная масса элемента равна среднеарифметическому значению масс его изотопов (рис. 5).

В природе существуют две разновидности атомов хлора, имеющих атомные массы, равные 35 и 37. Природный хлор является смесью этих атомов.

Химический элемент — это вид атомов, имеющих один и тот же заряд ядра, в котором число нейтронов может быть различным. Именно поэтому при одном и том же заряде ядра масса атома бывает различной.

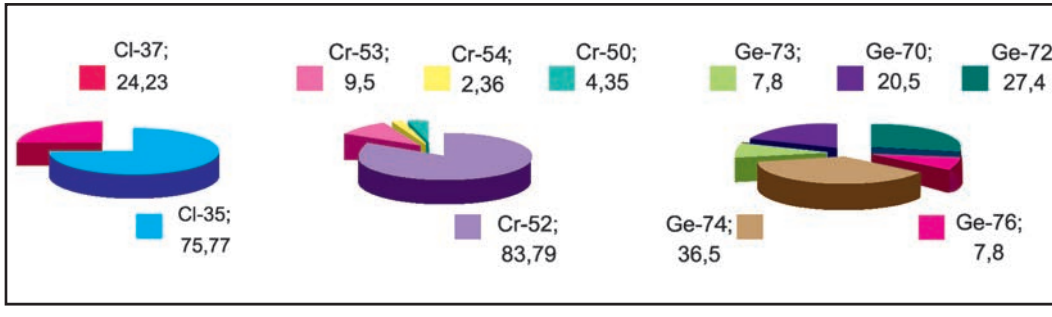


Рис. 5. *Массовые доли изотопов хлора, хрома и германия.*

Поскольку число протонов в ядре атома химического элемента одинаковое, а число нейтронов различное, разновидности атомов, различающиеся атомными массами, называются ***изотопами.***

Так, у водорода имеется два естественных изотопа и еще один изотоп, образующийся в результате ядерных реакций (рис. 6).

Водород — H
- протий — A_r = 1 а.е.м., в ядре 1 протон,
- дейтерий — A_r = 2 а.е.м., в ядре 1 протон, 1 нейтрон,
- тритий — A_r = 3 а.е.м., в ядре 1 протон, 2 нейтрона.



НАГЛЯДНЫЕ ЗАДАЧИ И ПРИМЕРЫ

Задача 1. Определите число протонов и нейтронов в ядрах изотопов аргона $^{36}_{18}Ar$, $^{38}_{18}Ar$, $^{40}_{18}Ar$, используемых в осветительных лампах.

Решение: 1) заряд ядра изотопов аргона равен 18, значит, число протонов во всех изотопах будет по 18;

2) число нейтронов в ядре изотопа $^{36}_{18}Ar$ найдем по формуле

$$N = A_r - Z: \qquad N = 36 - 18 = 18;$$

отсюда 18 протонов и 18 нейтронов;

3) число нейтронов в ядре изотопа $^{38}_{18}Ar$: $N=38-18=20$, отсюда 18 протонов и 20 нейтронов;

4) число нейтронов в ядре изотопа $^{40}_{18}Ar$: $N=40-18=22$, отсюда 18 протонов и 22 нейтрона.

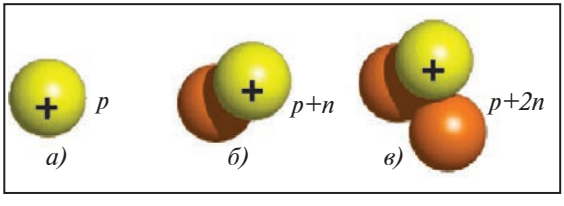


Рис.6. *Атомные ядра изотопов водорода:*
а) — протий, A_r=1 а.е.м.;
б) — дейтерий, A_r=2 а.е.м.;
в) — тритий, A_r=3 а.е.м.

Задача 2. Атомная масса природного бора равна 10,81, и он является смесью изотопов $^{10}_{5}B$ и $^{11}_{5}B$. Определите количество изотопов (%) в природном боре.

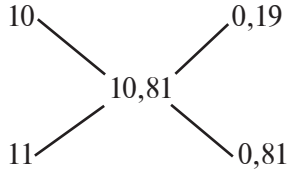
Решение. Количество изотопа $^{10}_{5}B$ — x, а изотопа $^{11}_{5}B$ — $(100 - x)$. Умножим 10 на x, 11 на $(100 - x)$, сложим произведения и полученную сумму разделим на 100. Результат: 10,81. Решим задачу с помощью данного уравнения.

$$\frac{10x + 11\,(100 - x)}{100} = 10{,}81,$$

$$10x + 1100 - 11x = 1081,$$

$$-x = -19 \quad (-1); \quad x = 19 \quad {}^{10}_{5}B = 19\ \% \quad {}^{11}_{5}B = 81\ \%.$$

Эту задачу можно решить и диагональным способом:



19 % $^{10}_{5}B$
81 % $^{11}_{5}B$

Ответ: $^{10}_{5}B$ = 19 %; $^{11}_{5}B$ = 81 %.

Разновидности атомов, имеющих разные заряды ядер и одинаковые массы, называются ***изобарами****. Например:* ^{40}Ca *и* ^{40}Ar.

Элементы, в ядрах атомов которых число нейтронов одинаковое, а число протонов различное, называются ***изотонами****.*

В качестве примера изотонов можно привести:

$^{26}_{12}Mg$ и $^{27}_{13}Al$; $^{62}_{29}Cu$ и $^{63}_{30}Zn$.

Элементы ЗУН: изотопы, изобары, изотоны, протий, дейтерий, тритий, среднеарифметическое значение.



Вопросы и задания

1. Дайте определение понятия “химический элемент”.
2. Чем, с точки зрения строения атома, изотопы отличаются от химического элемента?
3. Природный калий состоит из смеси изотопов: 93 % ^{39}K и 7 % ^{40}K. Определите среднюю относительную атомную массу калия.
4. Природный аргон состоит из смеси изотопов ^{36}Ar, ^{38}Ar и ^{40}Ar. Определите среднюю относительную атомную массу аргона, если ^{40}Ar — 99 %, ^{38}Ar — 0,7 % и ^{36}Ar — 0,3 %.

§ 9 СТРОЕНИЕ ЭЛЕКТРОННЫХ СЛОЕВ АТОМОВ

По каким свойствам электроны располагаются на одном энергетическом уровне?

Вы познакомились со строением атомного ядра химических элементов и движением отрицательно заряженных электронов вокруг ядра. Каким образом электроны вращаются вокруг ядра? Не притягиваются ли отрицательно заряженные электроны к положительно заряженному ядру? Или они удаляются от ядра и расходятся? Каждый электрон вращается вокруг ядра атома химического элемента на очень большой скорости и за счет возникновения центробежных сил не притягивается ядром.

Электроны не просто вращаются вокруг ядра по определенной траектории, линии их вращения образуют вокруг ядра как бы электронное облако. Например, в атоме водорода электрон, вращаясь вокруг ядра, образует облако в виде шара, самая плотная часть которого находится на расстоянии $0{,}53 \cdot 10^{-10}$ м от ядра (рис. 7).

Количество энергии каждого электрона, вращающегося вокруг ядра, бывает различным. Чем ближе электрон к ядру, тем меньше его энергетический запас. Чем дальше электрон от ядра, тем больше его энергия. В зависимости

от количества энергии электроны могут размещаться вокруг ядра, образуя электронные слои, или энергетические уровни. Электроны с близкими значениями энергии составляют один энергетический уровень.

Энергетические уровни обозначаются буквой n и выражаются либо целыми числами: 1, 2, 3, 4, 5, 6..., либо прописными латинскими буквами: *K, L, M, N, O, P, Q*. Число электронов на энергетических уровнях определяется по формуле $N = 2n^2$ (табл. 8).

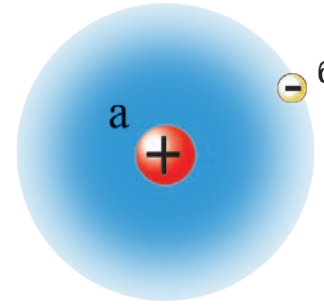


Рис. 7. *Строение атома водорода. а — ядро; б — электронное облако*

Таблица 8

Максимальное число электронов на энергетических уровнях (слоях)

Число энергетических уровней: в цифровом обозначении	1	2	3	4	5	6
в буквенном обозначении	*K*	*L*	*M*	*N*	*O*	*P*
Число электронов ($2n^2$)	2	8	18	32	50	72

Отсюда видно, что в первом электронном слое находится не более двух, во втором — не более восьми электронов.

В электронных слоях элементов с порядковыми номерами 1—10 электроны распределяются в следующем виде:

Символ элемента	Заряд ядра	Число электронов
		K
H	+1	1ē

Символ элемента	Заряд ядра	Число электронов	
		K	*L*
Li	+3	2 ē	1 ē
Be	+4	2 ē	2 ē

			B	+5	2 ē	3 ē
			C	+6	2 ē	4 ē
			N	+7	2 ē	5 ē
			O	+8	2 ē	6 ē
			F	+9	2 ē	7 ē
He	+2	2ē	Ne	+10	2 ē	8 ē

Распределение электронов по электронным слоям у элементов с порядковыми номерами 11—18 приводится ниже:

Символ элемента	Порядковый номер	Заряд ядра	Число электронов		
			K	*L*	*M*
Na	11	+11	2	8	1
Mg	12	+12	2	8	2
Al	13	+13	2	8	3
Si	14	+14	2	8	4
P	15	+15	2	8	5
S	16	+16	2	8	6
Cl	17	+17	2	8	7
Ar	18	+18	2	8	8

Вокруг ядра атома водорода вращается только один электрон, образуя облако в виде шара. Вокруг ядра атома гелия вращается два электрона, однако каждый из них вращается не только вокруг ядра, но и вокруг своей оси в противоположном друг к другу направлении. Такое вращение называется спином. По одной орбитали могут вращаться только два электрона с противоположными спинами. Третьего электрона быть не может.

Элементы ЗУН: движение электрона вокруг ядра, строение электронного облака атома водорода, размещение электронов по энергетическим уровням, или электронным слоям в зависимости от количества их энергии.



Вопросы и задания

1. Дайте определение понятия “электронный слой”.
2. В каком порядке электроны размещаются по электронным слоям?
3. Приведите примеры вычисления общего количества электронов в слоях.
4. Что вы можете сказать об энергии электрона на основе энергетического уровня?
5. Что определяется по формуле $N = 2n^2$?

§ 10 ЭНЕРГЕТИЧЕСКИЕ ПОДУРОВНИ

Какие формы вращения электронов наблюдаются на энергетических подуровнях?

Хотя электроны вращаются вокруг ядра атома, размещаясь по определенным слоям, электроны каждого слоя отличаются от электронов других слоев по количеству энергии. В связи с этим неодинаковы по форме и образуемые электронами облака. По форме образуемых облаков электроны можно разделить на четыре группы: *s*-, *p*-, *d*-, *f*-электроны.

Порядок распределения электронов на **энергетических подуровнях** определяется формой образуемых электронами облаков.

Энергетический подуровень. Электроны, образующие облака шарообразной формы, являются *s*-электронами, и в каждом слое их насчитывается до двух (рис. 8).

Вокруг ядра атома бора вращается пять электронов, два из них находятся на первом энергетическом уровне, а три — на втором. Два электрона второго энергетического уровня вращаются по шарообразной орбитали, а третий электрон — по другой орбитали, то есть образует гантелеобразное облако вокруг ядра. Такие электроны называются ***p*-электро-**

нами. Они образуют вокруг ядра три орбитали по осям *x, y* и *z*. На каждой орбитали располагается по два вращающихся противоположно друг к другу электрона, общее число которых равно шести (рис. 9).

Пространственное движение электронов на каждом энергетическом уровне, определяющее форму электронных облаков, называется энергетическим подуровнем и обозначается буквой *l*. Значения энергетического подуровня составляют от 0 до $n-1$ (табл. 9):

при $n = 1$ $l = 0$, при $n = 3$ $l = 0; 1; 2$,
при $n = 2$ $l = 0; 1$, при $n = 4$ $l = 0; 1; 2; 3; \ldots$

Таблица 9

Взаимосвязь значений энергетических уровней и подуровней

Энергетический уровень *n*	1	2		3			4			
Энергетический подуровень *l*	0	0	1	0	1	2	0	1	2	3
Буквенное обозначение *l*	*s*	*s*	*p*	*s*	*p*	*d*	*s*	*p*	*d*	*f*
Совместное написание *n* и *l*	1*s*	2*s*	2*p*	3*s*	3*p*	3*d*	4*s*	4*p*	4*d*	4*f*
Число электронов ē $2(2l+1)$	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14

Если энергетический уровень один, то энергетический подуровень будет равен 0. Электроны на этом уровне называются *s*- электронами. Они вращаются на одной орбитали, которая имеет сферическую форму и называется *s*-орбиталью.

Если энергетических уровней два, электроны в них характеризуются *s*- и *p*-подуровнями. Как видно из рис. 9, по *p*-орбитали вращается группа электронов, совершающих перпендикулярные движения в трех направлениях.

Если энергетических уровней три, то в них электроны характеризуются *s*-, *p*- и *d*-подуровнями. На *d*-орбиталях вокруг

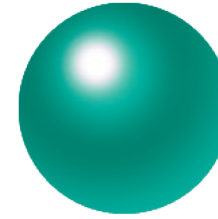


Рис. 8. *s* **-** *электронное облако*

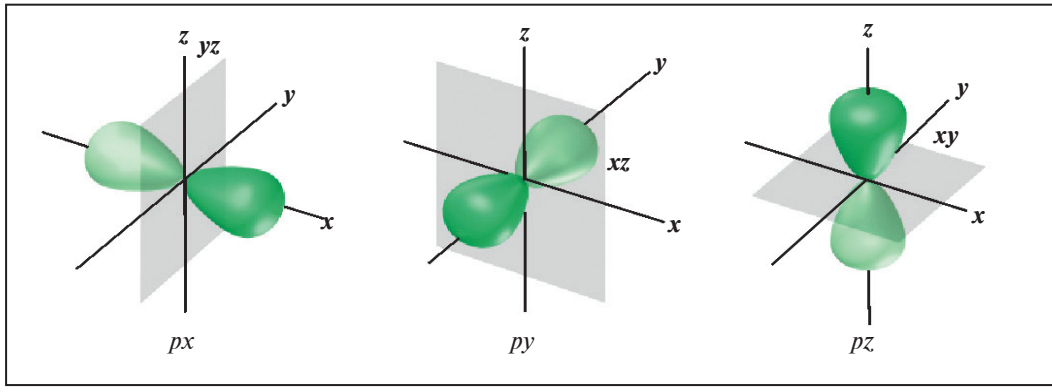


Рис. 9. *Пространственное движение p-электронов*

ядра вращается до 10 электронов, совершающих движения достаточно сложной формы (рис. 10).

Точно так же на энергетическом уровне, равном четырем, находятся *s*-, *p*-, *d*- и *f*-подуровни, и электроны вращаются по *s*-, *p*-, *d*- и *f*-орбиталям.

По мере увеличения порядкового номера элементы разделяются на *s*-, *p*-, *d*- и *f*-элементы в зависимости от того, на какую орбиталь попадают притягиваемые электроны.

К *s*-элементам относятся водород, гелий, а также первые (щелочные металлы) и вторые элементы, с которых начинаются периоды в периодической системе. Шесть элементов, расположенных в конце периодов (включая инертные газы), являются *p*-элементами. Десять элементов, нахо-

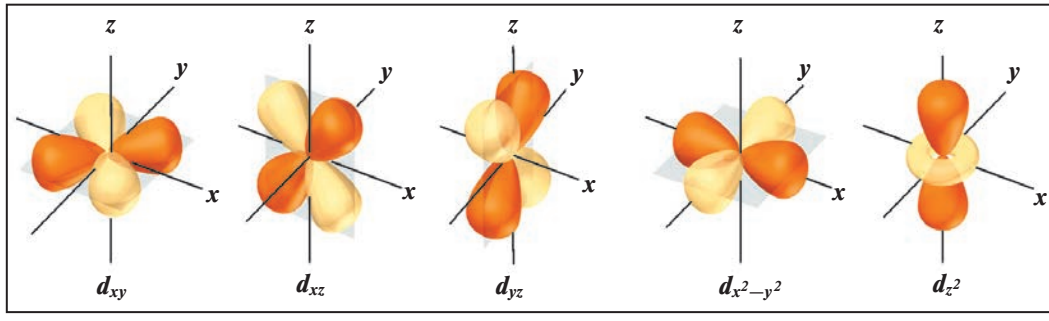


Рис.10. *Пространственное движение d-электронов*

дящихся в промежутке между начинающими период первыми и вторыми элементами и последними шестью, являются *d*-элементами. Лантаноиды и актиноиды — *f*-элементы.

Таким образом, в периодической системе в настоящее время существует 14 *s*-, 36 *p*-, 40 *d*- и 28 *f*-элементов (всего 118 элементов).

Элементы ЗУН: *s*-электроны, *p*-электроны, *d*-электроны, *f*-электроны, энергетические уровни, цифровые и буквенные обозначения энергетических уровней, энергетические подуровни, *s*-элементы, *p*-элементы, *d*-элементы, *f*-элементы.



Вопросы и задания

1. Сколько электронов находится на первом энергетическом уровне? А на втором?
2. Сколько энергетических подуровней на втором энергетическом уровне? Сколько электронов совершает движение на каждом из них?
3. Сколько энергетических подуровней на энергетическом уровне, равном трем, и как они обозначаются?

§ 11 СТРОЕНИЕ АТОМОВ ЭЛЕМЕНТОВ МАЛЫХ ПЕРИОДОВ

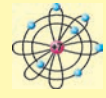
Какие периоды считаются малыми?

Периоды, состоящие из одного ряда элементов, называются ***малыми.*** В первом периоде периодической таблицы химических элементов расположены водород и гелий. Атомы этих элементов имеют один энергетический уровень, в котором согласно формуле $N = 2n^2$, содержится $2 \cdot 1^2 = 2$ электрона. В ядре атома водорода имеется один протон, вокруг ядра вращается один электрон, совершая шарообразные движения. В ядре атома гелия находятся два протона, а вокруг ядра двигаются два электрона (см.рис.11, 12).

У элементов второго периода атомы имеют два

энергетических уровня. В первом электронном слое содержатся два электрона, во втором $2 \cdot 2^2 = 8$ (обратите внимание на табл. 10).

Строение атомов элементов второго периода *Таблица 10*

Символ элемента	Порядковый номер	Число протонов в ядре	Общее число электронов	Модель строения атома	*K* 1-й слой	*L* 2-й слой		Электронная формула
					s	*s*	*p*	
Li	3	3	3		$1s^2$	$2s^1$	$2p^0$	$1s^2\,2s^1$
Be	4	4	4		$1s^2$	$2s^2$	$2p^0$	$1s^2\,2s^2$
B	5	5	5		$1s^2$	$2s^2$	$2p^1$	$1s^2\,2s^2\,2p^1$
C	6	6	6		$1s^2$	$2s^2$	$2p^2$	$1s^2\,2s^2\,2p^2$
N	7	7	7		$1s^2$	$2s^2$	$2p^3$	$1s^2\,2s^2\,2p^3$
O	8	8	8		$1s^2$	$2s^2$	$2p^4$	$1s^2\,2s^2\,2p^4$
F	9	9	9		$1s^2$	$2s^2$	$2p^5$	$1s^2\,2s^2\,2p^5$
Ne	10	10	10		$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$1s^2\,2s^2\,2p^6$

У элементов третьего периода атомы имеют три энергетических уровня. В первом имеется два электрона, во втором — до восьми и в третьем (внешнем) — до 18 электронов.

Поскольку третий уровень внешний, он не может принять более 8 электронов. Поэтому 3*d*- энергетический подуровень не принимает электроны. Обратите внимание на табл. 11.

Строение атомов элементов третьего периода *Таблица 11*

Символ элемента	Порядковый номер	Число протонов в ядре	Общее число электронов	*K* 1-й слой	*L* 2-й слой		*M* 3-й слой			Число электронов в энергетических уровнях
				s	*s*	*p*	*s*	*p*	*d*	
Na	11	11	11	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^1$	$3p^0$	$3d^0$	+11 2)8)1)
Mg	12	12	12	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^0$	$3d^0$	+12 2)8)2)
Al	13	13	13	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^1$	$3d^0$	+13 2)8)3)
Si	14	14	14	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^2$	$3d^0$	+14 2)8)4)
P	15	15	15	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^3$	$3d^0$	+15 2)8)5)
S	16	16	16	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^4$	$3d^0$	+16 2)8)6)
Cl	17	17	17	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^5$	$3d^0$	+17 2)8)7)
Ar	18	18	18	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^6$	$3d^0$	+18 2)8)8)

Два элемента первого периода (водород и гелий), первые два элемента второго и третьего периодов (литий и бериллий, натрий и магний) являются *s*-элементами. Элементы второго и третьего периодов от бора до неона и от алюминия до аргона относятся к *p*-элементам.

Элементы ЗУН: умение записывать строение атомов элементов первого, второго и третьего периодов.

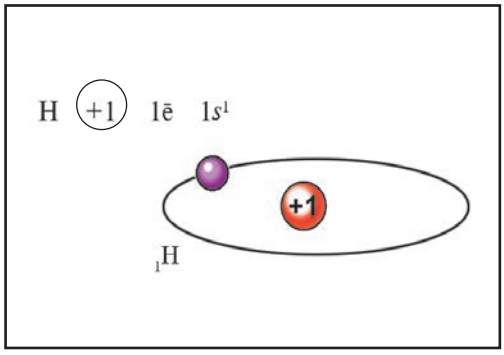


Рис. 11. *Строение атома водорода*

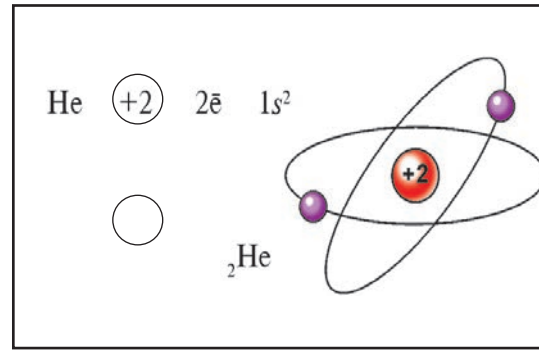


Рис. 12. *Строение атома гелия*



Вопросы и задания

1. Запишите строение атомов водорода и гелия и их электронные формулы.
2. Запишите электронные формулы элементов с порядковыми номерами 5 и 9.
3. Запишите строение атомов элементов с порядковыми номерами 3 и 11 и определите, у какого из них наиболее сильно выражены металлические свойства.
4. Определите элемент, оксид которого имеет высшую валентность и плотность относительно водорода, равную 22.

§ 12 СТРОЕНИЕ АТОМОВ ЭЛЕМЕНТОВ БОЛЬШИХ ПЕРИОДОВ

Какие элементы являются элементами большого периода?

Большие периоды характеризуются тем, что включают по два ряда. Четвертый, пятый, шестой и седьмой периоды периодической таблицы являются большими. Четвертый и пятый периоды содержат по 18 элементов, и каждый период начинается щелочным металлом и оканчивается инертными газами. Атомы элементов четвертого периода имеют четыре энергетических уровня, четвертый из которых внешний:

на первом энергетическом уровне находятся $2n^2 = 2 \cdot 1^2 = 2$ электрона, на втором $2n^2 = 2 \cdot 2^2 = 8$, на третьем $2n^2 = 2 \cdot 3^2 = 18$, на четвертом $2n^2 = 2 \cdot 4^2 = 32$ электрона.

Первым в четвертом периоде стоит калий K с порядковым номером 19. В ядре его атома 19 протонов, а вокруг ядра вращаются 19 электронов, которые располагаются в следующем порядке:

$_{+19}$K — 2 ē, 8 ē, 8 ē, 1 ē; $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$.

У кальция электроны заполняют *s*-энергетический подуровень внешнего энергетического уровня:

$_{+20}$Ca — 2 ē, 8ē, 8ē, 2ē; $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$.

Начиная со скандия электроны заполняют не внешний энергетический уровень, а *d*-энергетический подуровень (орбиталь) третьего энергетического уровня:

$_{+21}$Sc — 2ē, 8ē, 9ē, 2ē; $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^1$.

У цинка *d*-энергетический подуровень третьего энергетического уровня заполняется 10 электронами:

$_{+30}$Zn — 2ē, 8ē, 18ē, 2ē; $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}$.

У цинка первый, второй, третий энергетические уровни заполнены. Внешний уровень может принять до восьми электронов.

Начиная с галлия присоединяемые электроны попадают на *p*-орбиталь внешнего энергетического уровня:

$_{+31}$Ga — 2ē, 8ē, 18ē, 3ē; $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^1$.

А у инертного газа криптона внешний энергетический уровень заполнен восемью электронами, и на этом четвертый период завершается:

$_{+36}$Kr — 2ē, 8ē, 18ē, 8ē; $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6$.

Первые два элемента четвертого периода являются *s*-элементами, следующие десять — *d*-элементами, последние шесть — *p*-элементами.

У элементов пятого периода электронные слои атомов заполняются элекронами так же, как и в четвертом периоде.

У элемента шестого периода — лантана (La) электроны заполняют *f*-орбиталь четвертого энергетического уровня. На *f*-орбитали находится 14 электронов. У церия —

$_{+58}$Ce — 2ē, 8ē, 18ē, 20ē, 8ē, 2ē;

$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^6\ 6s^2\ 4f^2$.

Указанное выше повторяется и у элементов седьмого периода. Электронные формулы химических элементов можно записать и в сокращенном виде. Например, $_{+55}$Cs — 2ē, 8ē, 18ē, 18ē, 8ē, 1ē; или [Xe] $6s^1$.

Элементы ЗУН: умение записывать электронные формулы атомов элементов большого периода.



Вопросы и задания

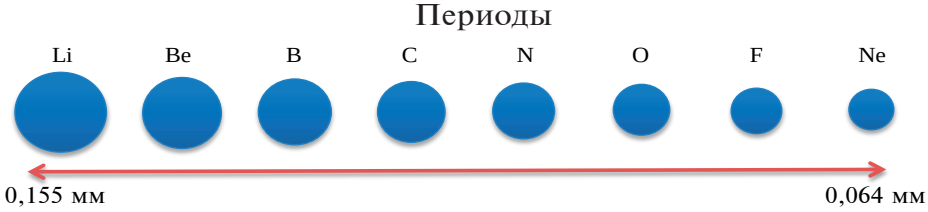
1. Запишите электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 22 и 33.
2. С каких элементов начинается заполнение электронами *d*-энергетических подуровней?
3. Почему лантаноиды и актиноиды называют *f*-элементами?
4. В каких периодах находятся элементы побочных подгрупп?
5. У атомов каких элементов четвертого периода преобладают нечетные числа электронов?

§ 13 ОПИСАНИЕ ЭЛЕМЕНТОВ ПО ИХ МЕСТОПОЛОЖЕНИЮ В ПЕРИОДИЧЕСКОЙ ТАБЛИЦЕ И СТРОЕНИЮ АТОМОВ. ЗНАЧЕНИЕ ПЕРИОДИЧЕСКОГО ЗАКОНА

Можно ли определить место элемента в таблице по его свойствам? Какие свойства элемента нужно знать для этого?

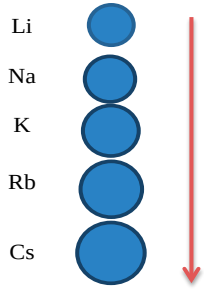
Периодическая таблица элементов имеет важное значение для получения подробных данных о каждом химическом элементе (см.схему):

Изменение свойств элементов в зависимости от их местоположения в периодической таблице



Слева направо:

– Уменьшается радиус атома.
– Ослабевают металлические свойства.
– Усиливаются неметаллические свойства.
– Увеличивается число электронов во внешнем электронном слое (с 1 до 8 в малых периодах).
– Усиливается притяжение электронов к ядру.
– Возрастает электроотрицательность.
– Увеличивается валентность относительно кислорода с 1 до 8.
– Уменьшается валентность относительно водорода с 4 до 1.



Сверху вниз:

– Увеличивается радиус атома.
– Возрастает число электронных слоев.
– Ослабевает притяжение электронов к ядру.
– Усиливаются металлические свойства.
– Уменьшаются неметаллические свойства.
– Уменьшается электроотрицательность.
– Число электронов во внешнем электорнном слое не изменяется.

Очень многие свойства элементов можно предсказать по их местоположению в периодической таблице. Например, элемент с порядковым номером 38 — стронций Sr. Он находится в четном ряду, в основной подгруппе второй группы пятого большого периода. В четном ряду большого периода находятся только металлы. Стронций — металл. Он расположен в начале большого периода после щелочного элемента рубидия Rb. Следовательно, его металлические свойства слабее, чем у рубидия. Поскольку стронций стоит в главной подгруппе второй группы под кальцием, его

металлические свойства сильнее, чем у кальция. Стронций образует двухвалентный оксид SrO, не образует летучие водородные соединения.

В ядре атома стронция имеется 38 протонов, а также 50 (88 − 38 = 50) нейтронов. В электронейтральном атоме вокруг ядра двигаются 38 электронов. Электронная формула атома стронция следующая:

$_{+38}Sr$ — $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, $3s^2$, $3p^6$, $4s^2$, $3d^{10}$, $4p^6$, $4d^0$, $5s^2$, или сокращенно: $_{+38}Sr$ [Kr] $5s^2$.

Во внешнем электронном слое атома стронция находятся два электрона. Это свидетельствует о том, что стронций — металл. По числу электронов во внешнем электронном слое можно определить, какой это элемент: металл или неметалл, его высшую валентность относительно кислорода, летучее водородное соединение и валентность элемента в этом соединении.

По мере возрастания порядковых номеров элементов в основной подгруппе, то есть в направлении сверху вниз, внешний электронный слой удаляется от ядра, а радиус атома увеличивается, хотя ионный заряд атомов остается без изменений. У элементов основной подгруппы первой группы (Li, Na, K, Rb, Cs) с возрастанием радиуса атомов электроны легче удаляются из внешнего электронного слоя. Способность внешнего слоя присоединять электроны ослабевает. Поэтому металлические свойства элементов усиливаются, а неметаллические свойства уменьшаются.

Итак, вы теперь знаете, что свойства незнакомого вам химического элемента можно описать по его местоположению в периодической таблице. Приводим для примера описание свойств мышьяка по его месту в периодической таблице.

Мышьяк — химический элемент, расположенный в основной подгруппе пятой группы четвертого периода периодической таблицы под порядковым номером 33. Относительная атомная масса мышьяка 74,92. В ядре его атома имеется 33 протона и 42 (75−33=42) нейтрона. Значит,

$A = 75$, $Z = 33$, $N = 42$. Вокруг ядра атома мышьяка находятся 33 электрона, которые вращаются следующим образом. Мышьяк расположен в четвертом периоде и вокруг его ядра имеются четыре электронных слоя *K, L, M, N* , в которых и находятся электроны:

$+_{33}$As- 2ē, 8ē, 18ē, 5ē; $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^3$.

Поскольку во внешнем электронном слое атома мышьяка имеется пять электронов, то он или присоединяет три электрона, или отдает пять электронов. Значит, валентность мышьяка относительно водорода равна трем, а валентность относительно кислорода – пяти: AsH_3; As_2O_5.

Металлические свойства мышьяка слабее, чем у галлия и германия, и сильнее, чем у селена, а неметаллические свойства слабее, чем у азота и фосфора, но сильнее, чем у сурьмы. Мышьяк обладает серебристым блеском, как металлы, проводит электрический ток и тепло. Мышьяк хрупкий и не поддается ковке.

Открытие периодического закона оказало огромное влияние на дальнейшее развитие химической науки:

1) появилась возможность осуществлять планомерный поиск новых химических элементов, существующих в природе;
2) был открыт путь к познанию внутреннего строения атомов элементов и овладению атомной энергией;
3) открытие периодического закона послужило главным фактором открытий XX в., сделанных в области физики и химии;
4) явление радиоактивности, радиоактивные изотопы широко используются в технике, медицине, сельском хозяйстве.

На основе периодического закона Д.И.Менделеев исправил атомные массы очень многих элементов. Он оставил незаполненным значительное число клеток в периодической таблице для не открытых еще элементов, сумел предсказать свойства и атомные массы отдельных элементов и указал, где следует их искать. Так, среди других элементов Д.И.Мен-

делеев особенно подробно описал свойства трех. Он назвал их экабором (скандий), экаалюминием (галлий) и экасилицием (германий). В течение последующих лет эти элементы были открыты: в 1875 г. французский ученый Лекок де Буабодран открыл галлий, скандинавский ученый Л.Нильсон в 1879 г. открыл скандий и немецкий ученый К.Винклер в 1886 г. открыл германий. Открытие этих элементов стало самым важным подтверждением периодического закона и точности предсказаний Д.И.Менделеева, сделанных на основе открытого им закона. В качестве примера сравним свойства открытого К.Винклером германия со свойствами экасилиция, предсказанного Д.И.Менделеевым (см. табл. 12).

Сравнение свойств германия и экасилиция *Таблица 12*

Свойство	Экасилиций (предсказанный)	Германий (открытый)
Относительная атомная масса	72	72,6
Плотность, г/см^3	5,5	5,32
Способность к плавлению	Плавится трудно	Плавится трудно
Плотность EO_2, г/см^3	4,7	4,703
Точка кипения ECl_4, °С	90	86
Плотность ECl_4, г/см^3	1,9	1,887

Периодический закон сыграл большую роль и при открытии ряда других элементов. При составлении периодической таблицы Д.И.Менделеев оставил незаполненными две клетки под марганцем. Неизвестные элементы Д.И.Менделеев назвал экамарганцем и двимарганцем. Это послужило толчком для открытия супругами В. и И.Ноддак элемента рения.

Элементы ЗУН: умение описать элементы по их местоположению в периодической таблице, значение периодического закона и периодической таблицы в открытии новых химических элементов.



Вопросы и задания

1. Расскажите о свойствах элемента селена Se, имеющего порядковый номер 34, по его местоположению в периодической таблице.
2. Каково значение периодического закона и периодической таблицы в открытии новых химических элементов?
3. Какое значение имеет периодический закон при объяснении генетической взаимосвязи химических элементов?
4. Каково значение периодической таблицы при описании свойств *s*- и *p*-элементов?



НАГЛЯДНЫЕ ЗАДАЧИ И ПРИМЕРЫ

Пример 1. Определите электронное строение элемента с порядковым номером 23 и семейство, к которому он относится, по его местоположению в периодической таблице.

Решение. Элемент с порядковым номером 23 — это ванадий, расположенный в побочной подгруппе пятой группы в четвертом периоде периодической таблицы. Электронное строение ванадия следующее: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^3\ 4s^2$, или [Ar] $3d^3\ 4s^2$. Следовательно, ванадий относится к семейству *d*-элементов.

Пример 2. Один из элементов образует высший оксид состава EO_3. В летучем водородном соединении этого элемента содержится 5,88 % водорода. Определите относительную атомную массу элемента.

Решение: 1) если 5,88 % содержания элемента составляет водород, то остальные (100 − 5,88 = 94,12) 94,12 % приходятся на массовую долю элемента;

2) зная составной компонент водородного соединения, можно найти эквивалентность элемента:

если 94,12 г элемента соединяются с 5,88 г водорода,

то *E* г элемента соединятся с 1 г водорода.

Здесь $E = \frac{94{,}12}{5{,}88} = 16$.

Итак, эквивалентность элемента равна 16. Формуле высшего оксида EO_3 соответствует формула летучего водородного соединения H_2E. Следовательно, валентность элемента в водородном соединении равна двум. Умножив эквивалентность на валентность, найдем значение относительной атомной массы: $A_r = E \cdot V = 16 \cdot 2 = 32$. Этот элемент — сера, ее высший оксид SO_3 и летучее водородное соединение H_2S.

Пример 3. Природный хлор состоит из смеси двух его изотопов: ^{37}Cl и ^{35}Cl. Массовые доли его изотопов в природном хлоре составляют: 24,23 % и 75,77 % соответственно. Определите относительную атомную массу хлора.

Решение. Для вычисления средней относительной атомной массы элементов воспользуемся способом определения среднего арифметического значения:

^{37}Cl — 24,23 % или 0,2423; ^{35}Cl — 75,77 % или 0,7577.

$A_r(Cl) = 37 \cdot 0{,}2423 + 35 \cdot 0{,}7577 = 35{,}4846$.

Ответ: Средняя относительная атомная масса хлора 35,4846=35,5

Пример 4. Средняя относительная атомная масса природного серебра, состоящего из смеси изотопов ^{107}Ag и ^{109}Ag, равна 107,9. Определите массовую долю каждого изотопа в составе природного серебра.

Решение. 1-й способ. Если примем массовую долю изотопа ^{107}Ag равной x, то массовая доля изотопа ^{109}Ag будет $(1-x)$. Тогда получим:

$107 \cdot x + 109(1 - x) = 107{,}9,$

$107 \cdot x + 109 - 109x = 107{,}9,$

$-2x = -1{,}1 \cdot (-1); \quad 2x = 1{,}1,$

$x = 0{,}55$ или 55 % – это ^{107}Ag,

$1 - 0{,}55 = 0{,}45$ или 45 % – это ^{109}Ag.

2-й способ. Этот пример можно решить диагональным способом:

1)
$$\begin{array}{ccc} 107 & & 1{,}1 \\ & \diagdown \quad \diagup & \\ & 107{,}9 & \\ & \diagup \quad \diagdown & \\ 109 & & 0{,}9 \end{array} \Bigg| \quad 1{,}1 + 0{,}9 = 2;$$

2) $\omega\,(^{107}\text{Ag}) = \dfrac{1{,}1}{2} = 0{,}55$ или 55 %,

$\omega\,(^{109}\text{Ag}) = \dfrac{0{,}9}{2} = 0{,}45$ или 45 %. **Ответ:** ^{107}Ag = 55 %, ^{109}Ag = 45 %.

Пример 5. Определите элементы, выраженные следующими электронными формулами: а) ...$2s^2\ 2p^4$; б) ...$3d^1\ 4s^2$;

Решение: а) полная электронная формула следующая: ...$2s^2\ 2p^4\ 1s^2\ 2s^2\ 2p^4$ — это кислород; б) ...$3d^1\ 4s^2\ 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^1\ 4s^2$ — это скандий, расположенный в таблице под порядковым номером 21.

Определите самостоятельно элементы, выраженные следующими электронными формулами:

а) ...$2s^2$; б) ...$3s^2\ 3p^6$; в) ...$4s^2\ 4p^2$; г) ..$5s^2\ 5p^5$.

Какова их валентность?



ЗАДАЧИ И ПРИМЕРЫ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ

1. Кремний состоит из смеси трех изотопов (92,3 % ^{28}Si, 4,7 % ^{29}Si, 3 % ^{30}Si). Определите относительную атомную массу кремния.
2. Природный неон с относительной атомной массой 20,2 состоит из смеси двух изотопов: ^{20}Ne и ^{22}Ne. Найдите массовую долю каждого изотопа в природном неоне.
3. Содержание кислорода в составе оксида одного из элементов, предсказанных Д.И.Менделеевым, равно 30,5 %. Элемент в оксиде четырехвалентен. Определите относительную атомную

массу этого элемента. Объясните его место в периодической таблице, состав ядра, движение электронов на энергетических уровнях.

4. Природный никель состоит из смеси следующих изотопов: ^{58}Ni – 68,27 %; ^{60}Ni – 26,1 %; ^{61}Ni – 1,13 %; ^{62}Ni — 3,59 %; ^{64}Ni – 0,91 %. Определите среднюю относительную атомную массу никеля.

5. В составе природной воды могут быть изотопы водорода ^{1}H, ^{2}H, ^{3}H и изотопы кислорода ^{16}O, ^{18}O. Значит, будут различными и относительные молекулярные массы молекул воды. Вычислите число видов молекул.

6. Сколько видов молекул воды может образоваться из изотопов водорода ^{1}H, ^{2}H, ^{3}H и изотопа кислорода ^{16}O ? Определите молекулярные массы образовавшихся молекул воды.

7. Сколько видов оксида азота(III) и оксида азота(IV)может образоваться из изотопов азота ^{14}N и ^{15}N, а также из изотопов кислорода ^{16}O и ^{18}O? Вычислите молекулярную массу полученных оксидов.

8. Какие элементы, выражены следующими электронными формулами?

1)… $3s^2$ $3p^3$; 2) … $5s^2$ $5p^4$; 3) … $4d^5$ $5s^1$; 4) … $3d^7$ $4s^2$; 5) ... $4d^5$ $5s^2$; 6) … $5s^2$ $5p^2$.

9. На энергетических уровнях химического элемента электроны расположены в следующем порядке: 2, 8, 7. Запишите формулу летучего водородного соединения, образованного простым веществом, полученным из этого элемента, а также формулу высшего оксида. Укажите место этого элемента в периодической таблице.

10. Расположите приведенные ниже элементы в порядке возрастания их неметаллических свойств: Si, Al, P, Cl, S, Mg, Na.



ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

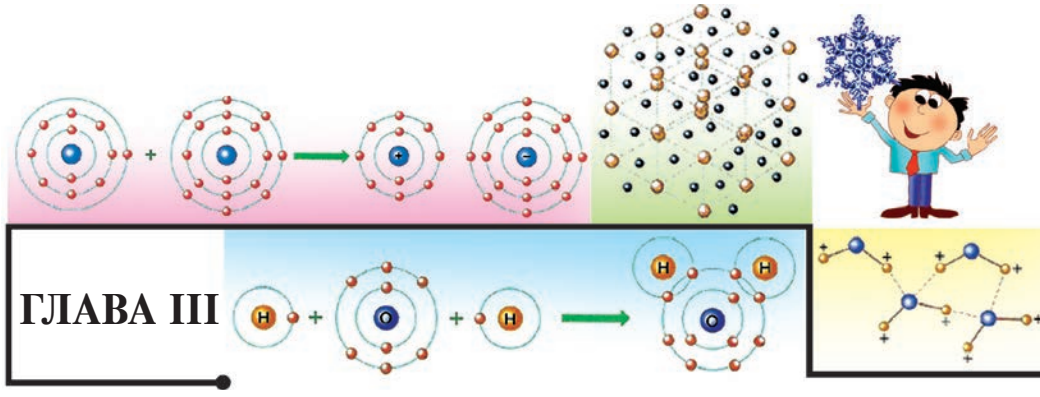
1. Какие свойства элемента выражает его порядковый номер?
A) число протонов в ядре атома;
B) число нейтронов в ядре атома;
C) число электронов вокруг ядра электронейтрального атома;
D) A и C.

2. Определите число нейтронов в ядре атома бария, зная, что относительная атомная масса бария равна 137, а его порядковый номер 56.
A) 56; B) 137; C) 81; D) 193.

3. По каким свойствам схожи элементы, расположенные в одной подгруппе периодической таблицы?
1) по одинаковым зарядам ядер;
2) по одинаковому числу электронов во внешнем электронном слое;
3) по числу энергетических подуровней атомов;
4) по химическим свойствам и валентности элементов в высших оксидах и летучих водородных соединениях;
5) по физическим свойствам.
A) 1,2; B) 1,3; C) 2,3; D) 2,4.

4. Сколько главных *d*-орбиталей имеется в атоме хлора?
A) 1; B) 2; C) 3; D) 5.

5. Какое сходство существует между строением атомов бора, алюминия, галлия?
A) число энергетических уровней и подуровней одинаковое;
B) число электронов во внешнем электронном слое одинаковое, и они относятся к семейству *s*-элементов;
C) число электронов во внешнем электронном слое одинаковое, и они относятся к семейству *p*-элементов;
D) число протонов и нейтронов в ядре атома одинаковое.



ХИМИЧЕСКИЕ СВЯЗИ

Известно, что атомы химических элементов, соединяясь друг с другом, образуют множество молекул простых и сложных веществ. Возникает вопрос, за счет какой силы в молекулах атомы связываются друг с другом?

В обычных условиях атомы инертных газов находятся в свободном состоянии (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn). Атомы любых других элементов не могут длительное время существовать в свободном состоянии и, соединяясь друг с другом, образуют простые и сложные вещества. Например, простые вещества – H_2, O_2, N_2, Cl_2 и сложные – HCl, H_2O, MgO, NaCl, H_2SO_4 и др.

При изучении периодического закона, периодической таблицы химических элементов Д.И.Менделеева и строения атома вы узнали, что любой химический элемент стремится привести число электронов на внешнем энергетическом уровне в завершенное состояние. Внешний энергетический уровень считается завершенным, если он содержит восемь электронов (для завершения первого энергетического уровня достаточно двух электронов).

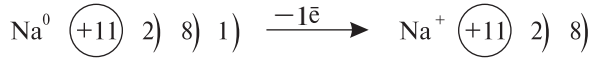
Внешний энергетический уровень атомов инертных газов является завершенным по числу электронов, поэтому молекулы этих газов одноатомные и инертны в химическом отношении.

При образовании химических соединений ядра атомов элемента остаются неизменными, а число электронов на внешнем энергетическом уровне у элементов основной подгруппы и на внешнем и предыдущем энергетических уровнях у элементов побочной подгруппы — изменяется.

§ 14 ОТНОСИТЕЛЬНАЯ ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

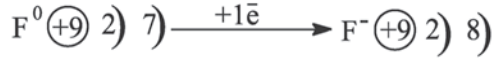
Чем объясняется более сильное, чем у хлора, свойство электроотрицательности фтора?

Как известно, каждый химический элемент отличается от другого энергией связывания электронов внешнего энергетического уровня с ядром атома. Так как у отдельных элементов *s*-электроны внешнего энергетического уровня слабо связаны с ядром, они относительно легко отделяются от атомов в процессе химических реакций. Такие элементы — металлы. Например, на внешнем энергетическом уровне атома натрия ($3s^1$) содержится один электрон, который легко отделяется и обнажает второй энергетический уровень. А на втором энергетическом уровне натрия находятся восемь электронов:



Атом натрия Ион натрия

У атомов неметаллов, напротив, электроны внешнего энергетического уровня связаны с ядром более прочно, поэтому атомы таких элементов в химических реакциях присоединяют электроны. Внешний энергетический уровень атома фтора содержит семь электронов и, принимая в химических реакциях электроны, пополняется восьмым электроном.



Атом фтора Ион фтора

Свойство атома одного элемента захватывать общие пары электронов атомов другого элемента называется ***электроотрицательностью***.

Выполнение расчетов с помощью абсолютных значений электроотрицательности является неудобным, поэтому на практике используются относительные значения электроотрицательности. В качестве эталона относительной электроотрицательности принята электроотрицательность лития, равная 1,0. Электроотрицательность остальных элементов определяется в сравнении с ним.

В периодах электроотрицательность химических элементов возрастает слева направо. В основных же подгруппах, наоборот, снижается сверху вниз. Следовательно, элемент с самой высокой электроотрицательностью — это фтор, с самой низкой — цезий, то есть 0,79.

Электроотрицательность неметаллов относительно велика, а у металлов — имеет низкие значения. Значения электроотрицательности элементов приводятся в табл. 13. Как видно из таблицы, электроотрицательность элементов также подчиняется периодическому закону.

В периодах заряд ядер атомов элементов увеличивается, а в группах с увеличением заряда ядер элементов их электроотрицательность уменьшается.

Это объясняется тем, что в периодах с увеличением зарядов ядер атомов их радиусы уменьшаются, а в группах по мере возрастания зарядов ядер радиусы атомов также увеличиваются.

В химических реакциях электроны атомов элементов с меньшей относительной электроотрицательностью смещаются или полностью переходят в сторону атомов элементов с большей относительной электроотрицательностью (см. табл. 13).

Таблица 13

Относительная электроотрицательность элементов

I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	
H 2,20						(H)	He	
Li 0,98	Be 1,57	B 2,04	C 2,55	N 3,04	O 3,44	F 4,0	Ne	
Na 0,93	Mg 1,31	Al 1,61	Si 1,90	P 2,19	S 2,58	Cl 3,16	Ar	
K 0,82	Ca 1,00	Sc 1,36	Ti 1,54	V 1,63	Cr 1,66	Mn 1,55	Fe 1,83	Co 1,88	Ni 1,91
Cu 1,90	Zn 1,65	Ga 1,81	Ge 2,01	As 2,18	Se 2,55	Br 2,96	Kr	
Rb 0,82	Sr 0,95	Y 1,22	Zr 1,4	Nb 1,6	Mo 2,16	Tc 1,9	Ru 2,2	Rh 2,28	Pb 2,20
Ag 1,93	Cd 1,69	In 1,78	Sn 1,96	Sb 2,05	Te 2,1	I 2,66	Xe 2,6	
Cs 0,79	Ba 0,89	La 1,10	Hf 1,3	Ta 1,5	W 2,36	Re 1,9	Os 2,2	Ir 2,20	Pt 2,28
Au 2,54	Hg 2,00	Tl 1,62	Pb 2,33	Bi 2,02	Po 2,0	At 2,2	Rn	

Элементы ЗУН: электроотрицательность, относительная электроотрицательность, изменение относительной электроотрицательности в группах и периодах, сдвиги электронов в химических реакциях.



Вопросы и задания

1. Что называют электроотрицательностью?
2. Объясните по данным табл. 13 изменение электроотрицательности элементов третьего периода.
3. Расположите приведенные элементы в порядке возрастания их значений электроотрицательности, пользуясь данными табл.13: алюминий, углерод, азот, литий, калий, фосфор, хром, бром, барий, кислород, фтор.

§ 15 ВИДЫ ХИМИЧЕСКОЙ СВЯЗИ. ПОЛЯРНАЯ И НЕПОЛЯРНАЯ КОВАЛЕНТНАЯ СВЯЗЬ

По какой причине появляются полярная и неполярная ковалентные связи?

С учетом значений относительной электроотрицательности химических элементов химические соединения можно разделить на следующие три группы.

1. Вещества, образующиеся из элементов с одинаковой электроотрицательностью, то есть из элементов с одинаковыми атомами:

а) H_2, F_2, Cl_2, Br_2, I_2, O_2, N_2 — простые вещества;
б) Li, Na, K, Al, Fe, Cu, Zn — металлы.

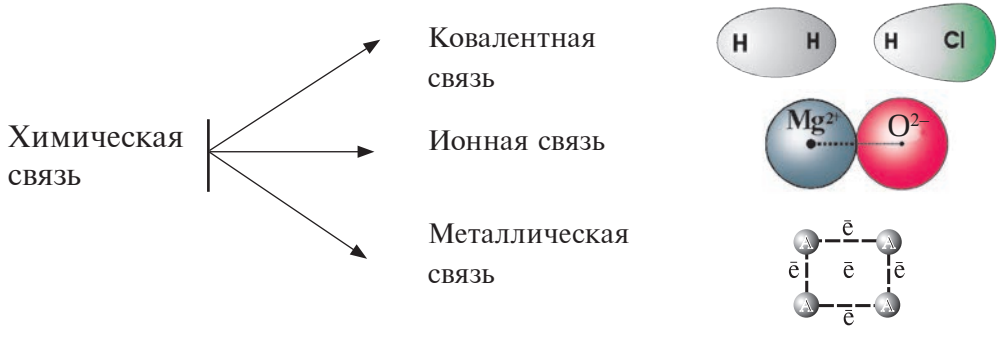
2. Вещества, образующиеся из атомов элементов, незначительно отличающихся друг от друга по электроотрицательности:

HCl, HBr, HI, H_2O, H_2S, NH_3, CH_4, PCl_3, PCl_5...

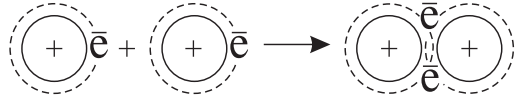
3. Вещества, образующиеся из атомов элементов, резко отличающихся друг от друга по электроотрицательности:

$NaCl$, K_2S, $BaCl_2$, CaF_2, Li_2O, MgO...

По распределению электронов в атомах, образующих химические соединения, химические связи можно разделить на три вида.



Ковалентная связь возникает между атомами, имеющими одинаковую или незначительно отличающуюся электроотрицательность. Рассмотрим, например, образование молекулы водорода H_2 в результате соединения атомов водорода:



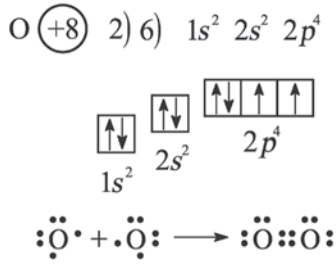
Это состояние можно записать также в упрощенном виде:

$$\dot{H} + \dot{H} \longrightarrow H : H$$

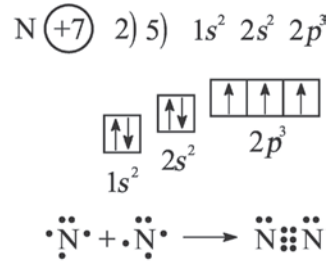
При соединении двух атомов водорода два электрона образуют электронную пару, за счет чего возникает молекула H_2. В результате атомы водорода приобретают устойчивую электронную конфигурацию, то есть внешний энергетический уровень атома становится завершенным.

Связь атомов через посредство электронных пар называется ***ковалентной связью.***

В молекулах простых веществ кислорода O_2 и азота N_2 связь между атомами можно представить в следующем виде:



Атом кислорода имеет 2 нечетных электрона.



Атом азота имеет 3 нечетных электрона.

В формулах каждая электронная пара, являющаяся общей для двух атомов, изображается черточкой (—): O = O, N ≡ N.

Вещество	Молекулярная формула	Электронная формула	Структурная формула
Водород Кислород Азот	H_2 O_2 N_2	H : H O::O N⁝⁝N	H − H O = O N ≡ N

По числу электронных пар, участвующих в химической связи, можно узнать и валентность элемента:

H : H — одновалентные атомы;

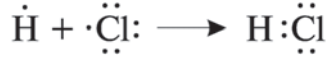
O :: O — двухвалентные атомы;

N⁝⁝N — трехвалентные атомы.

В рассмотренной выше связи атомы элементов H_2, O_2 и N_2 имеют одинаковую относительную электроотрицательность. При этом общие электронные пары расположены на одинаковом расстоянии от ядер атомов, то есть симметрично. Вследствие этого образовавшаяся молекула является неполярной.

Химическая связь, которая возникает за счет образования электронных пар между атомами с одинаковой относительной электроотрицательностью, называется ***неполярной ковалентной связью.***

Электронные пары, возникающие между атомами с различной относительной электроотрицательностью, смещаются в сторону атома с большей электроотрицательностью. Рассмотрим, например, образование молекулы хлорида водорода − HCl:



Видно, что общие электронные пары смещены в сторону атома хлора, имеющего большую электроотрицательность. В результате атом хлора становится отрицательно заряженным, а атом водорода с меньшей электроотрицательностью — положительно заряженным, то есть молекула поляризуется.

Химическая связь, которая возникает за счет образования электронных пар между атомами с различной относительной электроотрицательностью, называется ***полярной ковалентной связью.***

Элементы ЗУН: ковалентная связь, неполярная ковалентная связь, полярная ковалентная связь, электронная формула, структурная (графическая) формула, валентность, неполярная молекула, полярная молекула.



Вопросы и задания

1. Какие типы химических связей вы знаете?
2. Какая связь называется ковалентной?
3. Аргументируйте примерами образование неполярной ковалентной связи.
4. Чем отличается полярная ковалентная связь от неполярной?
5. Запишите в тетради электронные и структурные формулы молекул следующих веществ: Cl_2, HF, H_2S, PH_3.
6. Объясните, почему молекулы инертных газов являются одноатомными.

ДОНОРНО-АКЦЕПТОРНАЯ СВЯЗЬ

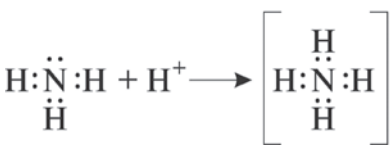
В некоторых молекулах имеются атомы, электронные пары которых не участвуют в образовании химических связей, так называемые свободные пары. Например, в молекуле воды H_2O их две: $H:\ddot{O}:\ddot{H}$, в молекуле аммиака NH_3 — одна: $H:\ddot{N}:H$ (H снизу).

Некоторые атомы и ионы, или атомы, составляющие молекулу, обладают свободной орбиталью.

Между атомами, свободные электронные пары которых не участвовали в образовании химической связи, и атомами, имеющими свободные орбитали, возникает химическая связь.

Эта связь, как и ковалентная, осуществляется за счет общих электронных пар. Однако общая электронная пара относится только к одному атому, предоставившему электронную пару. Он называется донором (“дающий”), другой атом, соединяющийся с ним через свободную орбиталь, называется акцептором (“принимающий”): $NH_3 + H^+ \rightarrow NH_4^+$.

В молекуле аммиака имеется одна свободная электронная пара, относящаяся к атому азота, а ион водорода имеет свободную орбиталь.



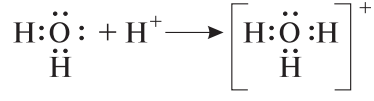
Ион аммония является ионом с донорно-акцепторной связью. Атом азота — донор, ион водорода — акцептор.

Связь, которая возникает между атомом с электронной парой, не участвовавшей в образовании химической связи, и атомом со свободной орбиталью, называется ***донорно-акцепторной*** *или* ***координационной связью.***

В атоме кислорода молекулы воды содержится электронная пара, не участвующая в химической связи:



Атом кислорода присоединяет к себе ион водорода H^+ за счет своей свободной электронной пары и образует ион гидроксония:



(в ионе водорода H^+ 1*s*-орбиталь свободная, то есть без электронов). В молекуле воды атом кислорода — донор, ион водорода — акцептор.

Элементы ЗУН: донорный атом, акцепторный атом, донорно-акцепторная связь.



Вопросы и задания

1. Какая связь называется донорно-акцепторной?
2. Какие сходства и различия существуют между ковалентной и донорно-акцепторной связью?
3. Приведите примеры атомов, на внешнем энергетическом уровне которых имеются свободные орбитали.
4. Сколько нераспределенных электронных пар содержит атом хлора в молекуле хлорида водорода?

§ 16 ИОННАЯ СВЯЗЬ

Существует ли сходство между ионами хлора и калия и электронной структурой атомов аргона? Если да, то почему их свойства различны?

Вы знакомы с соединениями, образованными атомами, которые резко отличаются друг от друга по электроотрицательности (NaCl, K_2S, LiF, CaO и др.). Какой вид химической связи встречается в молекулах, образованных такими атомами? Чтобы ответить на этот вопрос, вспомним сначала строение атомов элементов (табл. 14).

Таблица 14

Электронное строение атомов элементов Cl, Ar и K

Элемент	Символ элемента	Заряд ядра атома	Число электронов на внешних энергетических уровнях (*n*)			
			1	2	3	4
Хлор	Cl	+17	2	8	7	-
Аргон	Ar	+18	2	8	8	-
Калий	K	+19	2	8	8	1

Как видно из табл. 14, на внешнем энергетическом уровне атома хлора находятся 7 электронов, атома аргона — 8, атома калия — 1. Для завершения внешнего энергетического уровня атома хлора недостает одного электрона. У атома калия один электрон лишний. При столкновении

атомов хлора и калия атом хлора принимает этот электрон, в результате энергетический уровень хлора заполняется восемью электронами. Атом калия, отдавая один электрон, обнажает свой третий энергетический уровень, образуя завершенный электронный слой с восемью электронами.

Электронное строение ионов Cl, K и атомов Ar *Таблица 15*

Элемент	Символ элемента	Заряд ядра атома	Число электронов на внешних энергетических уровнях (*n*)			
			1	2	3	4
Хлор	Cl^-	+17	2	8	8	-
Аргон	Ar	+18	2	8	8	-
Калий	K^+	+19	2	8	8	-

Атом хлора, принимая один электрон на свой внешний энергетический уровень, превращается в отрицательно заряженный ион, атом калия, отдав один электрон, превращается в положительно заряженный ион (табл. 15):

Cl^0 (+17) 2) 8) 7) $\xrightarrow{+1\bar{e}}$ Cl^{-1} (+17) 2) 8) 8),

K^0 (+19) 2) 8) 8) 1) $\xrightarrow{-1\bar{e}}$ K^+ (+19) 2) 8) 8).

Металлы, отдавая электроны из внешних энергетических уровней, легко превращаются в положительно заряженные ионы. Наоборот, неметаллы легко присоединяют электроны на свой внешний энергетический уровень и превращаются в отрицательно заряженные ионы.

Ионы — это заряженные частицы.

Атомы, отдавая или присоединяя электроны, превращаются в заряженные частицы, или ионы.

Число электронов, присоединенных или отданных атомами, определяет величину заряда.

Противоположно заряженные ионы притягиваются друг к другу.

Связь, которая возникает между ионами, называется ***ионной****. Вещества, образованные в результате взаимного соединения ионов, называются* ***ионными соединениями****.*

К ионным соединениям относятся соединения, образованные металлами, галогенами, кислородом и серой. Например, NaCl, KBr, CaI_2, Li_2O, Na_2S и др. Связи, возникающие в солях между ионом металла и кислотным остатком, в щелочах между ионом металла и гидроксильной группой, также имеют характер ионной связи. Таким образом, в химических связях важное значение имеют валентные электроны элементов, которые образуют электронные пары между атомами. По положению электронов, участвующих в химических связях между атомами, вещества делятся на соединения с неполярной ковалентной, полярной ковалентной, донорно-акцепторной и ионной связью.

Элементы ЗУН: ионы, положительно заряженные ионы, отрицательно заряженные ионы, ионная связь, ионные соединения.



Вопросы и задания

1. Какая связь называется ионной?
2. Какие сходства и различия существуют между основными видами химических связей?
3. Укажите электронную конфигурацию ионов Mg^{2+} и F^- и сопоставьте ее со строением атома неона.

§ 17 КРИСТАЛЛИЧЕСКАЯ РЕШЕТКА

В какой зависимости находятся физические свойства твердых веществ и природа химических связей между частицами вещества?

В обычных условиях все вещества обладают различными физическими свойствами и находятся в твердом, жидком или газообразном состоянии. В отличие от молекул газооб-

разных веществ, молекулы твердых веществ не рассеиваются, а в отличие от молекул жидких веществ — не просачиваются и не изменяют форму вещества (вспомните знания, полученные в курсе физики). Следовательно, твердые вещества образуют в пространстве определенную форму и имеют объем. Внешний вид и физические свойства твердых веществ зависят от природы химических связей между частицами, образующими эти вещества. Эти частицы (ионы, атомы и молекулы) располагаются в определенном порядке (кроме аморфных веществ). Так, частицы кристаллов образуют во всем объеме решетку определенной формы, которая называется ***кристаллической решеткой***.

В зависимости от вида частиц, образующих кристаллические решетки, они делятся на четыре типа.

1. *Ионная кристаллическая решетка*. В узлах кристаллической решетки расположены положительно и отрицательно заряженные ионы, связанные между собой ионной связью. Например, вещества с ионной кристаллической решеткой — это соли типичных металлов (NaCl, KNO_3, $CuSO_4$), щелочи (NaOH, KOH, $Ca(OH)_2$) и некоторые оксиды.

2. *Атомная кристаллическая решетка*. В узлах кристаллической решетки расположены атомы, связанные между собой ковалентной связью. Например, атомную кристаллическую решетку имеют такие простые вещества, как алмаз, графит, кремний, германий, бор и др.

3. *Молекулярная кристаллическая решетка*. В узлах кристаллической решетки расположены молекулы. Например, в узлах кристаллической решетки простых веществ — молекулы с неполярной ковалентной связью (H_2, N_2, O_2, Cl_2, P_4, S_8 в твердом состоянии), а также молекулы с полярной ковалентной связью (H_2O, HCl, CO_2, H_2S в твердом состоянии).

4. *Металлическая кристаллическая решетка*. В узлах кристаллической решетки расположены атомы металлов и положительно заряженные ионы, связанные между собой

металлической связью. Например, такая решетка свойственна всем металлам (Na, Ba, Zn, Al, Cu, Au).

Свойства. В узлах кристаллической решетки поваренной соли содержатся ионы натрия (Na^+) и хлора (Cl^-). Эти противоположно заряженные ионы притягиваются друг к другу посредством ионной связи, а ионы Na^+ и Na^+, Cl^- и Cl^- отталкиваются друг от друга. В результате ион Na^+ с шести сторон окружен ионами Cl^- , ион Cl^- также окружен с шести сторон ионами Na^+ (рис. 13).

Благодаря расположению ионов в определенном порядке кристаллы поваренной соли приобретают кубическую форму. Ионы весьма прочно связаны между собой посредством ионной связи, что обусловливает прочность, трудную растворимость и нелетучесть ионных соединений. В узлах кристаллов веществ, имеющих атомную кристаллическую решетку, например, алмаза, находятся атомы углерода, которые образуют с четырьмя соседними атомами углерода кристаллы в форме пирамиды (тетраэдра). При этом каждый атом притягивается к соседнему посредством ковалентной связи.

В узлах молекулярной кристаллической решетки кристаллических веществ расположены молекулы, которые притягиваются друг к другу благодаря силе межмолекулярного притяжения. Сила взаимного притяжения молекул весьма слаба по сравнению с ионной и ковалентной связью, поэтому вещества, образующие молекулярную кристалли-

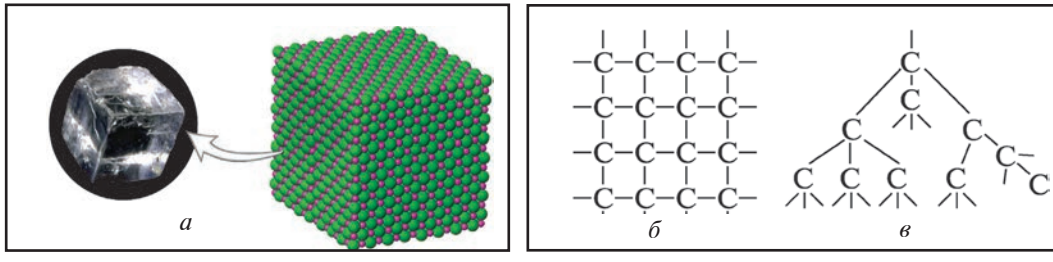


Рис. 13. *Строение кристаллической решетки поваренной соли (а), графита (б) и алмаза (в)*

ческую решетку, легко плавятся и улетучиваются. Например, сахар легко растворяется, йод легко улетучивается. Вещества, находящиеся в обычных условиях в жидком или газообразном состоянии, при охлаждении переходят в твердое состояние. Вода может превратиться в лед, а диоксид углерода перейти в состояние “сухого” льда.

Элементы ЗУН: кристаллическая решетка, ионная, атомная, молекулярная, металлическая кристаллическая решетка.



Вопросы и задания

1. Какие типы кристаллических решеток вы знаете?
2. Каковы физические свойства веществ с ионной кристаллической решеткой?
3. Сопоставьте свойства веществ с молекулярной, ионной и атомной кристаллической решеткой.
4. Постройте модель кристаллов поваренной соли с помощью пластилина черного и зеленого цвета и спичечных палочек.

§ 18 СТЕПЕНИ ОКИСЛЕНИЯ ЭЛЕМЕНТОВ В СОЕДИНЕНИЯХ

Как изменяются степени окисления элементов при получении меди путем восстановления оксида меди(II) водородом?

В соединениях с полярной ковалентной и ионной связью электроны, участвующие в химических связях, смещены в сторону атома с большей электроотрицательностью или полностью переходят к ним. Атомы, отталкивающие от себя электроны, называются ***атомами, отдающими электроны.*** Атомы, притягивающие к себе электроны, — ***атомами, присоединяющими электроны.***

Число электронов, отданных или присоединенных атомами, называется ***степенью окисления*** этих атомов. Если элемент отдает один электрон, степень окисления равна +1, если присоединяет, −1; если отдает два электрона, степень окисления составляет +2, если присоединяет, −2; если

отдает три электрона, степень окисления равна +3, если присоединяет, −3.

Пояснение. При написании зарядов ионов величина заряда ставится перед знаками плюс "+" или минус "−". Например: SO_4^{2-}, S^{2-}, Al^{3+}. А при написании степени окисления элементов ее значение записывается после знаков плюс "+" или минус "−". Например, Na^{+1}, Al^{+3}, S^{-2} и т.д.

В веществах с неполярной ковалентной связью, то есть в простых веществах, степень окисления элемента равна нулю, так как общие электронные пары между атомами не сдвинуты в сторону какого-либо атома. Например: H_2, Cl_2, N_2, S_n, Fe_n.

Определение степени окисления атомов в молекуле сульфида алюминия.

1. Символ элемента (электроположительного), отдавшего электрон, записывается первым, символ элемента, присоединившего электрон (электроотрицательного), записывается вторым. Например, Al_2S_3. Следовательно, алюминий отдает электрон, а сера — принимает (NH_3, CH_4 − исключение).
2. На внешнем энергетическом уровне атома алюминия имеется три электрона, а атома серы — шесть. Атом серы электроотрицателен относительно атома алюминия и принимает на внешний энергетический уровень два электрона, поэтому степень окисления серы равна −2. Атом алюминия отдает три электрона с внешнего энергетического уровня, и степень его окисления равна +3. Два атома алюминия отдают по три электрона каждый трем атомам серы: $Al_2^{+3}\ S_3^{-2}$.

Сумма степеней окисления атомов химических соединений всегда равна нулю: $Al_2^{+3}S_3^{-2}$ $2(+3) + 3(-2)=6-6=0$. Определение степени окисления фосфора в фосфорной кислоте H_3PO_4.

1. Самый электроотрицательный элемент фосфорной кис-

лоты — это кислород. Он принимает два электрона, и степень окисления его составляет −2. Степень окисления водорода равна +1.

2. Сумма степеней окисления атомов фосфорной кислоты равна нулю: $H_3^{+1}P^xO_4^{-2}$ $3(+1) + x + 4(-2) = 0$, $3 + x - 8 = 0$, $x = +8 - 3 = +5$. Следовательно, степень окисления фосфора +5: $H_3^{+1}P^{+5}O_4^{-2}$. При определении степеней окисления химических элементов ***следует помнить, что***:

· в простых веществах степень окисления атомов равна нулю (N_2, O_2, Cl_2, O_3, P, S, C, Na, Mg, Al, Fe...);

· степень окисления атомов металлов всегда положительна, так как все они отдают электрон;

· степень окисления неметаллов бывает как положительной, так и отрицательной, за исключением фтора, степень окисления которого равна −1.

Например, степень окисления водорода в его гидридах, образуемых с металлами, составляет −1 в других соединениях +1.

Атом кислорода в соединениях с фтором отдает электрон атому фтора, поэтому степень окисления его равна +2, тогда как в остальных соединениях этот показатель составляет −2. В пероксидах степень окисления кислорода равна −1. Например, H_2O_2 — $H^{+1} - O^{-1} - O^{-1} - H^{+1}$ (рис. 14).

· Высшая степень окисления элементов основной подгруппы соответствует номеру группы, в которой они находятся: Na^+, Mg^{+2}, Al^{+3}, Si^{+4}, P^{+5}, S^{+6}, Cl^{+7}.

· Высшая степень окисления элементов побочной подгруппы также равна номеру группы.

Так, Mn +25 2) 8) 13) 2) (1 2 3 4). Марганец — элемент седьмой группы, поэтому его высшая степень окисления равна +7.

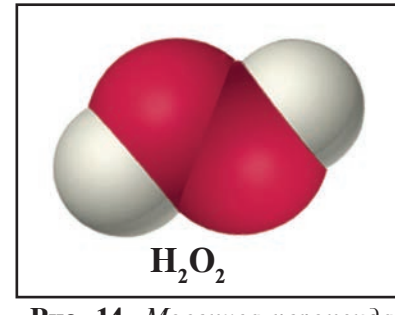


Рис. 14. *Молекула пероксида водорода*

· Низшая степень окисления элемента равна разности числа 8 и количества валентных электронов и свойственна неметаллам.

Например, сера является элементом шестой группы и имеет шесть валентных электронов. Отсюда степень окисления серы равна: (8 − 6 = 2) −2.

Элементы ЗУН: степень окисления, соединения со степенью окисления, равной нулю, отрицательная степень окисления, положительная степень окисления, степень окисления элементов в соединениях.



Вопросы и задания

1. Что вы понимаете под степенью окисления химических элементов?
2. Как определяется степень окисления элементов?
3. Определите степени окисления элементов в следующих соединениях: $BeCl_2$, SiO_2, XeO_4, ClF_3, $HMnO_4$, $K_2Cr_2O_7$.
4. Запишите структурную формулу пирита и определите степени окисления атомов железа и серы.

§ 19 ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Как вы объясните восстановление атома хлора при образовании поваренной соли?

В зависимости от того, изменяются или не изменяются степени окисления атомов элементов, участвующих в химических реакциях, они подразделяются на две группы.

1. Реакция взаимодействия оксида меди(II) и серной кислоты: $CuO + H_2SO_4 = CuSO_4 + H_2O$.

Степени окисления атомов веществ, участвующих в реакции, после реакции не изменились:

$$\overset{+2\ -2}{Cu}\overset{}{O} + \overset{+1}{H_2}\overset{+6\ -2}{S}O_4 = \overset{+2\ +6\ -2}{Cu}\overset{}{S}O_4 + \overset{+1\ \ -2}{H_2}\overset{}{O}.$$

Такие реакции не являются окислительно-восстановительными.

2. Реакция натрия с хлором:

$$2Na^0 + Cl_2^0 = 2\overset{+1}{Na}\overset{-1}{Cl}.$$

В этой реакции атомы натрия отдают валентные электроны с внешнего энергетического уровня атомам хлора:

$$2\overset{2\bar{e}}{\rightarrow} Na + Cl_2 = 2\overset{+1}{Na}\overset{-1}{Cl}.$$

В результате реакции атомы натрия отдают один электрон и приобретают степень окисления +1, а атомы хлора принимают электроны и их степень окисления составляет −1.

При изучении химических свойств кислорода вы узнали, что кислород является окислителем. Рассмотрим это понятие с точки зрения электронного строения атомов. Вступая в реакцию с металлами, неметаллами и сложными веществами, атом кислорода принимает два электрона, чтобы заполнить свой внешний энергетический уровень, и его степень окисления составляет −2 .

$$2Mg^0 + \overset{4e}{\rightarrow} O_2^0 = 2\overset{+2}{Mg}\overset{-2}{O},$$

$$S^0 + \overset{4\bar{e}}{\rightarrow} O_2^0 = \overset{+4}{S}O_2^{-2},$$

$$2\overset{+1}{H_2}\overset{-2}{S} + 3O_2^0 = 2\overset{+4}{S}O_2^{-2} + 2\overset{+1}{H_2}\overset{-2}{O}, \quad 4P^0 + \overset{20\bar{e}}{\rightarrow} 5O_2^0 = 2\overset{+5}{P_2}O_5^{-2}.$$

А при изучении свойств водорода мы наблюдаем следующие процессы:

$$\overset{+2}{Cu}\overset{-2}{O} + H_2^0 = Cu^0 + H_2^{+1}O^{-2}; \qquad Fe_2O_3 + 3H_2^0 = 2Fe^0 + 3\overset{+1}{H_2}O.$$

Металлы с положительной степенью окисления принимают от атома водорода два электрона, и их степень окисления становится равной нулю, а атом водорода отдает электрон и проявляет степень окисления +1.

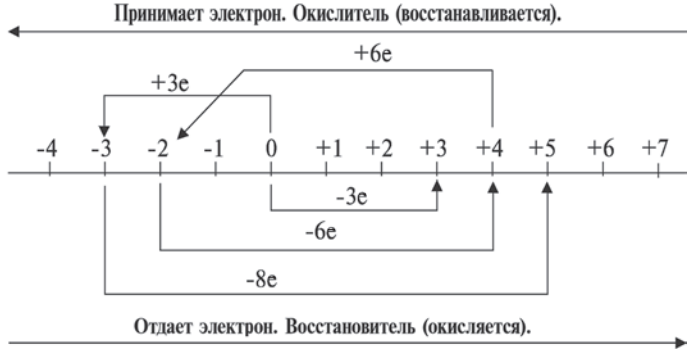
Реакции, протекающие с изменением степени окисления элементов, называются ***окислительно-восстановительными****.*

В окислительно-восстановительных реакциях атом элемента или ион, присоединивший электрон, называется ***окислителем,*** *атом элемента или ион, отдавший электрон, называется* ***восстановителем.***

В химическом процессе окислитель, принимая электрон, восстанавливается, восстановитель, отдавая электрон, окисляется.

В химических процессах металлы всегда отдают электроны. Следовательно, металлы всегда являются восстановителями. Неметаллы же (за исключением фтора) в химических процессах могут быть и окислителями, и восстановителями. Например, если в реакции $S^0 + O_2^0 = S^{+4}O_2^{-2}$ атом серы отдает атому кислорода четыре электрона и окисляется, то в реакции $S^0 + H_2^0 = H_2^{+1}S^{-2}$ атом серы принимает два электрона и восстанавливается.

В химических процессах степени окисления элементов изменяются в зависимости от количества отданных и принятых электронов (см. схему):



Если степень окисления элемента изменяется с −3 на +5:
1) он отдает 8 электронов; 2) является восстановителем;
3) окисляется.

Если степень окисления элемента изменяется с +4 на −2: 1) он принимает 6 электронов; 2) является окислителем; 3) восстанавливается.

Элементы ЗУН: окислительно-восстановительные реакции, окислитель, восстановитель, только окислитель, только восстановитель, и окислитель, и восстановитель.



Вопросы и задания

1. Рассмотрите следующие два уравнения химических реакций и докажите, какая из них является окислительно-восстановительной: 1) $KCl + AgNO_3 = KNO_3 + AgCl$;

2) $FeO + CO = Fe + CO_2$.

2. В какой из приведенных реакций водород является окислителем, а в какой — восстановителем?

1) $2Li + H_2 = 2LiH$; 2) $HgO + H_2 = Hg + H_2O$.

3. Сколько электронов отдает атом серы при изменении его степени окисления с −2 на +4 ($S^{-2} \rightarrow S^{+4}$)? Чем является сера в этом случае — окислителем или восстановителем?

§ 20 СОСТАВЛЕНИЕ УРАВНЕНИЙ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ РЕАКЦИЙ

На что нужно обращать внимание при написании уравнений и проставлении коэффициентов окислительно-восстановительных реакций?

Число электронов, присоединенных окислителем (атом, ион), участвующим в химической реакции, должно быть равно числу электронов, отданных восстановителем.

Рассмотрим примеры по написанию уравнений окислительно-восстановительных реакций, их уравниванию и определению веществ (молекул, атомов, ионов), являющихся окислителями и восстановителями.

Пример 1. При растворении металла алюминия в соляной

кислоте образуется соль хлорид алюминия и выделяется водород. Если станет известно, что реакция окислительно-восстановительная, уравняйте ее методом электронного баланса.

Решение. Подчеркнем элементы, степени окисления которых изменились в данном химическом процессе, и запишем над каждым элементом его степень окисления:

$$Al^{0} + H^{+1}Cl \rightarrow Al^{+3}Cl_3 + H_2^{0}.$$

(Степень окисления хлора, участвующего в химическом процессе, до и после реакции не изменилась). Составим схему, отражающую число электронов, принятых и отданных окислителем и восстановителем:

$2 \mid Al^{0} - 3\bar{e} \rightarrow Al^{+3} \mid 3$ (восстановитель — окисляется),

$3 \mid 2H^{+} + 2\bar{e} \rightarrow H_2^{0} \mid 2$ (окислитель — восстанавливается),

Количество электронов, принятых окислителем, является коэффициентом восстановителя, а число электронов, отданных восстановителем, — коэффициентом восстановленного вещества: $2Al + HCl \rightarrow AlCl_3 + 3H_2$.

Исходя из поставленных в уравнение коэффициентов, уравняем реакцию:

$$2Al + 6HCl \rightarrow 2AlCl_3 + 3H_2.$$

Пример 2. При взаимодействии алюминия с разбавленной азотной кислотой образуются нитрат алюминия, оксид азота(I) и вода. Уравняйте эту химическую реакцию методом электронного баланса.

Решение. Запишем уравнение реакции и определим элементы, степени окисления которых изменились:

$$Al^{0} + H\overset{+5}{N}O_3 \rightarrow \overset{+3}{Al}(NO_3)_3 + \overset{+1}{N_2}O + H_2O.$$

В данном химическом процессе атом алюминия отдает три электрона и проявляет степень окисления +3, степень окисления азота изменяется с +5 на +1, так как каждый атом азота присоединяет по четыре электрона, то есть восемь электронов:

$8 \mid Al^{0} - 3\bar{e} \rightarrow Al^{+3} \mid 3$ (восстановитель — окисляется),

$3 \mid 2N^{+5} + 8\bar{e} \rightarrow 2N^{+1} \mid 8$ (окислитель — восстанавливается).

$$8Al + HNO_3 \rightarrow Al(NO_3)_3 + 3N_2O + H_2O.$$

Исходя из поставленных в уравнение коэффициентов 8 и 3 уравняем реакцию:

$$8Al + 30HNO_3 \rightarrow 8Al(NO_3)_3 + 3N_2O + 15H_2O.$$

Самостоятельно уравняйте уравнения следующих реакций методом электронного баланса:

1) $KClO_3 \rightarrow KCl + O_2$;

2) $H_2SO_3 + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + H_2O$.

Пример 3. В результате прокаливания перманганата калия выделяются манганат калия, оксид марганца(IV) и кислород. Запишите уравнение этой реакции и уравняйте ее. Чему равна сумма всех коэффициентов?

Решение. Запишем уравнение реакции и отметим элементы с изменившимися степенями окисления:

$$K\overset{+7}{Mn}\overset{-2}{O_4} \rightarrow K_2\overset{+6}{Mn}O_4 + \overset{+4}{Mn}O_2 + O_2^0.$$

Атомы марганца, имеющего степень окисления +7, являются окислителем, а атомы кислорода, имеющего степень окисления −2, — восстановителем:

$$1 \left| \begin{cases} Mn^{+7} + 1\bar{e} \rightarrow Mn^{+6} \\ Mn^{+7} + 3\bar{e} \rightarrow Mn^{+4} \end{cases} \right| 4 \quad \text{(окислитель)}$$

$$1 \left| \; 2O^{-2} - 4\bar{e} \rightarrow O_2^0 \; \right| 4 \quad \text{(восстановитель)}$$

$$2KMnO_4 = K_2MnO_4 + MnO_2 + O_2.$$

Ответ: Сумма коэффициентов равна 5.

Пример 4. При расщеплении пероксида водорода при участии катализатора (MnO_2) образуются вода и кислород. Запишите уравнение реакции и уравняйте его.

Решение. $H_2O_2^{-1} \rightarrow H_2O^{-2} + O_2^0$.

Степень окисления атомов кислорода в молекуле пероксида водорода равна −1: $[H - O^{-1} - O^{-1} - H]$.

Часть атомов кислорода, имеющего степень окисления −1, проявляет степень окисления −2, другая часть −0:

$$2 \mid O^{-1} + 1\bar{e} \rightarrow 2O^{-2} \mid 1 \text{ (окислитель)},$$

$$1 \mid 2O^{-1} - 2\bar{e} \rightarrow O_2^0 \mid 2 \text{ (восстановитель)},$$

$$2H_2O_2 \rightarrow 2H_2O + O_2.$$

Элементы ЗУН: умение распознавать окислительно-восстановительные реакции, определять степени окисления элементов, участвующих в химическом процессе, распознавать элементы, отдающие и присоединяющие электроны, классифицировать окислительно-восстановительные реакции.



Вопросы и задания

1. Вставьте коэффициенты в уравнения следующих реакций:

а) $P + O_2 = P_2O_5$; $Fe + Cl_2 = FeCl_3$;

б) $Cu + HNO_3 = Cu(NO_3)_2 + NO + H_2O$;

в) $Al + O_2 = Al_2O_3$; $Na + S = Na_2S$;

г) $NO_2 + H_2O = HNO_3 + NO$;

д) $HCl + MnO_2 = MnCl_2 + Cl_2 + H_2O$;

е) $FeS_2 + O_2 = Fe_2O_3 + SO_2$.

2. При восстановлении оксида меди(II) водородом образуется 0,25 моля меди. Запишите уравнение этой реакции, вставьте коэффициенты, определите вещества, являющиеся окислителями и восстановителями. Какой объем (л,н.у.) водорода участвовал в реакции?

3. Соль сульфат железа(II) в кислотной среде вступает в реакцию с перманганатом калия:

$$FeSO_4 + KMnO_4 + H_2SO_4 = Fe_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + MnSO_4 + H_2O.$$

Уравняйте уравнение реакции. Сколько граммов или молей окислителя потребуется для окисления 1 моля $FeSO_4$?



НАГЛЯДНЫЕ ЗАДАЧИ И ПРИМЕРЫ

Пример 1. Определите степени окисления марганца и хрома в соединениях $KMnO_4$ и $K_2Cr_2O_7$, зная, что сумма степеней окисления элементов в соединении равна нулю.

Решение. Сумма степеней окисления элементов, входящих в состав любого вещества, равна нулю. Степень окисления калия всегда равна +1.

Степень окисления кислорода в данных соединениях равна −2. Степени окисления марганца и хрома неизвестны.

В $KMnO_4$ $+1 + x + (-2) \cdot 4 = 0$,

$+1 + x - 8 = 0$,

откуда $x = +8 - 1 = +7$.

Следовательно, степень окисления марганца в $KMnO_4$ равна +7.

В $K_2Cr_2O_7$ $+1 \cdot 2 + 2x + (-2) \cdot 7 = 0$,

$+2 + 2x - 14 = 0$,

$2x = +14 - 2 = +12$,

откуда $x = +12 : 2 = +6$.

Следовательно, степень окисления хрома в $K_2Cr_2O_7$ равна +6.

Пример 2. Какой элемент окисляется и какой восстанавливается в следующих реакциях между простыми веществами?

1) $2Hg + O_2 = 2HgO$; 2) $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$;

3) $Ca + Cl_2 = CaCl_2$; 4) $Cl_2 + H_2 = 2HCl$.

Решение. Элемент, отдавший электрон, является восстановителем и окисляется. Элемент, присоединивший электрон, является окислителем и восстанавливается.

1. В реакции $2Hg^0 + O_2^0 = 2\overset{+2}{Hg}\overset{-2}{O}$ кислород восстанавливается, ртуть окисляется.

2. В реакции $N_2^0 + 3H_2^0 = 2\overset{-3}{N}\overset{+1}{H}_3$ азот присоединяет электроны и восстанавливается, водород отдает электроны и окисляется.

3. В реакции $Ca^0 + Cl_2^0 = \overset{+2}{Ca}\overset{-1}{Cl}_2$ кальций отдает электроны и окисляется, хлор присоединяет электроны и восстанавливается.

4. В реакции $Cl_2^0 + H_2^0 = 2\overset{+1}{H}\overset{-1}{Cl}$ хлор присоединяет электроны и восстанавливается, водород отдает электроны и окисляется.

Пример 3. Концентрированная азотная кислота, являющаяся сильным окислителем, вступает во взаимодействие с

цинком. При этом протекает следующая реакция: $Zn + HNO_3 \rightarrow Zn(NO_3)_2 + NO_2 + H_2O$. Уравняйте уравнение этой реакции методом электронного баланса.

Решение: 1) по уравнению реакции определим элементы с изменившимися степенями окисления и запишем над символами элементов их степени окисления:

$$Zn^0 + H\overset{+5}{N}O_3 \rightarrow \overset{+2}{Zn}(NO_3)_2 + \overset{+4}{N}O_2 + H_2O;$$

2) определим элементы, присоединившие или отдавшие электроны:

$$Zn^0 - 2\bar{e} = Zn^{+2},$$
$$N^{+5} + 1\bar{e} = N^{+4};$$

3) суммы степеней окисления окислителя и восстановителя, присоединившего или отдавшего электроны, должны быть равны между собой. Уравняем электроны:

$$1 \mid Zn^0 - 2\bar{e} = Zn^{+2} \mid 2,$$
$$2 \mid N^{+5} + 1\bar{e} = N^{+4} \mid 1;$$

4) подставим коэффициенты в уравнения реакций, исходя из того, что один атом цинка отдает двум атомам азота, перешедшего в NO_2, по одному электрону:

$$Zn + HNO_3 = Zn(NO_3)_2 + 2NO_2 + H_2O;$$

5) на основе предыдущего действия уравняем уравнение:

$$Zn + 4HNO_3 = Zn(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O.$$



ЗАДАЧИ И ПРИМЕРЫ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ

1. Что вы понимаете под степенью окисления элемента? Определите степени окисления атомов следующих веществ:

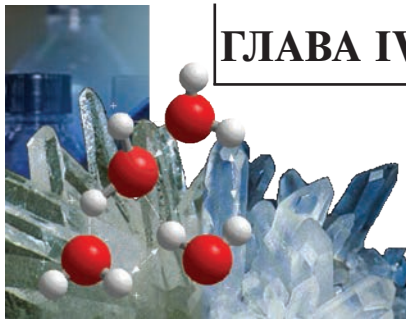
1) LiF; 2) NH_3; 3) O_2; 4) P_2O_5; 5) MgI_2; 6) P_4.

2. Определите степень окисления хрома в соединениях:

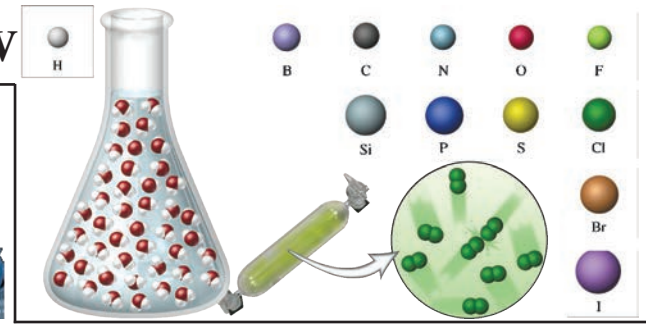
$$CrO; \quad Cr_2O_3; \quad CrO_3; \quad K_2Cr_2O_7.$$

3. Определите степень окисления водорода в соединениях:

$$H_2S; \quad H_2O; \quad PH_3; \quad H_2O_2; \quad NaH; \quad CaH_2.$$



ГЛАВА IV



НЕМЕТАЛЛЫ

§ 21 ОБЩИЕ СВОЙСТВА НЕМЕТАЛЛОВ

Какие неметаллы вы встречали в своей жизни? В каких целях можно их использовать?

В периодической таблице химических элементов неметаллы расположены в основных подгруппах в конце больших и малых периодов (табл. 16).

Таблица 16

Размещение неметаллов в периодической таблице

Периоды	Группы					
	III A	IV A	V A	VI A	VII A	VIII A
1					(H)	He
2	B	C	N	O	F	Ne
3		Si	P	S	Cl	Ar
4			As	Se	Br	Kr
5				Te	I	Xe
6					At	Rn
Формулы высших оксидов	R_2O_3	RO_2	R_2O_5	RO_3	R_2O_7	RO_4
Формулы летучих водородных соединений		RH_4	RH_3	H_2R	HR	

Неметаллы относятся к семейству *p*-элементов (водород и гелий *s*-элементы). В химических реакциях атомы неметаллов проявляют окислительные свойства и могут присоединять электроны. Способность присоединять электроны усиливается с возрастанием порядкового номера неметаллов, расположенных в одном периоде, у неметаллов, распо-

ложенных в одной группе, эта способность ослабевает с возрастанием порядкового номера.

Неметаллические свойства элементов усиливаются с возрастанием порядкового номера в периодах и снижаются в группах. В общем способность неметаллов присоединять электроны ослабевает в следующем порядке:

F, O, Cl, N, S, C, P, H, Si.

Фтор — элемент с самым высоким значением электроотрицательности.

В природе неметаллы встречаются в форме простых веществ, а также в составе различных соединений. Если водород и гелий — самые распространенные элементы в космосе, то на поверхности земной коры (относительно массы земной коры) более всего распространены кислород (47 %) и кремний (27,6 %).

Неметаллы подгруппы кислорода называются *халкогенами*, подгруппы фтора — *галогенами*, а подгруппы гелия — *инертными газами*.

В нормальных условиях некоторые неметаллы встречаются в газообразном (водород, азот, кислород, фтор, хлор), некоторые — в жидком (бром) и некоторые — в твердом (сера, углерод, йод, фосфор и др.) состоянии. Большинство неметаллов имеют хрупкое строение, растворяются в органических растворителях и плохо проводят электрический ток и тепло.

Типичные неметаллы образуют с металлами соединения с ионной связью (NaCl, MgO, Na_2S).

При взаимодействии неметаллов друг с другом образуются соединения с ковалентной связью. Например, в молекулах воды H_2O и аммиака NH_3 атомы связываются между собой посредством полярной ковалентной связи, тогда как в молекуле метана CO_2 существует неполярная ковалентная связь.

Неметаллы образуют с кислородом кислотные оксиды, а с водородом — летучие водородные соединения. Поскольку на внешнем уровне атома водорода находится один элект-

рон, он, как и щелочные металлы, размещен в первой группе периодической таблицы и заключен в скобки.

В связи с тем, что в обычных условиях водород находится в газообразном состоянии и его молекула состоит из двух атомов, связанных неполярной ковалентной связью, он схож с галогенами. Поэтому водород может быть записан и в ряду элементов седьмой группы.

Атом водорода, присоединяя один электрон (окислительное свойство), может привести свой внешний энергетический уровень в устойчивое состояние (как атом гелия):

$$2Na^0 + H_2^0 \overset{2\bar{e}}{=} 2\overset{+1\ -1}{Na\,H}, \qquad Ca^0 + H_2^0 \overset{2\bar{e}}{=} \overset{+2\ -1}{Ca\,H_2}.$$

Элементы основной подгруппы восьмой группы гелий, неон, аргон, криптон, ксенон и радон образуют особую группу неметаллов, называемую ***инертными газами***. Атомы инертных газов содержат на внешних электронных слоях по восемь (у гелия — два) электронов. Завершенные внешние электронные слои весьма устойчивы, поэтому считалось, что инертные газы встречаются в состоянии атомов и очень химически устойчивы. Они не соединяются друг с другом и не взаимодействуют с водородом и металлами. Однако с получением в 1962 г. тетрафторида ксенона (XeF_4) появилась возможность синтезировать некоторые кислородные и фтористые соединения инертных газов.

1. Все неметаллы (кроме водорода и гелия) относятся к семейству *p*-элементов. Однако не все *p*-элементы могут быть неметаллами.
2. Электроотрицательность неметаллов находится в пределах 1,8—4,0. Следовательно, неметаллы — это элементы с сильной электроотрицательностью. Элемент с самой сильной электроотрицательностью — фтор.
3. Водородные соединения неметаллов являются летучими веществами: HCl, H_2S, NH_3, CH_4.
4. Водородное соединение кислорода (H_2O) за счет

водородной связи приобретает вид $(H_2O)_n$ и находится в жидком состоянии.

5. Высокооксидные соединения неметаллов являются кислотными оксидами: SO_2, SO_3, P_2O_5, NO_2, N_2O_5.
6. Взаимодействуя друг с другом, неметаллы образуют соединения с ковалентной связью, а с металлами — соединения с ионной связью.

Элементы ЗУН: неметаллы, их положение в периодической таблице, семейство *p*-элементов.



Вопросы и задания

1. Какие неметаллы легко присоединяют электроны: а) углерод или азот; б) сера или фосфор; и) селен или теллур; г) йод или азот; д) кислород или хлор; е) азот или сера? Почему?
2. Что вы знаете об агрегатных состояниях неметаллов?
3. С какими химическими элементами взаимодействуют неметаллы? Какие при этом образуются типы химических связей?
4. Чем отличаются атомы инертных газов от атомов других неметаллов?
5. Какие из неметаллов встречаются в природе в свободном состоянии?

§ 22 ПОЛОЖЕНИЕ ГАЛОГЕНОВ В ПЕРИОДИЧЕСКОЙ ТАБЛИЦЕ. СТРОЕНИЕ АТОМА

Какие галогены больше всего распространены на поверхности земной коры?

Понятие “галоген” было введено в науку в 1811 г. немецким химиком И.Швейгером и означало “соль” и “образующий соль”.

Галогенами называют фтор, хлор, бром, йод и астат. Все галогены являются неметаллами и в периодической

таблице химических элементов занимают основную подгруппу седьмой группы.

На внешнем энергетическом уровне атомы галогенов имеют семь электронов и для заполнения этого уровня восемью электронами им недостает одного электрона. Поэтому они присоединяют по одному электрону от атомов водорода и металлов и проявляют степень окисления, равную −1:

$$NaF^{-1}, \quad HCl^{-1}, \quad KBr^{-1}, \quad CaI_2^{-1}.$$

Будучи сильным электроотрицательным элементом, только фтор проявляет степень окисления −1 во всех соединениях. Другие галогены хлор, бром и йод в соединениях с кислородом проявляют также степень окисления от +1 до +7 .

Строение атомов галогенов:

$_{+9}F \quad 1s^2\ 2s^2\ 2p^5$;

$_{+17}Cl\ 1s^2\ \ 2s^2\ \ 2p^6\ 3s^2\ \ 3p^5\ \ 3d^0$;

$_{+35}Br\ 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ \ 3p^6\ \ 4s^2\ 3d^{10}\ \ 4p^5\ \ 4d^0$;

$_{+53}I\ 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^5\ 5d^0$.

Распространение в природе. Так как галогены являются сильными окислителями, в свободном состоянии в природе они не встречаются и находятся в основном в виде химических соединений (табл. 17).

Таблица 17

Распространение галогенов в природе

Химический элемент	Количество в земной коре, %	Природные соединения
Фтор	0,066	Плавиковый шпат CaF_2, апатит, фосфориты
Хлор	0,05	Хлориды: KCl, NaCl
Бром	0,00021	Бромиды: NaBr, KBr, $MgBr_2$
Йод	0,00004	Йодиды: NaI, KI

Получение. В связи с тем, что в природных соединениях галогены имеют в основном отрицательную (−1) степень окисления, выделение их в свободном состоянии проводится путем окисления ионов галогенидов.

1. Фтор получают из фторид-ионов только в процессе электролиза.
2. Хлор получают из хлоридов путем электролиза растворов, содержащих хлорид-ионы, или путем воздействия на них сильными окислителями:

$$2K\overset{+7}{Mn}O_4 + 10NaCl^{-1} + 8H_2SO_4 = K_2SO_4 + 5Na_2SO_4 + 2\overset{+2}{Mn}SO_4 + 5Cl_2^0 + 8H_2O.$$

3. Бром получают из бромидов путем электролиза растворов, содержащих бромид-ионы, или путем воздействия на них сильными окислителями. Кроме того, бром можно выделить воздействуя на растворы бромидов хлором, так как хлор — более сильный окислитель, чем бром:

$$2K\overset{-1}{Br} + Cl_2^0 \rightarrow 2KCl^{-1} + Br_2^0.$$

4. Йод выделяют из растворов йодидов путем их электролиза или воздействия на них сильными окислителями, в частности, хлором и бромом:

$$2KI + Cl_2 = 2KCl + I_2; \qquad 2KI + Br_2 = 2KBr + I_2.$$

Физические свойства. О некоторых свойствах галогенов вы узнали при изучении природных семейств химических элементов. С возрастанием относительных атомных масс галогенов их физические свойства изменяются по определенной закономерности. Агрегатные в обычных условиях состояния и цвет постепенно сгущаются.

Фтор — газ светло-зеленого цвета, хлор — тяжелый газ желтовато-зеленого цвета, бром — жидкость красновато-бурого цвета, йод — кристаллическое вещество темно-серого цвета (табл. 18). Температура кипения и плотность постепенно увеличиваются от фтора к йоду.

Таблица 18

Физические свойства галогенов

Галогены	Агрегатное состояние (н.у.)	Цвет	Запах	$T_{пл}$ ^{0}C	$T_{кип.}$ ^{0}C	Электроотрицательность	Плотность при 25 ^{0}C
Фтор F_2	Газ	Светло-желтый	Острый	-220	-188	4	1,696 г/л
Хлор Cl_2	Газ	Желтовато-зеленый	Острый удушливый	-101	-34	3,16	3,17 г/л
Бром Br_2	Жидкость, испаряющаяся	Темно-бурый	Острый неприятный запах	-7	+58	2,96	3,102 г/см^3
Йод I_2	Твердое, кристалл	Темно-серый	Острый	+114	+186	2,66	4,93 г/см^3

Водорастворимость галогенов относительно невелика. Так, в одном объеме воды в обычных условиях растворяется 2,0 объема хлора, водорастворимость йода составляет 0,02 на 100 г воды. Галогены хорошо растворяются в органических растворителях (керосин, бензин, ацетон, различные спирты, бензол и др.).

Фтор был открыт в 1866 г. французским химиком Анри Муассаном, за что был удостоен Нобелевской премии.

Хлор был открыт в 1774 г. шведским химиком Карлом Вильгельмом Шееле. В 1826 г. французский химик Антуан Жером Балар открыл бром, а в 1811 г. французский ученый Бернар Куртуа открыл йод.

Йод обладает сублимирующим свойством, то есть при накаливании он превращается в газ фиолетового цвета.

Явление перехода веществ из твердого состояния в газообразное, а из газообразного в твердое, минуя жидкое, называется ***сублимацией****.*

Химические свойства. Радиусы атомов галогенов увеличиваются от фтора к йоду (в ряду F_2, Cl_2, Br_2, I_2). Это объясняется тем, что валентные электроны фтора притягиваются к ядру сильнее, чем электроны йода.

В ряду $F_2^0 \rightarrow Cl_2^0 \rightarrow Br_2^0 \rightarrow I_2^0$:

– окислительные свойства галогенов ослабевают;

– химическая активность снижается;

– восстановительные свойства усиливаются.

В ряду $F^- \rightarrow Cl^- \rightarrow Br^- \rightarrow I^-$, наоборот, химическая активность галогенов возрастает. Внешний энергетический слой этих ионов заполнен восемью электронами, они не могут присоединять электроны, а наоборот, отдают их и окисляются.

Фтор — самый активный среди галогенов. Под влиянием фтора окисляется даже кислород. При взаимодействии с водой он горит ярким пламенем: $2H_2O^{-2} + 2F_2^0 = 4HF^{-1} + O_2^0$.

Элементы ЗУН: галогены, сублимация.



Вопросы и задания

1. Запишите атомное строение галогенов, укажите сходства и различия.
2. Какие степени окисления проявляют галогены?
3. Что вы можете сказать о распространении галогенов в природе?
4. Какая связь существует между атомными массами и физическими свойствами галогенов?

§ 23 ХЛОР

Хлор — ядовитый газ, натрий — щелочной металл. Почему поваренная соль не ядовитая и не едкая, хотя в ее молекулу входят хлор и натрий?

Галогены и их соединения имеют большое значение в народном хозяйстве. Хлор и его соединения занимают важное место в ряду галогенов. Поэтому рассмотрим свойства

хлора подробнее. Из предыдущих глав нам известно, что: 1) в периодической таблице химический элемент хлор расположен в основной подгруппе седьмой группы третьего периода под порядковым номером 17; 2) атом хлора имеет следующее строение: $^{35}_{17}Cl$ 2 ē, 8 ē, 7 ē; $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5\ 3d^0$; 3) молекула хлора имеет следующее строение:

Cl_2; :Cl:Cl: Cl — Cl.

Это молекула с неполярной ковалентной связью.

Распространение в природе. В природе хлор встречается только в виде таких соединений, как:

- галит (каменная соль) ------- $NaCl$;
- сильвинит ---------- $KCl \cdot NaCl$;
- сильвин ---------- KCl;
- бишофит ---------- $MgCl_2 \cdot 6H_2O$;
- карналлит ---------- $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$;
- каинит ---------- $KCl \cdot MgSO_4 \cdot 3H_2O$.

Получение. В промышленности хлор получают путем электролиза. В лабораторных условиях хлор получают при взаимодействии MnO_2 с HCl на установке, указанной на рис. 15. Вместо MnO_2 можно использовать $KMnO_4$. Запишите уравнение этой реакции и уравняйте его.

Физические свойства. Хлор — газ желтовато-зеленого цвета с острым удушливым запахом, ядовит. Попадая в органы дыхания, хлор вызывает воспаление слизистой оболочки. Поэтому, работая с ним, следует соблюдать осторожность. Примерно в 2,5 раза тяжелее воздуха. При температуре 20 °С в одном объеме воды растворяется 2 объема хлора, в результате образуется раствор, называемый хлорной водой.

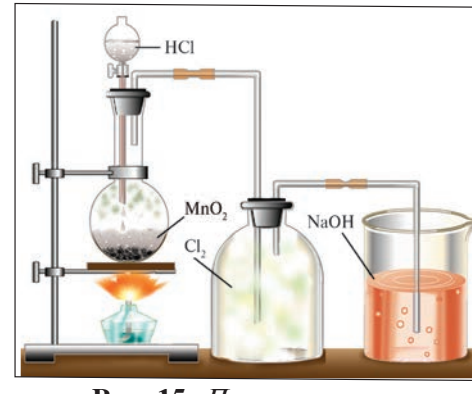


Рис. 15. *Получение хлора в лабораторных условиях*

Химические свойства. При взаимодействии с водородом, металлами, бромидами и йодидами хлор является окислителем. Например, реакция взаимодействия хлора с натрием выражается следующим уравнением (см.рис. 16, *а*):

$$2Na^0 + Cl_2^0 = 2Na^{+1}Cl^{-1},$$

$Na^0 \xrightarrow{-1\bar{e}} Na^{+1}$ | восстановитель (окисляется);

$Cl_2^0 \xrightarrow{+2\bar{e}} 2Cl^{-1}$ | окислитель (восстановитель).

Поскольку хлор сильный окислитель, то вступая в реакцию с железом, он окисляет его до степени окисления +3 (см. рис. 16, *в*): $2Fe^0 + 3Cl_2^0 \rightarrow 2Fe^{+3}Cl_3^{-1}$.

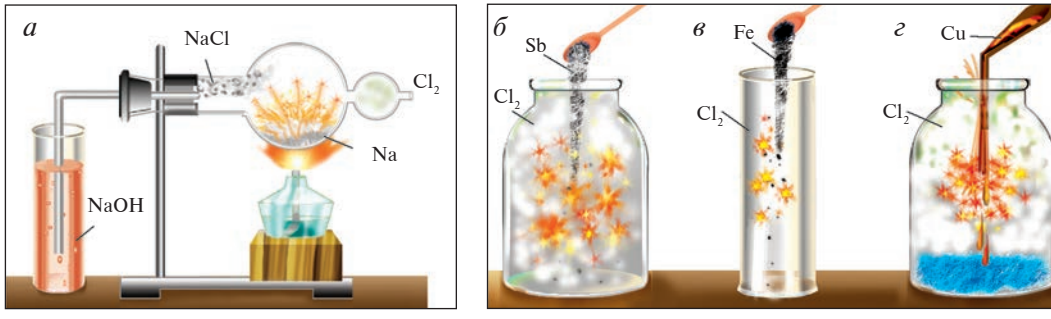


Рис. 16. *Химические свойства хлора: а — воздействие на натрий; б — воздействие на сурьму; в— воздействие на железо; г — воздействие на медь*

Хлор взаимодействует также с сурьмой, медью и рядом простых веществ (рис. 16, *б, г*).

При взаимодействии с водой и щелочами один атом молекулы хлора является окислителем, второй — восстановителем: $Cl_2^0 + H_2O \rightarrow HCl^{-1} + HCl^{+1}O$.

Соединяясь с едким калием, хлор в зависимости от условий образует различные вещества. При взаимодействии хлора с нагретым едким калием образуются хлорид калия и бертолетова соль. Степень окисления хлора в хлориде калия равна —1, в бертолетовой соли +5:

$$3Cl_2^0 + 6KOH \xrightarrow{t^\circ > 50^\circ C} KCl^{+5}O_3 + 5KCl^{-1} + 3H_2O,$$

$$1 \mid 2 \mid Cl_2^0 \xrightarrow{-10\bar{e}} 2Cl^{+5} \mid \text{восстановитель},$$

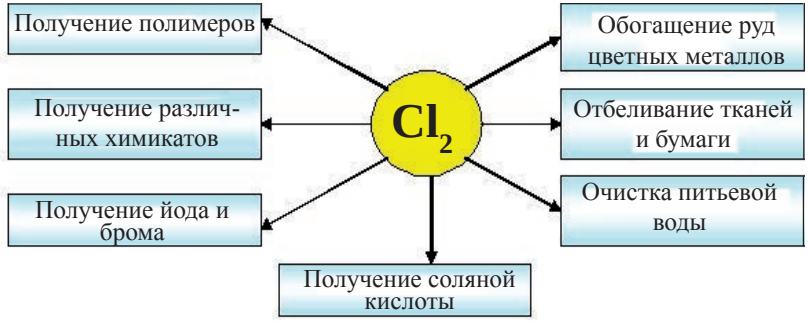
$$5 \mid 10 \mid Cl_2 \xrightarrow{+2\bar{e}} 2Cl^{-1} \mid \text{окислитель}.$$

При взаимодействии хлора с холодным едким калием образуются соли KClO и KCl:

$$\overset{0}{Cl_2} + 2KOH \xrightarrow{t^\circ = 0^\circ C} K\overset{+1}{Cl}O + K\overset{-1}{Cl} + H_2O.$$

Уравняйте уравнение этой реакции методом электронного баланса.

Применение



Элементы ЗУН: природные соединения хлора, получение, степени окисления хлора, хлор-окислитель, хлор-восстановитель, соляная кислота.



НАГЛЯДНЫЕ ЗАДАЧИ И ПРИМЕРЫ

Пример. Определите массовую долю хлора в хлорной воде.

Решение. 1. В одном объеме воды растворяется 2 объема хлора. Значит, в 1 л воды растворяется 2 л Cl_2.

2. Масса 1 л воды: m = 1000 мл · 1 г/мл = 1000 г.

3. Масса 2 л Cl_2:

$$\begin{cases} 22{,}4 \text{ л } Cl_2 \rightarrow 71 \text{ г}, \\ 2 \text{ л } Cl_2 \rightarrow x \text{ г}, \end{cases} \qquad x = \frac{2 \cdot 71}{22{,}4} = 6{,}34 \text{ г}. \qquad x = 6{,}34 \text{ г}.$$

4. Масса раствора: 1000 + 6,34 = 1006,34 г.
5. Массовая доля хлора в растворе:

$$\omega(Cl_2) = \frac{6,34}{1006,34} = 0,0063 \text{ или } 0,63\ \%.$$



Вопросы и задания

1. Какие сходства и различия имеются в электронном строении атома и иона хлора?
2. Определите плотность хлора относительно водорода и гелия.
3. С каким количеством железа вступят в реакцию 3,36 л хлора (н.у.)? Определите состав и количество вещества соли, образовавшейся в результате реакции.
4. Каково влияние хлора на нагретый и холодный едкий калий? Определите степень окисления хлора в веществах, образовавшихся в результате реакций.
5. Какой объем хлора (л,н.у) потребуется для полного вытеснения брома из 5,95 г бромида калия?

§ 24 ХЛОРИД ВОДОРОДА

Чем объясняются кислотные свойства водного раствора хлорида водорода?

Хлорид водорода — одно из самых важных соединений хлора. Его химическая формула HCl. Относительная молекулярная масса 36,5. Структурная формула H—Cl, атомы в молекуле связаны полярной ковалентной связью. Электронная формула $H:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}:$.

Получение. ***1. В промышленности*** хлорид водорода получают в реакциях взаимодействия водорода и хлора (рис.17):
$H_2 + Cl_2 = 2HCl$.

2. В лабораторных условиях хлорид водорода получают путем воздействия на чистый сухой хлорид натрия концентрированной серной кислотой (рис.18):

$$NaCl + H_2SO_4 \rightarrow NaHSO_4 + HCl\uparrow.$$

При сильном нагревании реакция заканчивается образованием сульфата натрия: $2NaCl + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + 2HCl\uparrow$.

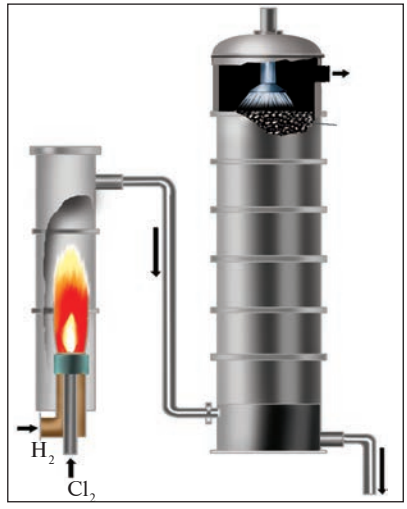


Рис. 17. *Получение хлорила водорода в промышленности*

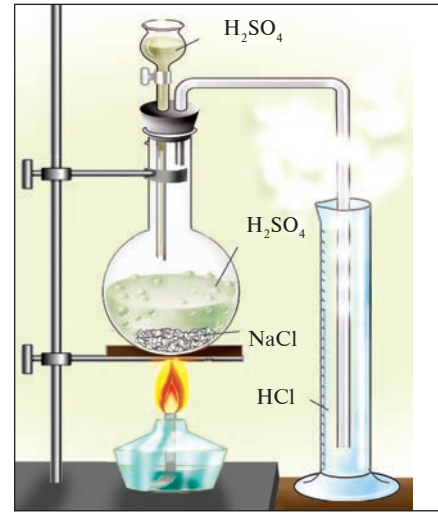


Рис. 18. *Получение хлорида водорода в лаборатории*

Физические свойства. Хлорид водорода — бесцветный газ с острым удушливым запахом, немного тяжелее воздуха $\left(D = \frac{36,5}{29} = 1,259\right)$. Очень хорошо растворяется в воде, то есть в одном объеме воды растворяются 500 объемов HCl (рис. 19).

Химические свойства. По химическим свойствам хлорид водорода схож с соляной кислотой, поэтому ее химические свойства рассмотрим подробнее ниже. Однако в отличие от соляной кислоты, сухой хлорид водорода не вступает в реакции с металлами и их оксидами.

Применение. Хлорид водорода используется в основном в производстве соляной кислоты.

Пример. Для получения хлорида водорода в химической лаборатории израсходовано 2,22 г поваренной соли. Какой

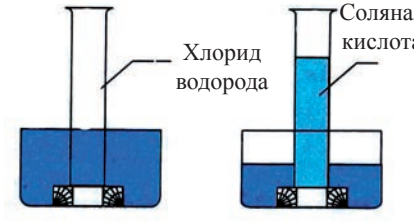


Рис.19. *Растворение HCl в воде.*

объем HCl можно получить в данном процессе, принимая выход продукта равным 100 %?

Решение: 1) запишем уравнение реакции и выполним соответствующие действия:

$M(NaCl) = 58,5$ г/моль,

1 моль газа при нормальных условиях занимает объем 22,4 л:

$V_m(HCl) = 22,4$ л.

$$\underset{58,5}{NaCl} + H_2SO_4 = NaHSO_4 + \underset{22,4}{HCl},$$

$$\frac{2,22}{58,5} = \frac{x}{22,4}; \quad x = \frac{2,22 \cdot 22,4}{58,5} = 0,85 \text{ л.}$$

Ответ: 0,85 л.



НАГЛЯДНЫЕ ЗАДАЧИ И ПРИМЕРЫ

Пример. В качестве сырья для промышленного производства хлорида водорода необходим хлор. Рассчитайте массу поваренной соли, необходимой для получения 56 м^3 хлора при н.у. Объясните происшедший процесс, запишите уравнение реакции и уравняйте его методом электронного баланса.

Решение. Основным сырьем для получения хлора в промышленности является поваренная соль. Существует несколько способов получения хлора из поваренной соли, один из которых – электролиз раствора поваренной соли:

$$2NaCl + 2H_2O \xrightarrow{электролиз} 2NaOH + Cl_2 + H_2.$$

С сущностью процесса электролиза вы познакомитесь в курсе химии 9 класса. Другой способ получения хлора заключается в окислении полученного из поваренной соли хлорида водорода оксидом марганца(IV):

$$4HCl^{-1} + \overset{+4}{Mn}O_2 = \overset{+2}{Mn}Cl_2 + Cl_2^0 + 2H_2O,$$

$$1 \left| 2Cl^{-1} \xrightarrow{-2\bar{e}} Cl_2^0 \right| 2 \text{ восстановитель},$$

$$1 \left| Mn^{+4} \xrightarrow{+2\bar{e}} Mn^{+2} \right| 2 \text{ окислитель}.$$

Значит, $2NaCl \rightarrow 2HCl \rightarrow Cl_2$. В первом случае также из 2 молей поваренной соли получают 1 моль хлора.

$$\overset{x}{2NaCl} \rightarrow \overset{56\ м^3}{Cl_2};\qquad \underset{117}{\overset{x}{2NaCl}} \rightarrow \underset{22,4\ м^3}{\overset{56\ м^3}{Cl_2}};\qquad \frac{x}{117}=\frac{56}{22,4};\quad x=\frac{117\cdot 56}{22,4}=292,5\ кг.$$

Ответ: 292,5 кг NaCl.

Элементы ЗУН: хлорид водорода, получение HCl в промышленности и в лаборатории, плотность, относительная плотность, растворимость в воде.



Вопросы и задания

1. Запишите уравнения реакций, необходимых для получения хлорида водорода тремя способами.
2. Определите концентрацию (%) соляной кислоты, образовавшейся в результате растворения 5,6 л HCl в 100 мл воды.

§ 25 ЗАКОН АВОГАДРО. МОЛЯРНЫЙ ОБЪЕМ

Объем определенного количества газа – величина непостоянная, она изменяется с изменением температуры (T) и давления (P).

В 1811 г. профессор Туринского университета (Италия) А.Авогадро в процессе изучения явлений, связанных с газами, пришел к следующему выводу.

В равных объемах различных газов при одинаковых условиях (одинаковых температуре и давлении) содержится одинаковое число молекул.

Вывод Авогадро был подтвержден последующими опытами и стал называться законом Авогадро. Авогадро определил, что молекулы простых веществ в газообразном состоянии состоят из двух атомов (H_2, O_2, N_2, F_2, Cl_2).

Закон Авогадро справедлив для газов, а твердые и жидкие вещества ему не подчиняются. В газах при малых давлениях расстояния между молекулами в тысячи раз превышают их размеры. Объем газа зависит от числа молекул и межмолекулярного расстояния, а размеры молекул не имеют значения. При одинаковом давлении и одинаковой температуре межмолекулярные расстояния в различных газах почти одинаковы. Таким образом, при одинаковых условиях *одинаковое число* молекул различных газов занимает *одинаковый объем*. Объем жидких и твердых веществ вследствие малых расстояний между их молекулами зависит не только от числа молекул, но и их размеров.

При очень низких температурах или высоких давлениях в газах, как и в жидких веществах, межмолекулярные расстояния приближаются к размерам их молекул, и по этой причине в таких случаях закон Авогадро не имеет силы.

Как известно из предыдущих уроков, в одном моле любого вещества содержится $6{,}02 \cdot 10^{23}$ частиц (молекул, атомов) (постоянная Авогадро). Значит, в соответствии с законом Авогадро попробуем вычислить объем, занимаемый $6{,}02 \cdot 10^{23}$ частицами. Для этого молярную массу газа M надо разделить на его плотность ρ (масса (кг) газа на $1 м^3$ при н.у.)(табл. 19).

Молярная масса, плотность и молярный объем некоторых газов *Таблица 19*

Газ	Формула	M, кг/моль	ρ, кг/м³	V_m, м³
Водород	H_2	0,002016	0,09	0,0224
Кислород	O_2	0,032	1,43	0,0224
Оксид углерода (II)	CO	0,028	1,25	0,0224

Таким образом, $6{,}02 \cdot 10^{23}$ частиц (1 моль) любого газа при нормальных условиях занимают объем, равный 0,0224 м³ или 22,4 л, который называется ***молярным объемом.***

Отношение объема вещества к его количеству называется молярным объемом этого вещества V_m и выражается формулой; $V_m = V/n$.

С помощью формулы $V_m = V/n$ можно вывести формулы $n = V/V_m$ и $V = n \cdot V_m$.

Если известна масса газа, то по формуле $V = m \cdot V_m/M$ можно вычислить его объем.

Молярный объем газа измеряется в м^3/моль или л/моль.

При нормальных условиях $6{,}02 \cdot 10^{23}$ молекул жидких и твердых веществ в соответствии с их плотностями займут различный объем. Например, $6{,}02 \cdot 10^{23}$ молекул или 1 моль воды в жидком состоянии займут объем, равный 0,018 л (плотность воды при 4 °С составляет 1 г/моль).

ПЛОТНОСТЬ И ОТНОСИТЕЛЬНАЯ ПЛОТНОСТЬ ГАЗА

Плотность веществ вы изучали на уроках физики в 6 классе. Плотность выражается формулой: $\rho = \frac{m}{V}$,

где ρ – плотность; m – масса; V – объем.

Применяя эту формулу с помощью закона Авогадро к газам, приводим ее к виду.

$$\rho = \frac{M}{V_m},$$

где ρ – плотность; M — молярная масса;

V_m – молярный объем (22,4 л/моль).

Например, чтобы найти плотность кислорода его массу ($M(O_2) = 32$ г/моль) разделим на молярный объем:

$$\rho = \frac{32 \text{ г/моль}}{22{,}4 \text{ л/моль}} = 1{,}43 \text{ г/л}.$$

Для определения относительной плотности (D) одного газа к другому воспользуемся формулой $D_1 = \frac{M_1}{M_2}$. Например,

плотность кислорода относительно водорода будет равна $D_1 = \frac{32 \text{ г/моль}}{2 \text{ г/моль}} = 16$. Значит, кислород тяжелее водорода в 16 раз, то есть относительная плотность кислорода к водороду равна 16.



НАГЛЯДНЫЕ ЗАДАЧИ И ПРИМЕРЫ

1. Определение объема газов.

Пример 1. Какой объем (л, н.у) займут 22 г углекислого газа?

Решение. 1-й способ: 1) $M(CO_2)$ = 44 г/моль;
2) вычислим объем 22 г CO_2 с помощью пропорции:

$$\begin{cases} 44 \text{ г } CO_2 \text{ занимают объем } 22{,}4 \text{ л}, \\ 22 \text{ г } CO_2 \text{ — займут } x \text{ л объема}, \end{cases}$$

$x = \frac{22 \cdot 22{,}4}{44} = 11{,}2$ л. ***Ответ:*** 22 г CO_2 занимают объем 11,2 л.

2-й способ. Определив количество вещества в 22 г углекислого газа, зная, что 1 моль любого газа занимает объем 22,4 л (н.у.), найдем

$$n = \frac{22}{44} = 0{,}5 \text{ моля}.$$

Если 1 моль газа занимает объем 22,4 л, то 0,5 моля — 11,2 л. $V = n \cdot V_m = 0{,}5 \cdot 22{,}4 = 11{,}2$ л.

Пример 2. Каким будет объем 90 г воды, переведенной в газообразное (пар) состояние при 20 °С?

Решение. Жидкие и твердые вещества при переходе в газообразное состояние подчиняются тем же законам, что и газы. Поэтому:
1) $M(H_2O)$ = 18 г/моль; 2) рассчитаем объем 90 г воды в газообразном состоянии с помощью пропорции:

$$\begin{cases} 18 \text{ г } H_2O \text{ (пар) занимают объем } 22{,}4 \text{ л}, \\ 90 \text{ г } H_2O \text{ (пар) — } x \text{ л объема}, \end{cases}$$

$x = \frac{90 \cdot 22,4}{18} = 112$ л. ***Ответ:*** объем 90 г водяного пара — 112 л.

Пример 3. Определите массу 7,84 м^3 смеси, содержащей 71,45 % метана (CH_4) и 28,55 % оксида углерода(II) (CO).

Решение: 1) сколько метана и оксида углерода(II) содержится в 7,84 м^3 смеси?

а) $V(CH_4) = 7,84 \cdot 0,7145 = 5,6$ м^3,

б) $V(CO) = 7,84 \cdot 0,2855 = 2,24$ м^3;

2) $M(CH_4) = 16$ г/моль, $M(CO) = 28$ г/моль;

3) найдем массу 5,6 м^3 CH_4 с помощью пропорции:

$$\begin{cases} 22,4 \text{ м}^3\ CH_4 — 16 \text{ кг}, \\ 5,6 \text{ м}^3\ CH_4 — x \text{ кг}, \end{cases} \quad x = \frac{5,6 \cdot 16}{22,4} = 4 \text{ кг } CH_4;$$

4) найдем массу 2,24 м^3 CO с помощью пропорции:

$$\begin{cases} 22,4 \text{ м}^3\ CO — 28 \text{ кг}, \\ 2,24 \text{ м}^3\ CO — x \text{ кг}, \end{cases} \quad x = \frac{2,24 \cdot 28}{22,4} = 2,8 \text{ кг};$$

5) общая масса смеси газов:

4 кг + 2,8 кг = 6,8 кг.

Ответ: общая масса смеси газов — 6,8 кг.

Пример 4. Рассчитайте количество вещества и число молекул в 1 л воды при 4 °C .

Решение: 1) найдем массу 1 л воды. Плотность воды — 1 г/см^3. Отсюда $m(H_2O) = 1000$ см$^3 \cdot 1$ г/см^3 = 1000 г;

2) вычислим количество вещества в 1000 г воды:

$$n = \frac{1000 \text{ г}}{18 \text{ г/моль}} = 55,56 \text{ моль};$$

3) определим число молекул в 1 л (в 1000 г, или 55,56 молях) воды с помощью пропорции:

в 1 моле воды — $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул,

в 55,56 молях воды — x молекул,

$$x = \frac{55,56 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}}{1} = 334,4 \cdot 10^{23}.$$

Ответ: в 1 л воды содержится 55,56 моля, $334,4 \cdot 10^{23}$ или $3,344 \cdot 10^{25}$ молекул.

Пример 5. Какой объем (л,н.у.) займут 16 г оксида серы(IV)?

Решение: 1) найдем количество вещества в 16 г SO_2:

$M(SO_2) = 64$ г/моль, $n = \frac{16}{64} = 0,25$ моля;

2) вычислим, какой объем займут 16 г (или 0,25 моля) SO_2 с помощью пропорции:

$$\begin{cases} 1 \text{ моль } SO_2 - 22,4 \text{ л}, \\ 0,25 \text{ моля } SO_2 - x \text{ л}, \end{cases}$$

$x = \frac{0,25 \cdot 22,4}{1} = 5,6$ л.

Ответ: 16 г SO_2 займут 5,6 л объема.

2. Вычисление плотности газов.

Плотность газов определяется путем деления их молярной массы на молярный объем: $\rho = \frac{M}{V_m}$.

Пример 1. Рассчитайте плотность углекислого газа.

Решение: 1) $\rho = \frac{M(CO_2)}{V_m} = \frac{44}{22,4} = 1,96$ г/л.

Ответ: плотность углекислого газа — 1,96 г/л.

Пример 2. Рассчитайте молярную массу газа плотностью $\rho = 2,86$ г/л.

Решение. Из формулы $\rho = \frac{M}{V_m}$ получим $M = \rho \cdot V_m = 2,86$ г/л $\cdot$ 22,4 л/моль $=$ $= 64$ г/моль.

Ответ: молярная масса газа плотностью 2,86 г/л —64 г/моль.

3. Вычисление относительной плотности газов.

Пример 1. Вычислите плотность метана относительно водорода.

Решение: 1) рассчитаем молярные массы метана и водорода: $M(CH_4) = 12 + 4 \cdot 1 = 16$ г/моль, $M(H_2) = 2$ г/моль;

2) определим плотность метана относительно водорода:

$$D_{H_2} = \frac{M(CH_4)}{M(H_2)} = \frac{16\ \text{г/моль}}{2\ \text{г/моль}} = 8.$$

Ответ: плотность метана относительно водорода равна 8, или метан тяжелее водорода в 8 раз.

Пример 2. Определите плотность газовой смеси, содержащей 40 % угарного газа и 60 % углекислого газа, относительно водорода.

Решение: 1) найдем среднюю молярную массу газовой смеси:

$M_{ср} = 0{,}4M(CO) + 0{,}6 \cdot M(CO_2) = 0{,}4 \cdot 28 + 0{,}6 \cdot 44 = 37{,}6$ г/моль;

2) вычислим плотность газовой смеси относительно водорода:

$$D_{H_2} = \frac{M_{ср.}}{M\ (H_2)} = \frac{37{,}6\ \text{г/моль}}{2\ \text{г/моль}} = 18{,}8.$$

Ответ: плотность газовой смеси относительно водорода равна 18,8.

Пример 3. В процессе производства азотного удобрения на Ферганском производственном объединении “Азот” в качестве промежуточного вещества образуется оксид азота(IV). Найдите плотность оксида азота (IV) относительно воздуха.

Решение: 1) молярная масса оксида азота(IV)
$M(NO_2) = 46$ г/моль.
Средняя молярная масса воздуха — 29 г/моль;
2) вычислим плотность оксида азота (IV) относительно воздуха:

$$D_{возд.} = \frac{M\ (NO_2)}{M_{возд.}} = \frac{46\ \text{г/моль}}{29\ \text{г/моль}} = 1{,}59.$$

Ответ: плотность оксида азота(IV) относительно воздуха равна 1,59.

Пример 4. Плотность пара белого фосфора относительно гелия равна 31. Рассчитайте молярную массу белого фосфора.

Решение. Из формулы $D_{He} = \frac{M\,(\text{белый фосфор})}{M(He)}$ следует, что

M (белый фосфор) = $D_{He} \cdot M(He) = 31 \cdot 4 = 124$ г/моль.

Ответ: молярная масса белого фосфора равна 124 г/моль.



Вопросы и задания

1. Рассчитайте объем (при н.у), количество вещества, число молекул и общее число атомов в 11 г оксида углерода(IV).
2. Сколько молекул имеется в смеси газов, содержащей 0,2 моля азота, 1,5 моля кислорода и 0,3 моля водорода и какой объем занимает эта смесь при нормальных условиях?
3. Во сколько раз увеличится объем воды при ее испарении в нормальных условиях?
4. Заполните следующую талбицу.

Газ	Формула	M, кг/моль	ρ, г/мл	V_m, мл	D относительно водорода
Углекислый газ	CO_2				
Азот	N_2				
Сульфид водорода	H_2S				

§ 26 ЗАКОН ЭКВИВАЛЕНТНОСТИ

Понятие «эквивалентный» означает «равноценный».

Согласно закону постоянства состава, при образовании соединений их составные части присоединяются друг к другу в твердых количественных соотношениях. Поэтому в химии важное значение имеют такие понятия, как “эквивалентность (E)” и “эквивалентная масса (M_E)”.

Масса одного эквивалента элемента называется его ***эквивалентной массой****.*

Понятие эквивалентности было введено в науку в 1820 г. английским ученым У.Х.Волластоном.

Эквивалентностью элемента называется количество этого элемента, присоединяющего или заменяющего в химических реакциях 1 моль (1 г) атомов водорода.

Эквивалентная масса атома водорода равна 1 г/моль, а эквивалентная масса атома кислорода в молекуле воды составляет $\frac{16\text{ г/моль}}{2} = 8$ г/моль.

Обычно эквивалентность и эквивалентная масса определяются путем вычисления количества другого элемента, замещающего элемент, содержащийся в соединении. Для этого не обязательно использовать водородное соединение элемента. Можно использовать соединение с другим элементом, эквивалентность которого точно известна. Например, при определении эквивалентной массы кальция в извести CaO мы исходим из того, что эквивалентная масса одного атома кислорода равна 8 г/моль. Тогда 40 г/моль кальция будут соответствовать 16 г/моль кислорода, а 8 г/моль кислорода будут соответствовать 20 г/моль эквивалентной массы кальция.

Многие элементы, соединяясь друг с другом в различных соотношениях, образуют несколько соединений. Значит, эквивалентности и эквивалентные массы элементов, вычисленные по их количеству в каждом соединении, могут иметь различные значения. В таких случаях значения эквивалентности и эквивалентной массы того или иного элемента в различных соединениях состоят из небольших по отношению друг к другу целых чисел. Эквивалентная масса углерода в двух его соединениях – угарном газе – CO и углекислом газе – CO_2 составляет 6 г/моль и 3 г/моль соответственно, а их соотношение равно 2:1.

Эквивалент сложных веществ — это количество эквивалента элемента, взаимодействующего без остатка с одним эквивалентом водорода или с эквивалентом любого другого вещества

Следовательно, вещества взаимодействуют друг с другом в соответствии со своими эквивалентами. **Это — закон эквивалентности.**

Вещества взаимодействуют друг с другом в количествах, пропоциональных своим эквивалентам.

Массы (объемы) взаимодействующих веществ пропорциональны их эквивалентным массам (объемам).

Эквивалентный объем — это объем, занимаемый одним эквивалентом вещества. Он используется для газообразноых состояний (один эквивалентный объем H_2 *— 11,2 л/моль,* O_2 *— 5,6 л/моль.*

Отношение относительной атомной массы элемента к его валентности есть эквивалентность этого элемента:

$$E = \frac{A}{v}.$$

Эквивалентность оксидов выражается формулой:

$$E_{(\text{оксид})} = \frac{M}{v \cdot n}.$$

где M — молярная масса оксида;
v — валентность элемента, образующего оксид;
n — число атомов элемента, образующего данный оксид.

Эквивалентность оснований выражается формулой:

$$E_{(\text{осн.})} = \frac{M}{n\,(\text{OH})},$$

где M — молярная масса основания;
n(OH) *— число гидроксильных групп в основании.*

Эквивалентность кислот выражается формулой:

$$E_{(\text{кисл.})} = \frac{M}{n\,(\text{H})},$$

где M — молярная масса кислоты;
n(H) — число атомов водорода, замещаемых металлом, содержащимся в кислоте.

Эквивалентность солей выражается формулой: $E_{(\text{соли})} = \frac{M}{v \cdot n}$,

где M — молярная масса соли;
v — валентность металла, образующего соль;
n — число атомов металла, образующего соль.

Под эквивалентностью вещества понимается его масса, вступающая в реакцию без остатка с 1 г водорода (E(H)=1) или с 8 г кислорода (E(O)=8).

Вещество A и вещество B вступают в реакцию друг с другом в эквивалентных соотношениях. Математическое выражение закона эквивалентности имеет вид

$$\frac{m(A)}{m(B)} = \frac{E(A)}{E(B)}.$$



Вопросы и задания

1. Что означает понятие “эквивалентный”?
2. Вычислите эквивалентность и эквивалентные массы элементов в HCl, H_2S, NH_3, CH_4.
3. Эквивалентная масса хлора равна 35,45 г/моль. При взаимодействии 1,5 г натрия с хлором образовалось 3,81 г поваренной соли (NaCl). Найдите эквивалентность и эквивалентную массу хлора.



НАГЛЯДНЫЕ ЗАДАЧИ И ПРИМЕРЫ

Пример 1. Определите эквивалентность железа в двух- и трехвалентных соединениях.

Решение: 1) найдем эквивалентность железа в двухвалентных соединениях:

$$E_{(Fe)} = \frac{56}{2} = 28 \text{ г/моль};$$

2) найдем эквивалентность железа в трехвалентных соединениях: $E_{(Fe)} = \frac{56}{3} = 18{,}67$ г/моль.

Ответ: эквивалентность железа в двухвалентных соединениях равна 28 г/моль, в трехвалентных соединениях — 18,67 г/моль.

Пример 2. 47,26 г меди, соединяясь с 52,74 г хлора, образуют соль хлорид меди(II). Рассчитайте эквивалентность меди, зная, что эквивалентность хлора равна 35,45 г/моль.

Решение: 1) уточним условия примера:

m_1 (Cu) = 47,26 г, m_2 (Cl) = 52,7 г,

E_1 (Cu) = x; E_2 (Cl) = 35,45 г/моль;

2) определим эквивалентность меди, пользуясь формулой

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{E_1}{E_2}: \quad E_{(Cu)} = \frac{47{,}26 \cdot 35{,}45}{52{,}7} = 31{,}8 \text{ г/моль}.$$

Ответ: эквивалентность меди равна 31,8 г/моль.



ЗАДАЧИ И ПРИМЕРЫ ДЛЯ СОМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ

1. Во многих соединениях железо трехвалентно. Определите его эквивалентность.
2. Определите эквивалентность следующих соединений:

   Cr_2O_3, CrO_3, $Pb(OH)_2$, HPO_3, $AlPO_4$, $Mg_3(PO_4)_2$, $KClO$.
3. 1 г металла, реагируя с водой, вытесняет 0,05 г водорода. Определите эквивалентность металла. Чему будет равна атомная масса металла, если он двухвалентный?
4. В составе оксида свинца содержится 86,6 % свинца. Определите эквивалентность и валентность свинца в этом соединении.
5. В составе оксида содержится 20 % кислорода. Определите эквивалентность элемента, образующего данный оксид. Чему будет равна атомная масса элемента, если его валентность равна 2?
6. Для восстановления 1,8 г оксида металла израсходовано

756 мл (н.у.) водорода. Определите эквивалентность оксида и элемента, образующего оксид.

7. 0,36 г металла присоединили 168 мл (н.у.) кислорода. Определите валентность металла (E(Me) = 12).
8. При сгорании 2 г фосфора образовалось 4,58 г фосфорного ангидрида. Определите эквивалентность фосфора.
9. Для нейтрализации 1,225 г кислоты израсходовали 1 г едкого натрия. Определите эквивалентность кислоты, считая, что эквивалентность едкого натрия равна 40 г/моль.
10. В составе трехвалентного хлорида металла содержится 34,42 % металла и 65,58 % хлора. Определите эквивалентность металла.

§ 27 СОЛЯНАЯ КИСЛОТА

Соляная кислота представляет собой водный раствор хлорида водорода.

Получение. В лабораторных условиях соляную кислоту, как и хлорид водорода, получают с помощью простой реакции. Выделяющийся в результате реакции газ направляется в воду, в которой он быстро растворяется и образует соляную кислоту.

В промышленности соляную кислоту получают путем сжигания водорода с хлором и растворения в воде полученного хлорида водорода.

Физические свойства. Концентрированная соляная кислота — бесцветная жидкость с острым запахом (за счет выделения хлорида водорода), дымящаяся при влажном воздухе. Плотность концентрированной соляной кислоты примерно 1,19 г/см^3, содержание хлорида водорода в ней 37 % (такая кислота называется также “дымящейся”).

Химические свойства.

1. ***Соляная кислота вступает в химические реакции, как и все сильные кислоты:***

а) изменяет цвет индикатора: окрашивает фиолетовый цвет лакмуса в красный; обесцвечивает розовый цвет фенолфталеина в щелочной среде; изменяет оранжевый цвет метилоранжа в красный;

б) взаимодействует со всеми металлами, которые в ряду активности расположены перед водородом, с образованием соли и водорода:

$Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2$; $Fe + 2HCl = FeCl_2 + H_2$;

в) взаимодействует с основными и амфотерными оксидами с образованием солей и воды:

$CaO + 2HCl = CaCl_2 + H_2O$; $ZnO + 2HCl = ZnCl_2 + H_2O$;

г) взаимодействует с основаниями с образованием солей и воды: $Cu(OH)_2 + 2HCl = CuCl_2 + 2H_2O$;

д) взаимодействует с солями слабых кислот с образованием новой кислоты и соли:

$$CaCO_3 + 2HCl = CaCl_2 + H_2CO_3 \rightarrow \begin{cases} CO_2, \\ H_2O. \end{cases}$$

2. Реакции, присущие соляной кислоте:

а) взаимодействует с нитратом серебра и образует белый осадок (AgCl), который не растворяется ни в воде, ни в кислоте:

$$AgNO_3 + HCl = AgCl\downarrow + HNO_3.$$

$AgNO_3$ служит реактивом для определения наличия хлорид-иона в растворах;

б) взаимодействует с окислителями, в результате чего ион хлора окисляется и образуется свободный хлор:

$$2K\overset{+7}{Mn}O_4 + 16H\overset{-1}{Cl} \rightarrow 2KCl + 2\overset{+2}{Mn}Cl_2 + 5Cl_2^0 + 8H_2O.$$

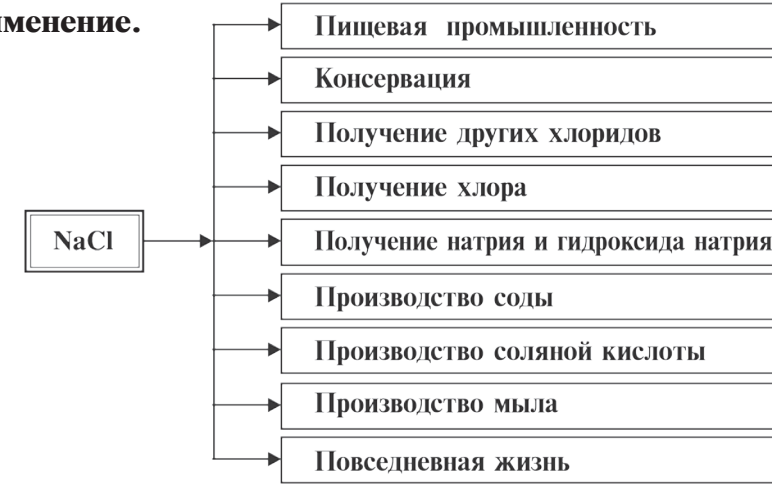
Соли соляной кислоты называют ***хлоридами.*** Хлориды имеют важное значение в народном хозяйстве.

Применение.



Хлорид натрия (поваренная соль) – NaCl. Поваренная соль в природе встречается в большом количестве. Основная масса ее содержится в растворенном виде в воде морей и океанов. Поваренная соль встречается также в виде твердых кристаллов, называемых каменной солью. На территории Узбекистана каменная соль добывается на месторождениях Ходжаикан, Тубакат, Барса-Кельмес, Байбичакан, Аккала.

Применение.



Температура кипения поваренной соли 1413 °C, температура плавления 800,4 °C, плотность 2,16 г/см^3. Растворимость при 0 °C — 35,6 г.

Поваренная соль имеет важное значение в жизни чело-

века и в народном хозяйстве. Человек потребляет в сутки примерно 4–6 г, а в год — 12 кг поваренной соли. Значит, население Узбекистана в год потребляет примерно 4000 т поваренной соли. Население всего мира потребляет в год 14 млн т этого продукта.

Хлорид калия — KCl. Хлорид калия в природе встречается в виде минералов карналлита – $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$, сильвинита — $KCl \cdot NaCl$, сильвина — KCl, каинита — $KCl \cdot MgSO_4 \cdot 3H_2O$. Природные минералы хлорида калия добываются на месторождениях Тубакат в Кашкадарьинской области и Ходжаикан в Сурхандарьинской области.

Хлорид калия имеет важное значение в производстве калийных удобрений для сельского хозяйства, а также для получения едкого калия, хлора и его соединений. Почти все хлориды, кроме AgCl, $PbCl_2$, CuCl, $HgCl_2$, хорошо растворяются в воде.

Для определения хлоридов и соляной кислоты используется раствор $AgNO_3$:

$$NaCl + AgNO_3 = AgCl\downarrow + NaNO_3,$$

$$HCl + AgNO_3 = AgCl\downarrow + HNO_3$$

Соль $AgNO_3$ является реактивом для хлорид-иона (Cl^-). AgCl — черно-серый осадок.

КИСЛОРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ ХЛОРА

Галогены, в частности хлор, образуют ряд кислородных соединений: NaClO; $NaClO_2$; $NaClO_3$; $CaOCl_2$; $KClO_3$. В кислородных соединениях хлор проявляет степень окисления +1, +3, +5, +7.

Хлорноватистая кислота HClO — неустойчивое вещество, которое существует только в разбавленных растворах.

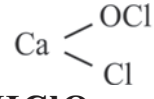
HClO — сильный окислитель. При медленном расщеплении ее выделяется атомарный кислород: $HClO = HCl + O$.

Хлорноватистая кислота относится к очень слабым кислотам. Ее соли получают путем пропускания хлора через раствор щелочи: $Cl_2 + 2KOH = KCl + KClO + H_2O$.

При взаимодействии хлора с гашеной известью получают хлорную известь (отбеливающая известь):

$$2Ca(OH)_2 + 2Cl_2 = Ca(OCl)_2 + CaCl_2 + H_2O.$$

Хлорная известь — $CaOCl_2$. [$CaCl_2 \cdot Ca(ClO)_2$] является смешанной солью (кальциевая соль соляной и хлорноватистой кислот) и имеет структурную формулу



Хлористая кислота —$HClO_2$ — крайне неустойчива и существует только в разбавленных растворах. Является сильным окислителем. Соли хлористой кислоты неустойчивы и взрываются при ударе.

Хлорноватая кислота $HClO_3$ — неустойчивое вещество, существует только в растворе. При концентрации в растворе свыше 40% взрывается и расщепляется.

Хлорноватая кислота и ее соли — хлораты также являются сильными окислителями. При пропускании хлора через горячий гидроксид калия получается хлорат калия (бертолетова соль): $6KOH + 3Cl_2 = KClO_3 + 5KCl + 3H_2O$.

Бертолетова соль $KClO_3$ — устойчивое вещество, которое в качестве окислителя используется при производстве спичек, при изготовлении взрывчатых веществ. В лабораторных условиях применяется для получения кислорода.

Хлорная кислота $HClO_4$ самая сильная среди кислородных соединений хлора. В ряду кислородных соединений хлора кислотные свойства и устойчивость повышаются, а окислительные свойства ослабевают в следующем порядке:

$$HClO,\quad HClO_2,\quad HClO_3,\quad HClO_4.$$

Элементы ЗУН: хлорид водорода, соляная кислота, дымящаяся соляная кислота, реакции, присущие иону хлора, окисление хлор-иона, хлорноватистая кислота, хлорная известь, хлористая кислота, хлорноватая кислота, бертолетова соль, хлорная кислота.



Вопросы и задания

1. Определите плотность хлорида водорода относительно водорода и гелия.
2. Путем электролиза водного раствора поваренной соли получают три важных для промышленности вещества: водород, хлор и едкий натрий. Какое количество поваренной соли и воды потребуется для получения 11,2 $м^3$ хлора.
3. С каким из приведенных веществ взаимодействует соляная кислота: Zn; Cu; CuO; $Cu(OH)_2$; P_2O_5; Na_2S? Запишите уравнения реакций.
4. В солонке прячется “убийца”. Что означает эта фраза. Что имеется в виду под словом “убийца”. Обоснуйте свой ответ.

§ 28 ФТОР, БРОМ, ЙОД

Какие соединения галогенов вы использовали? С какой целью?

Фтор, бром, йод являются представителями семейства галогенов и широко распространены в природе в виде различных соединений.

Фтор в природе встречается в виде минералов флюорита (плавиковый шпат) CaF_2, криолита $Na_3[AlF_6]$, фторапатита $3Ca_3(PO_4)_2 \cdot CaF_2$ или $Ca_5(PO_4)_3F$.

Бром содержится в виде минералов в морских и подземных водах и в качестве примеси во всех природных хлорсодержащих соединениях.

Йод в природе встречается в составе морских водорослей (ламинария), губок, морской воды в виде органических

соединений, в подземных водах и входит в состав чилийской селитры в качестве примеси в виде йодатов $NaIO_3$ и KIO_3.

Все галогены имеют острый запах и ядовиты. Молекулы F_2, Br_2, I_2 двуатомные, с возрастанием порядкового номера радиусы их атомов увеличиваются, что приводит к повышению поляризованности молекул. В результате усиливается межмолекулярное дисперсионное взаимодействие, что обусловливает жидкое состояние у брома и твердое — у йода. А это в свою очередь является причиной высоких значений их температур кипения и плавления (табл.20).

Фтор обладает очень высокой химической активностью и практически трудно растворим в растворителях. Бром и йод мало растворимы в воде и хорошо растворяются в органических растворителях.

Таблица 20

Качественные реакции для галогенидов

Галогениды	Влияние раствора $AgNO_3$	Образовавшийся осадок	Pb^{+2}
Cl^-	$AgNO_3 + NaCl = AgCl\downarrow + NaNO_3$	$AgCl\downarrow$ белые хлопья	$PbCl_2\downarrow$ белого цвета
Br^-	$AgNO_3 + NaBr = AgBr\downarrow + NaNO_3$	$AgBr\downarrow$ желтоватого цвета	$PbBr_2\downarrow$ белого цвета
I^-	$AgNO_3 + NaI = AgI\downarrow + NaNO_3$	$AgI\downarrow$ желтого цвета	$PbI_2\downarrow$ желтого цвета

При комнатной температуре фтор вступает во взаимодействие с щелочными металлами, свинцом и железом, а при накаливании реагирует также со всеми металлами, золотом и платиной. При низких температурах фтор взаимодействует с водородом, йодом, бромом, серой, фосфором,

мышьяком, сурьмой, углеродом, кремнием и бором, при этом реакция сопровождается взрывом и воспламенением фтора. При накаливании фтор соединяется с криптоном и ксеноном: $Xe + F_2 = XeF_2 + Q$.

Фтор не вступает непосредственно в реакцию с кислородом, азотом и алмазом, в атмосфере фтора стекло и вода сгорают: $SiO_2 + 2F_2 = SiF_4 + O_2 + Q$,

$$2H_2O + 2F_2 = 4HF + O_2 + Q.$$

Несмотря на относительно слабую химическую активность брома и йода, они также взаимодействуют со многими металлами и неметаллами.

Бром реагирует с водородом при небольшом нагреве, а йод при сильном нагревании, однако с повышением температуры нагрева HI начинает расщепляться и происходит обратная реакция, которая не доходит до конца:

$$H_2 + I_2 \rightleftarrows 2HI - Q.$$

Химическая активность галогенов ослабевает от фтора к астату, окислительные свойства снижаются поэтапно. Этим объясняется окисление легкими галогенами (в качестве простых веществ) ионов тяжелых галогенидов и восстановление оксидов легких галогенов ионами тяжелых галогенидов:

$F_2 + 2Cl^- \rightarrow 2F^- + Cl_2$, $Cl_2 + 2Br^- \rightarrow 2Cl^- + Br_2$,

$Br_2 + 2I^- \rightarrow 2Br^- + I_2$, $I_2 + 2ClO_3^- \rightarrow 2IO_3^- + Cl_2$.

Так как фтор, бром, йод, как и хлор, в природе встречаются в основном в виде соединений и их ионы заряжены отрицательно, получение этих галогенов в свободном состоянии осуществляется через окисление их ионов путем воздействия окислителями и пропускания электрического тока через расплавы или водные растворы их солей.

Фтор используется для изготовления устойчивых к высоким температурам смазочных средств, стойких к химическим реагентам пластмасс (тефлон), охлаждающих жидкостей

(фреон, хладон) и др. Дневная норма фтора для организма человека 1–2 мг.

Бром применяется при производстве различных лекарственных средств, некоторых красок, при изготовлении бромида серебра. Недостаток брома в организме человека приводит к возникновению различных заболеваний нервной системы. При лечении этих заболеваний и при бессоннице применяются лекарственные средства на основе брома. Дневная норма брома для организма человека 1 мг.

Йод – самый жизненно важный микроэлемент, постоянное содержание его в организме человека составляет 20–25 мг, из них 15 мг находятся в щитовидной железе. Нехватка йода в организме человека вызывает различные заболевания, в частности заболевания щитовидной железы, что сопровождается нарушением работы нервной системы.

Пятипроцентный спиртовый раствор йода используется в медицине в качестве антисептического и кровоостанавливающего средства, а также при изготовлении ряда фармацевтических средств.



Вопросы и задания

1. Встречаются ли в природе фтор, бром и йод в свободном состоянии? Почему?
2. Запишите уравнения реакций взаимодействия брома с металлами.
3. Как изменяются физические и химические свойства галогенов с изменением их относительных атомных масс?
4. Запишите уравнения реакций, позволяющих осуществить следующие превращения:

   а) $HCl \rightarrow Cl_2 \rightarrow CuCl_2 \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow CuO \rightarrow Cu$;

   б) $KBr \rightarrow Br_2 \rightarrow HBr \rightarrow AgBr$;

   в) $NaBr \rightarrow NaCl \rightarrow Cl_2 \rightarrow I_2 \rightarrow HI \rightarrow AgI$.

ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА 1
Решение опытных задач по теме “Галогены”

1. Докажите опытным путем наличие ионов водорода и хлора в составе соляной кислоты. Запишите необходимые уравнения реакций.
2. Докажите с помощью опытов, что данная вам сухая соль является хлоридом натрия.
3. Докажите, что данный вам в пробирке раствор является йодидом натрия.
4. Получите опытным путем четырьмя способами соль хлорид цинка.
5. Докажите, что данный вам образец сухой соли является бромидом.
6. Определите опытным путем, в какой из данных вам двух пробирок находится хлорид натрия, а в какой — карбонат натрия.



НАГЛЯДНЫЕ ЗАДАЧИ И ПРИМЕРЫ

Пример 1. Как можно получить хлорид кальция $CaCl_2$ с помощью поваренной соли и других необходимых веществ? Запишите соответствующие уравнения реакций.

Решение: 1) получение HCl и Cl_2 из поваренной соли:

$$NaCl + H_2SO_4 = NaHSO_4 + HCl,$$

$$10NaCl + 2KMnO_4 + 8H_2SO_4 = $$

$$= K_2SO_4 + 5Na_2SO_4 + 2MnSO_4 + 5Cl_2 + 8H_2O;$$

2) получение $CaCl_2$ путем воздействия на HCl оксидом Ca (CaO) или $Ca(OH)_2$:

$$CaO + 2HCl = CaCl_2 + H_2O,$$

$$Ca(OH)_2 + 2HCl = 2CaCl_2 + 2H_2O;$$

3) получение $CaCl_2$ также путем воздействия на хлор кальцием: $Ca + Cl_2 = CaCl_2$.

Пример 2. Укажите способы получения в лабораторных условиях соли хлорид кальция, применяемой в меди-

цине как антиаллергическое, противопростудное, кровоостанавливающее и повышающее иммунитет средство, с использованием поваренной соли и других необходимых реактивов. Запишите уравнения реакций.

Решение. Для получения соли хлорид кальция необходимо провести следующие реакции:.

1) получение из поваренной соли соляной кислоты или хлора: $2NaCl + H_2SO_4 = 2HCl\uparrow + Na_2SO_4$.

Для этой реакции используются кристаллы поваренной соли и концентрированный раствор серной кислоты;.

2) образовавшийся хлорид водорода растворяют в воде, в результате чего получают соляную кислоту;

3) с помощью соляной кислоты можно получить $CaCl_2$ несколькими способами:

а) $CaO + 2HCl = CaCl_2 + H_2O$,

б) $CaCO_3 + 2HCl = CaCl_2 + CO_2 + H_2O$,

в) $Ca(OH)_2 + 2HCl = CaCl_2 + 2H_2O$.

Пример 3. Сколько (г) перманганата калия и 28 %-ной (ρ = 1,14 г/мл) соляной кислоты (мл) надо взять, чтобы получить то количество хлора, которое необходимо для получения 4 г брома из бромида калия?

Решение. 1) какой объем (н.у.) хлора требуется для получения 4 г брома?

$$2KBr + \underset{22,4\ л}{\overset{x\ л}{Cl_2}} = 2KCl + \underset{160\ г}{\overset{4\ г}{Br_2}},$$

$$\frac{x\ л}{22,4\ л} = \frac{4\ г}{160\ г};\quad x = \frac{22,4 \cdot 4}{160} = 0,56\ л;$$

2) определим массу перманганата калия и соляной кислоты, необходимую для получения 0,56 л хлора:

$$\underset{316}{\overset{x}{2KMnO_4}} + \underset{584}{\overset{y}{16HCl}} = 2KCl + 2MnCl_2 + \underset{112}{\overset{0,56}{5Cl_2}} + 8H_2O.$$

Из уравнения

$\frac{x}{316}=\frac{y}{584}=\frac{0,56}{112}$ следует $\frac{x}{316}=\frac{0,56}{112}$; $x=\frac{316\cdot 0,56}{112}=1,58$ г;

$\frac{y}{584}=\frac{0,56}{112}$; $y=\frac{584\cdot 0,56}{112}=2,92$ г соляной кислоты;

3) в каком количестве 28 %-ного раствора соляной кислоты содержится 2,92 г HCl?

$$\begin{cases} \text{в 100 г раствора содержится 28 г HCl,} \\ \text{в } x \text{ г раствора — 2,92 г HCl,} \end{cases}$$

$$x=\frac{100\cdot 2,92}{28}=10,43 \text{ г};$$

4) найдем объем 10,43 г раствора HCl с помощью формулы $m = V \cdot \rho$:

$$V=\frac{m}{\rho}=\frac{10,43\text{г}}{1,14\text{ г/мл}}=9,15 \text{ мл}.$$

Ответ: 1,58 г $KMnO_4$ и 9,15 мл раствора HCl.

Пример 4. В настоящее время для удовлетворения потребности человеческого организма в йоде в поваренную соль добавляют йод. Для йодирования соли используется соль йодат калия KIO_3. Определите степень окисления йода в йодате калия.

Решение. Зная, что сумма степеней окисления элементов, входящих в состав химических соединений, равна нулю, имеем:

$\overset{+1\ x\ -2}{KIO_3}$ $+1 + x + (-2 \cdot 3) = 0.$

$1 + x - 6 = 0$, отсюда $x = 6 - 1 = 5$.

Значит, степень окисления йода в йодате калия равна +5.

Ответ: +5; $\overset{+1\ +5\ -2}{KIO_3}$.

Пример 5. При взаимодействии 12,8 г неизвестного металла с хлором образовалось 27 г хлорида металла. Определите участвовавший в реакции металл, если валентность его равна 2.

Решение. 1-й способ: 1) запишем уравнение реакции и, используя данные примеры, определим неизвестный металл:

12,8 г 27 г
Me + Cl_2 = $MeCl_2$,
A A+71

$\frac{12,8}{A} = \frac{27}{A+71}$;

12,8(A + 71) = 27A, 12,8A + 908,8 = 27A,
12,8A - 27A = -908,8, -14,2A = -908,8 (-1),
14,2A = 908,8. A = 64.

2-й способ: 1) масса хлора в составе 27 г $MeCl_2$:

27 - 12,8 = 14,2 г;

2) значит, 14,2 г хлора соединились с 12,8 г металла. Согласно правилу эквивалентности,

E(Cl) = 35,5; m(Cl) = 14,2 г;
E(Me) = ?; m(Me) = 12,8 г;

3) из формулы

$$\frac{E(\text{Cl})}{E(\text{Me})} = \frac{m(\text{Cl})}{m(\text{Me})} \quad \text{следует} \quad E(\text{Me}) = \frac{E(\text{Cl}) \cdot m(\text{Me})}{m(\text{Cl})} = \frac{35,5 \cdot 12,8}{14,2} = 32;$$

4) используя формулу нахождения эквивалентности простых веществ $E = \frac{A}{v}$, находим A: $A = E \cdot v = 32 \cdot 2 = 64$.

Ответ: двухвалентный металл, атомная масса которого равна 64, это медь.

Пример 6. При взаимодействии серной кислоты с хлоридом натрия образовались 1,12 л водорода (н.у.) и соль сульфат натрия. Вычислите, какое количество 75 % -ного раствора серной кислоты израсходовано в реакции.

Решение. 1) запишем уравнение реакции:

x 1,12 л
H_2SO_4 + 2NaCl = Na_2SO_4 +2HCl,
98 44,8 л

$\frac{x}{98} = \frac{1,12}{44,8}$; $x = \frac{98 \cdot 1,12}{44,8} = 2,45$ г;

2) для реакции потребовалась 2,45 г серной кислоты. В каком количестве 75 %-ного раствора содержится 2,45 г серной кислоты?

1-й способ.

$$\begin{cases} 75 \text{ г } H_2SO_4 \text{ содержатся в } 100 \text{ г раствора,} \\ 2{,}45 \text{ г } H_2SO_4 \text{ – в } x \text{ г раствора,} \end{cases}$$

$$x = \frac{2{,}45 \cdot 100}{75} = 3{,}27 \text{ г.}$$

2-й способ. $m_{(\text{раствора})} = 2{,}45 \cdot 0{,}75 = 3{,}27$ г.

Ответ: 3,27 г 75 %-ного раствора.



ЗАДАЧИ И ПРИМЕРЫ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ

1. Сколькими способами можно получить хлор, используя следующие вещества: NaCl, MnO_2, H_2SO_4, $KMnO_4$? Запишите уравнения реакций.
2. Дана неизвестная соль. Как можно определить, какая это соль: бромид или йодид?
3. Даны вещества MnO_2, KOH, HCl, H_2O и соответствующее оборудование. Как можно получить бертолетову соль? Запишите уравнения химических реакций.
4. Определите плотность паров брома относительно водорода и воздуха.
5. В обычных условиях в 100 г воды растворяется 3,6 г брома, и такая вода называется бромной водой. Какое количество бромной воды потребуется для окисления 30,4 г $FeSO_4$ в сернокислой среде?
6. Какое количество йода можно получить путем воздействия на йодид калия в сернокислой среде 0,6 л 6%-ного раствора (ρ = 1,04 г/см^3) $KMnO_4$?
7. Какой объем (н.у.) хлора потребуется для полного вытеснения йода из 2 кг 2 %-ного раствора йодида калия?
8. Сколько атомов хлора содержится в 22,2 г соли хлорид кальция?

9. Запишите уравнения реакций, протекающих по следующей схеме: $Fe \rightarrow FeCl_3 \rightarrow NaCl \rightarrow Cl_2 \rightarrow HCl$.

10. Определите массу и количество вещества осадка, образующегося при добавлении к раствору, содержащему 19 г хлорида магния, достаточного количества раствора нитрата серебра.



ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

1. Какое явление происходит при пропускании сульфида водорода через бромную воду темновато-бурого цвета?

A) не происходит никакого явления;
B) раствор обесцвечивается и мутнеет;
C) раствор обесцвечивается и становится прозрачным;
D) из раствора выделяется газ.

2. Какой объем (л,н.у.) хлорида водорода образуется при взаимодействии $3{,}01 \cdot 10^{23}$ молекул водорода с достаточным количеством хлора?

A) 44,1; B) 22,4; C) 11,2; D) 5,6.

3. Уравняйте уравнение химической реакции $KMnO_4 + HCl = \ldots$ Чему равна сумма коэффициентов?

A) 18; B) 20; C) 32; D) 35.

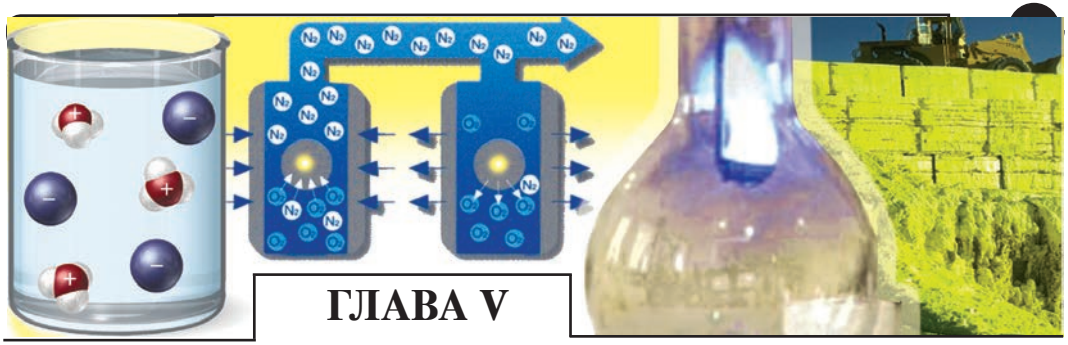
4. Железо сожгли в 6,72 л (н.у.) хлора. Сколько граммов железа вступило в реакцию?

A) 5,6; B) 11,2;
C) 16,8; D) 22,4.

5. Определите вещества, образовавшиеся в результате следующей реакции: $KOH_{(хол.)} + Cl_2 \rightarrow$

A) KCl, H_2O; B) KClO, H_2O;

C) KCl, KClO, H_2O; D) KCl, H_2O, $KClO_3$.



ГЛАВА V

ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА ЭЛЕМЕНТОВ ОСНОВНОЙ ПОДГРУППЫ ШЕСТОЙ ГРУППЫ

§ 29 Элементы подгруппы кислорода

Чем объясняется газообразное состояние кислорода и твердое состояние серы?

В основной подгруппе шестой группы периодической таблицы (подгруппе кислорода) расположены кислород, сера, селен, теллур и полоний (ввиду того, что полоний — радиоактивный элемент, его свойства подробно изучаются в радиохимии).

Строение атомов элементов подгруппы кислорода следующее:

$^{16}_{+8}O$ 2ē, 6ē → $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$;

$^{32}_{+16}S$ 2ē, 8ē, 6ē → $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^4$;

$^{79}_{+34}Se$ 2ē, 8ē, 18ē, 6ē;

$^{128}_{+52}Te$ 2ē, 8ē, 18ē, 18ē, 6ē.

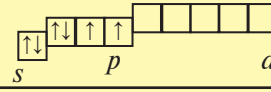
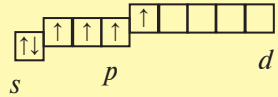
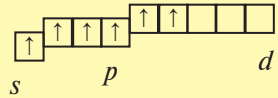
На внешнем энергетическом уровне атомов этих элементов имеется шесть электронов:

$$s^2 \cdot p^4 \rightarrow \underset{s}{\boxed{\downarrow\uparrow}}\ \underset{p}{\boxed{\downarrow\uparrow}\boxed{\uparrow}\boxed{\uparrow}}$$

Поэтому эти элементы для завершения внешнего энергетического уровня, то есть пополнения восемью электронами, присоединяют два электрона и проявляют в соединениях степень окисления −2. В соединении с фтором OF_2

кислород проявляет степень окисления +2, в соединении с водородом H_2O_2 −1. Во всех других соединениях степень окисления кислорода равна −2.

На внешнем энергетическом уровне атомов серы, селена и теллура имеются свободные *d*-орбитали, на которые могут переходить спаренные *p*- и *s*-электроны внешнего уровня.

Состояние атомов S, Se и Te	Размещение на орбиталях электронов внешнего энергетического уровня	Степень окисления
Нормальное		+2 −2
Возбужденное		+4
		+6

Присоединяя электроны, S, Se и Te проявляют степени окисления −2, отдавая электроны, проявляют степени окисления +4, +6:

$\overset{+4}{S}O_2$, $\overset{+4}{Se}O_2$, $\overset{+4}{Te}O_2$; $\overset{+6}{S}O_3$, $\overset{+6}{Se}O_3$, $\overset{+6}{Te}O_3$; H_2S^{-2}, H_2Se^{-2}, H_2Te^{-2}; Na_2S^{-2}, Na_2Se^{-2}.

Кислород — элемент второго периода, на внешнем энергетическом уровне его атома нет *d*-орбиталей, поэтому он не может проявлять степени окисления +4, +6.

СЕРА

Распространение в природе. Сера широко распространена в природе как в свободном состоянии, так и в соединениях.

В настоящее время на действующих в нашей стране предприятиях по переработке газа и газового конденсата налажено получение серы и ее соединений. В частности, в медных рудах, добываемых в Узбекистане, присутствуют

сера, селен и теллур. Селен и теллур используются в качестве сырья при производстве полупроводников, солнечных батарей, терморегуляторов, при создании особых сортов стали и стекла.



Физические свойства. Сера имеет ряд аллотропических модификаций: ромбическая сера S_8; моноклиническая сера S_8; пластическая сера S_n.

В природе встречается ромбическая сера, она представляет собой твердое кристаллическое вещество желтого цвета, не растворимое в воде. Несмотря на то, что плотность серы равна 2 г/см^3, серный порошок всплывает на поверхность воды, так как частицы серы не смачиваются водой.

Всплывание твердых веществ на поверхность воды называется ***флотацией***. Метод флотации широко используется при очистке серных руд от “инородных” тел.

Сера растворяется в сульфиде углерода(IV) CS_2 и органических растворителях. Она плохо проводит электрический ток и тепло. Сера плавится при температуре 112,8 °С, кипит при 444,5 °С. При резком охлаждении расплавленной серы в холодной воде она превращается в пластическую серу, которая представляет собой тягучее вещество.

Химические свойства. В химических реакциях сера участвует как окислитель, а при взаимодействии с кислородом — как восстановитель.

Сера-окислитель.

1. Вступая в реакцию с водородом, сера образует сульфид водорода:

$$H_2^0 + S^0 = \overset{+1}{H}_2 S^{-2}.$$

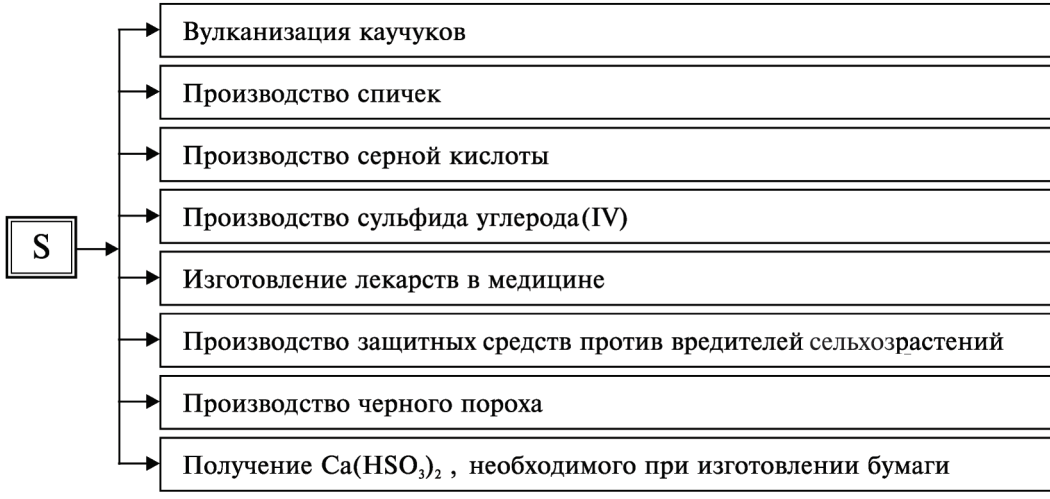
2. Взаимодействуя с металлами, сера образует сульфиды:

$$2\overset{0}{Na} + \overset{0}{S} = \overset{+1}{Na}_2\overset{-2}{S}; \quad 2\overset{0}{Al} + 3\overset{0}{S} = \overset{+3}{Al}_2\overset{-2}{S}_3; \quad \overset{0}{Zn} + \overset{0}{S} = \overset{+2}{Zn}\overset{-2}{S}; \quad \overset{0}{Fe} + \overset{0}{S} = \overset{+2}{Fe}\overset{-2}{S}.$$

Сера-восстановитель. Вступая в реакцию с кислородом, хлором и фтором, сера отдает электрон:

$$\overset{0}{S} + \overset{0}{O}_2 = \overset{+4}{S}\overset{-2}{O}_2; \quad \overset{0}{S} + \overset{0}{Cl}_2 = \overset{+2}{S}\overset{-1}{Cl}_2; \quad \overset{0}{S} + 3\overset{0}{F}_2 = \overset{+6}{S}\overset{-1}{F}_6.$$

Применение. Сера используется в народном хозяйстве в различных целях.



Элементы ЗУН: степени окисления серы (−2, 0, +4, +6), селен, теллур, пирит, цинковая обманка, медный блеск, гипс, горькая соль, глауберова соль, ромбическая, моноклиническая, пластическая сера, сера окислитель, сера восстановитель, флотация.



Вопросы и задания

1. Запишите формулы природных соединений кислорода.
2. Запишите формулы природных соединений серы. Какова степень окисления серы в этих соединениях?
3. Образуйте сложные вещества с формулами Li_2S, ZnS, H_2S, SO_2, CS_2, SF_6 с помощью простых веществ. Запишите уравнения реакций. Какое свойство (окислительное или восстановительное) проявляет сера при образовании этих соединений?

§ 30 ВОДОРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ СЕРЫ

Почему водный раствор сульфида водорода проявляет кислотное свойство?

Молекулярная формула сульфида водорода (сероводорода) H_2S; структурная формула H-S-H; электронная формула: $H:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{S}}:H$

Получение. Сульфид водорода получают действием соляной кислоты на соли сероводородной кислоты, то есть на сульфиды: $FeS + 2HCl = FeCl_2 + H_2S\uparrow$.

Сульфид водорода получают также воздействием водорода на расплавленную (при 200–350°C) серу: $H_2 + S = H_2S$.

Физические свойства. Сульфид водорода – бесцветный газ с острым запахом (запах протухшего яйца), ядовит. Плавится при температуре –82,30 °C, кипит при –60,28 °C. В 1 л воды растворяется 3,85 г или 2,536 л сульфида водорода (в одном объеме воды 2,5 объема H_2S). Сульфид водорода – ядовитый газ. Его концентрация в воздухе, равная 0,1 %, приводит к сильному отравлению человека. Концентрация в воздухе не должна превышать 0,01 мл/л.

Водный раствор сульфида водорода называется *сероводородной кислотой*.

Химические свойства. Сульфид водорода — горючий газ, он горит в присутствии кислорода. Если кислорода достаточно, то получаются сернистый газ и вода:

$$2H_2S + 3O_2 = 2SO_2 + 2H_2O.$$

Если кислорода недостаточно, то образуются сера и вода:

$$2H_2S + O_2 = 2S + 2H_2O.$$

Сульфид водорода и сероводородная кислота — сильные восстановители:

$$2\overset{+3}{Fe}Cl_3 + H_2S^{-2} = 2\overset{+2}{Fe}Cl_2 + 2HCl + S^0,$$

$$H_2S^{-2} + Cl_2^0 = 2HCl^{-1} + S^0,$$

$$2H_2S^{-2} + H_2S^{+4}O_3 = 3S^0 + 3H_2O.$$

Как и другие кислоты, сероводородная кислота вступает в химические реакции, общие для всех кислот:

$$2KOH + H_2S = K_2S + 2H_2O,$$

$$CaO + H_2S = CaS + H_2O,$$

$$CuCl_2 + H_2S = CuS\downarrow + 2HCl.$$

Для сульфида водорода, сероводородной кислоты и водорастворимых сульфидов реактивом является $Pb(NO_3)_2$:

$$H_2S + Pb(NO_3)_2 = PbS\downarrow + 2HNO_3,$$

$$Na_2S + Pb(NO_3)_2 = PbS\downarrow + 2NaNO_3,$$

$$K_2S + Pb(NO_3)_2 = PbS\downarrow + 2KNO_3,$$

При добавлении к раствору, содержащему ион сульфида, водорастворимой соли свинца образуется осадок PbS черного цвета. На основе этого опыта можно определить ион сульфида.

Элементы ЗУН: сульфид водорода, сероводородная кислота, ион сульфида, реакции, характерные для иона сульфида.



Вопросы и задания

1. Определите плотность сульфида водорода относительно водорода и воздуха.
2. На основе каких опытов можно определить наличие сульфида водорода в воздухе помещения школьной химической лаборатории?
3. Запишите уравнения реакций полного и неполного сгорания сульфида водорода. Определите, как изменяются степени окисления серы в каждой реакции.
4. Какой объем воздуха (н.у.) потребуется для окисления 80 г серы?
5. Какое явление произойдет, если через раствор сульфата меди пропустить газ сульфид водорода? Запишите уравнения реакции.

§ 31 КИСЛОРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ СЕРЫ

Чем объясняется то, что кислородные соединения серы проявляют положительную степень окисления?

Оксиды серы. Сера образует два оксида, имеющих практическое значение: оксид серы(IV)-SO_2 (сернистый ангидрид) и оксид серы(VI)-SO_3 (серный ангидрид).

Оксид серы(IV) SO_2 в природе встречается в составе вулканических газов и газов, образованных в результате горения природного угля. SO_2 — газ с полярной ковалентной связью. В лабораторных условиях SO_2 получают путем воздействия на соли сернистой кислоты соляной и серной кислотами: $Na_2SO_3 + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + H_2O + SO_2\uparrow$.

Оксид серы(IV) получают также путем воздействия на медную стружку концентрированной серной кислотой:

$$2H_2SO_{4(конц)} + Cu = CuSO_4 + SO_2\uparrow + 2H_2O.$$

В промышленности оксид серы(IV) получают путем обжига на воздухе сульфидов металлов:

$$4FeS_2 + 11O_2 \rightarrow 2Fe_2O_3 + 8SO_2\uparrow;$$
$$2ZnS + 3O_2 \rightarrow 2ZnO + 2SO_2\uparrow.$$

Оксид серы(IV) — бесцветный газ с резким удушливым запахом, который при −10 °С переходит в жидкое, а при −73 °С — в твердое состояние. Будучи кислотным оксидом, растворяясь в воде (в 1 объеме воды растворяется 36 объемов SO_2), образует сернистую кислоту: $SO_2 + H_2O = H_2SO_3$.

Взаимодействуя с основными оксидами и щелочами, оксид серы(IV) образует сульфиты:

$CaO + SO_2 = CaSO_3$; $2NaOH + SO_2 \rightarrow H_2O + Na_2SO_3$.

Оксид серы(IV) окисляется в присутствии катализатора и образует оксид серы(VI): $2SO_2 + O_2 \rightleftarrows 2SO_3 + Q$.

Оксид серы(IV) окисляет сульфид водорода, в результате сам восстанавливается до серы: $2H_2S + SO_2 \rightarrow 2H_2O + 3S$.

SO_2 обесцвечивает органические красители, убивает микроорганизмы, используется при изготовлении сухофруктов (кураги), выращивании ягод. Жидкий SO_2 используется при очистке нефти. Оксид серы(IV) − ядовитый газ, его концентрация в воздухе, превышающая 0,03−0,05 мг/л, вызывает различные заболевания у человека.

Оксид серы(VI) SO_3 − высший оксид серы, бесцветная жидкость, кипящая при 45 °С, а при 17 °С превращающаяся в белую кристаллическую массу. Оксид серы(VI) проявляет свойства, присущие кислотным оксидам. Легко вступает в реакцию с водой и образует серную кислоту:

$$SO_3 + H_2O = H_2SO_4 + Q.$$

Сам оксид серы(VI) также хорошо растворяется в концентрированной серной кислоте, при этом образуется олеум: $H_2SO_4 \cdot nSO_3 \rightarrow$ олеум: $H_2SO_4 + nSO_3 \rightarrow H_2SO_4 \cdot nSO_3$.

В промышленности оксид серы(VI) получают путем окисления оксида серы(IV) в присутствии катализатора. Оксид серы(VI) применяется в основном в производстве серной кислоты.

Элементы ЗУН: оксид серы(IV), оксид серы(VI), олеум.



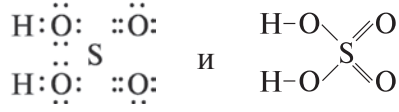
Вопросы и задания

1. Определите плотность соединения, состоящего из 50 % серы и 50 % кислорода, относительно воздуха.
2. Запишите уравнения реакций, необходимых для осуществления следующих превращений: $S \rightarrow ZnS \rightarrow SO_2 \rightarrow S$.
3. Вычислите количество пирита, необходимого для получения 5,6 л оксида серы(IV).

§ 32 СЕРНАЯ КИСЛОТА

На какие металлы не воздействует концентрированная серная кислота?

Молекулярная формула серной кислоты H_2SO_4. Электронная и структурная формулы:



Получение серной кислоты осуществляется с помощью химических реакций, протекающих по следующей схеме:

$$FeS_2 \rightarrow SO_2 \rightarrow SO_3 \rightarrow H_2SO_4.$$

Физические свойства. Серная кислота — тяжелая бесцветная маслянистая жидкость без запаха. Плотность 96% -ной концентрированной кислоты равна 1,84 г/см^3. При растворении в воде она выделяет большое количество теплоты, поэтому при ее разбавлении следует соблюдать осторожность, *приливая серную кислоту к воде небольшими частями*.

Химические свойства. Концентрированная и разбавленная серные кислоты отличаются друг от друга по химическим свойствам. Разбавленная серная кислота проявляет все свойства, присущие кислотам.

1. Взаимодействует со всеми металлами, стоящими в ряду активности перед водородом, при этом образуются соли и вытесняется водород:

$$Zn + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2,$$

$$2Al + 3H_2SO_4 = Al_2(SO_4)_3 + 3H_2.$$

2. Взаимодействует с основными и амфотерными оксидами и образует соли и воду:

$$CuO + H_2SO_4 = CuSO_4 + H_2O,$$

$$ZnO + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2O.$$

3. Взаимодействует с основаниями и образует соли и воду:

$$2NaOH + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + 2H_2O,$$

$$Mg(OH)_2 + H_2SO_4 = MgSO_4 + 2H_2O.$$

4. Взаимодействует с солями слабых и летучих кислот и образует новые соли и новые кислоты:

$$3H_2SO_4 + Ca_3(PO_4)_2 = 3CaSO_4 + 2H_3PO_4.$$

Концентрированная серная кислота является очень сильным окислителем, поэтому она реагирует почти со всеми металлами, кроме серебра Ag, золота Au и платины Pt, а также железа Fe при 100 %-ной концентрации. При этом в зависимости от активности металлов, концентрации серной кислоты и условий реакции выделяются газы SO_2, S или H_2S:

$$\overset{0}{Cu} + 2H_2\overset{+6}{S}O_{4(конц.)} = \overset{+2}{Cu}SO_4 + \overset{+4}{S}O_2 + 2H_2O,$$

$Cu^0 \xrightarrow{-2\bar{e}} Cu^{+2}$ | восстановитель (окисляется),

$S^{+6} \xrightarrow{+2\bar{e}} S^{+4}$ | окислитель (восстанавливается).

При кипячении концентрированная серная кислота взаимодействует также с неметаллами:

$$2H_2\overset{+6}{S}O_4 + C^0 = \overset{+4}{C}O_2 + 2\overset{+4}{S}O_2 + 2H_2O.$$

Концентрированная серная кислота обугливает такие вещества, как сахар, бумага, дерево и ткани, вытягивая воду из содержащейся в них целлюлозы:

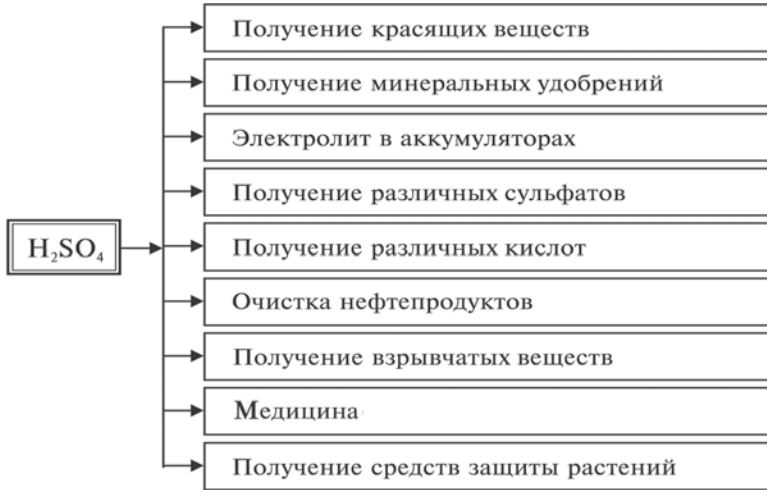
$$\begin{matrix}\text{сахар}\\ \text{дерево}\end{matrix} + H_2SO_4 = nC + H_2SO_4 \cdot nH_2O\cdot$$

Для определения серной кислоты и сульфатов на них воздействуют растворимой солью бария (хлорид бария). В

результате реакции выпадает осадок белого цвета, не растворимый ни в воде, ни в азотной кислоте:

$$H_2SO_4 + BaCl_2 = BaSO_4\downarrow + 2HCl,$$
$$Na_2SO_4 + BaCl_2 = BaSO_4\downarrow + 2NaCl.$$

Применение серной кислоты



Сульфаты. Сульфат натрия Na_2SO_4. Безводный сульфат натрия используется при производстве стекла и соды, при изготовлении различных лекарств в медицине и ветеринарии. Соединение $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ называется глауберовой солью.

Сульфат кальция $CaSO_4$. $CaSO_4$ в природе встречается в виде гипса $CaSO_4 \cdot 2H_2O$. При нагревании природного гипса при 150—170 °С он теряет 3/4 воды и превращается в алебастр $CaSO_4 \cdot {}^1/_2H_2O$. Алебастр — важный строительный материал, часто используемый при строительстве объектов. В медицине гипс используется для наложения всевозможных гипсовых повязок.

Сульфат меди(II) $CuSO_4$. В соединении с водой сульфат меди(II) образует медный купорос — кристаллогидрат $CuSO_4 \cdot 5H_2O$. Медный купорос используется для облицовки поверхности металлов медным покрытием, а также для борьбы с вредителями сельскохозяйственных растений.

Железный купорос $FeSO_4 \cdot 7H_2O$. Кристалл темно-зеленого цвета, используется для борьбы с вредителями сельскохозяйственных растений, а также для изготовления различных красок.

Элементы ЗУН: приготовление раствора концентрированной серной кислоты, сульфат-ион, реакции, присущие сульфат-ионам, гипс, алебастр, медный купорос, железный купорос.



Вопросы и задания

1. Каковы различия между влиянием на металлы концентрированной и разбавленной серной кислоты? Запишите соответствующие уравнения реакций.
2. Выполните упражнения на основе следующей таблицы.

Вещество	Cu	Zn	MgO	KOH	$Cu(OH)_2$	$Ba(NO_3)_2$	$CaCO_3$
$H_2SO_{4\ (разб.)}$	1	2	3	4	5	6	7
$H_2SO_{4(конц.)}$	8	9	10	11	12	13	14
H_2S	15	16	17	18	19	20	21

Например, запишите уравнения реакций, протекающих в состояниях 1,2,8,9.

3. Определите, в какой из двух пробирок находится серная, а в какой — соляная кислота.
4. Сколько граммов 20 %-ного раствора серной кислоты потребуется для расплавления 5,4 г алюминия?

§ 33 СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Можно ли ускорить протекание химических реакций?

Химические реакции протекают с различной скоростью. Некоторые реакции протекают за доли секунды, а другие могут длиться в течение нескольких дней, то есть идут очень

медленно. Есть и такие реакции, для завершения которых требуются даже годы.

Если в химическом производстве некоторые реакции требуют ускорения, то некоторые необходимо замедлить. Например, процесс ржавления железных изделий требует замедления.

Изменение концентраций веществ, участвующих в химической реакции, за единицу времени называется ***скоростью химической реакции.***

Например, начальная концентрация вещества, вступающего в реакцию, равна 1 моль/л. Через 10 с, в течение которых продолжалась реакция, концентрация этого вещества составила 0,4 моль/л. Скорость совершившейся реакции определяется путем выполнения следующих действий.

Скорость химической реакции — ϑ. В течение реакции концентрация вещества уменьшилась на 0,6 моль/литр (1 моль/л — 0,4 моль/л = 0,6 моль/л). Продолжительность реакции — 10 с:

$$\vartheta = \frac{c_1 - c_2}{t} = \frac{1 \text{ моль/л} - 0{,}4 \text{ моль/л}}{10\text{с}} = \frac{0{,}6 \text{ моль/л}}{10\text{с}} = 0{,}06 \text{ моль/л·с}$$

Следовательно, скорость этой реакции равна 0,06 моль/л · с.

Факторы, влияющие на скорость химической реакции.

1. *Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость химических реакций.*

При изучении химических свойств кислорода в курсе химии 7 класса вы узнали, что на воздухе сера горит очень медленно, а в присутствии чистого кислорода быстро сгорает ярким пламенем. При горении серы в присутствии чистого кислорода количество молекул кислорода, ударяющихся о поверхность серы, намного больше, чем в воздухе. Это связано с тем, что кислород занимает 21 % объема воздуха.

Скорость химических реакций равна произведению концентраций веществ, участвующих в реакции. Например, для реакции $mA + nB = C$ $\vartheta = k\,[A]^m \cdot [B]^n$, где [A] и [B] — молярные концентрации веществ A и B, k — коэффициент пропорциональности.

2. *Влияние температуры на скорость химических реакций.*

При повышении температуры каждый раз на 10 °C скорость реакции увеличивается в 2—4 раза: $\vartheta_{t_2} = \vartheta_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$,

где ϑ_{t_2} — скорость реакции при температуре t_2; ϑ_{t_1} — скорость реакции при температуре t_1; γ — температурный коэффициент скорости химической реакции. Например, при температурном коэффициенте скорости реакции $\gamma = 2$ и повышении температуры среды до 40 °C скорость данной реакции увеличивается в 16 раз; до 50 °C — в 32 раза, до 70 °C — в 128 раз. Такое резкое увеличение скорости реакции можно объяснить ускорением движения молекул и увеличением частоты их столкновений, а также возрастанием количества активных молекул. Скорость химических реакций зависит также от природы реагирующих веществ, поверхности твердых веществ и катализатора (вспомните понятие о катализаторах из курса химии 7 класса).

3. *Влияние природы веществ на скорость химической реакции.*

Влияние воды на металлы калий, натрий, железо и медь вы изучали в 7 классе:

а) реакция $2K + 2H_2O = 2KOH + H_2$ протекает настолько быстро, что выделяющийся водород сгорает. Реакция сопровождается горением; б) реакция $2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2$ протекает быстро, но медленнее, чем реакция воды с калием; в) взаимодействие железа с водой происходит при участии атмосферного кислорода в течение длительного времени; г) медь не взаимодействует с водой.

4. *Для твердых веществ скорость реакции прямо пропорциональна поверхности веществ, вступающих в реакцию.*

Рассмотрим эту зависимость на примере реакции соединения железа с серой.

Реакция Fe + S = FeS протекает быстрее до строго определенной степени измельчения частиц железа. При увеличении степени измельчения частиц до порошкообразного состояния скорость реакции ослабевает, так как происходит спекание, которое снижает взаимное столкновение молекул.

5. *Влияние катализатора на скорость химической реакции.*

Реакция расщепления пероксида водорода ускоряется в присутствии MnO_2. Процесс получения оксида серы(VI) ускоряется в присутствии катализатора оксида ванадия(V).

Вещества, которые ускоряют химические реакции, но сами остаются без изменений, называются ***катализаторами***.

Ингибиторы — это вещества, которые снижают возможность веществ вступать в химическую реакцию.

Элементы ЗУН: скорость химической реакции, концентрация, температура, температурный коэффициент скорости, столкновение молекул, катализатор, ингибитор.



Вопросы и задания

1. Что называется средней скоростью движущегося тела?
2. Что называется скоростью химической реакции?
3. Какие факторы влияют на скорость химической реакции?

§ 34 ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Почему реакция расщепления известняка считается необратимой?

Химические реакции подразделяются на обратимые и необратимые. Необратимые реакции протекают только в сторону образования продуктов реакции. Например,

$$NaCl + AgNO_3 = AgCl\downarrow + NaNO_3,$$
$$CaCO_3 + 2HCl = CaCl_2 + CO_2\uparrow + H_2O,$$

$$NaOH + HNO_3 = NaNO_3 + H_2O,$$
$$2KClO_3 = 2KCl + 3O_2,$$
$$Zn + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2\uparrow.$$

В обратимых же реакциях химический процесс протекает в противоположные стороны. То есть сначала образуются продукты реакции, которые одновременно могут превращаться в исходные вещества. Например, оксид серы(IV), взаимодействуя с водой, образует сернистую кислоту:

$$SO_2 + H_2O = H_2SO_3.$$

С увеличением количества сернистой кислоты в растворе начинает протекать обратная реакция: $H_2SO_3 = H_2O + SO_2$.

Реакции, протекающие при одних и тех же условиях в противоположные стороны, называются ***обратимыми****:*

$$SO_2 + H_2O \rightleftarrows H_2SO_3.$$

Реакция, идущая с образованием новых продуктов, т.е. слева направо, называется ***прямой****, а идущая с образованием исходных продуктов, то есть справа налево, —* ***обратной*** *реакцией.*

В обратимых химических реакциях по мере расходования исходных веществ их концентрации в растворе уменьшаются. В результате снижается скорость прямой реакции. И наоборот, за счет увеличения концентрации продуктов, образующихся в течение реакции, увеличивается скорость обратной реакции. Иначе говоря, сколько молекул продукта реакции будет образовываться за единицу времени, столько молекул будет расщепляться.

Состояние, когда скорость прямой реакции сравняется со скоростью обратной реакции, называется ***химическим равновесием****. Скорость прямой реакции выражается буквой* ϑ_1*, скорость обратной реакции — буквой* ϑ_2 ($\vartheta_1 = \vartheta_2$).

Химическое равновесие может быть нарушено при изменении давления, температуры и концентрации веществ. Ка-

тализатор не только не сдвигает химическое равновесие, а наоборот, способствует его быстрейшему установлению. Повышение температуры ускоряет реакции, протекающие с поглощением тепла.

Реакция окисления оксида серы(IV) является обратимой экзотермической реакцией: $2SO_2 + O_2 \rightleftarrows 2SO_3 + Q$.

Повышение температуры этой реакции ускоряет обратную реакцию, а понижение температуры ускоряет прямую реакцию. Увеличение давления сдвигает химическое равновесие в сторону реакции, приводящей к уменьшению объема продукта:

$$2SO_2 + O_2 \rightleftarrows 2SO_3 + Q,$$

$$\frac{2 \cdot 22{,}4\ л + 22{,}4\ л}{67{,}2\ л}, \qquad \frac{2 \cdot 22{,}4\ л}{44{,}8\ л}.$$

Из расчетов, выполненных на основе уравнения реакции, видно, что в прямой реакции происходит уменьшение объема. Значит, увеличение давления ускоряет прямую реакцию.

Увеличение концентрации одного из веществ в реакции, находящейся в состоянии химического равновесия, приводит к сдвигу химического равновесия в сторону расходования этого вещества. Например, в реакционной среде $CO_2+H_2 \rightleftarrows H_2O+CO$, находящейся в состоянии химического равновесия, с увеличением концентрации CO_2 химическое равновесие сдвигается в сторону прямой реакции, а при повышении концентрации CO — в сторону обратной реакции.

Элементы ЗУН: обратимая реакция, прямая реакция, обратная реакция, химическое равновесие, сдвиг равновесия, факторы, обусловливающие сдвиг равновесия.



Вопросы и задания

1. Какие реакции называются необратимыми?
2. Какие реакции называются обратимыми?

3. Что такое химическое равновесие? Перечислите пути сдвига химического равновесия.

4. В какую сторону смещается химическое равновесие при понижении температуры реакции?

$2NO + O_2 \rightleftarrows 2NO_2 + Q$, $CO_2 + C \rightleftarrows 2CO - Q$?

§ 35 ПРОМЫШЛЕННОЕ ПРОИЗВОДСТВО СЕРНОЙ КИСЛОТЫ

Какие катализаторы используются при производстве серной кислоты?

Серная кислота — одно из важнейших неорганических соединений в химической промышленности. Сырьем для промышленного производства серной кислоты служат: чистая сера S, железный колчедан (пирит) FeS_2, сульфиды цветных металлов CuS, ZnS, PbS, сульфид водорода H_2S.

Процессы промышленного производства серной кислоты, начиная с подготовки сырья и кончая получением готового продукта, подразделяются на несколько этапов.

1. Получение оксида серы(IV). 2. Очистка оксида серы(IV).
3. Окисление оксида серы(IV) и получение оксида серы(VI).

1. Получение оксида серы(IV).

Для получения оксида серы(IV) из имеющегося сырья необходимо осуществить следующие химические реакции:

$S + O_2 = SO_2$, $2H_2S + 3O_2 = 2SO_2 + 2H_2O$,

$4FeS_2 + 11O_2 = 2Fe_2O_3 + 8SO_2$. $Cu_2S + 2O_2 = 2CuO + SO_2$.

В промышленности для производства H_2SO_4 используется пирит. Для обеспечения высокой продуктивности реакции обжига (окисления) пирита необходимо:

1) реакции обжига проводить при участии чистого кислорода вместо воздуха. Это позволяет увеличить концентрацию одного из реагирующих веществ — кислорода, а следовательно, и скорость реакции;
2) измельчать частицы пирита, при этом увеличивается поверхность столкновения частиц пирита с кислородом, в результате чего реакция ускоряется. Однако чрезмерное

измельчение пирита замедляет реакцию, так как пирит спекается и кислород не может проникнуть в уплотненные слои. Но использование чрезмерно измельченного пирита по принципу противотока также дает хорошие результаты.

Пирит засыпается в печь для обжига колчедана (окисление FeS_2) сверху в виде порошка, а воздух подается снизу. Смесь мелких частиц пирита и воздуха называется кипящим слоем. В таких условиях пирит окисляется за очень короткий срок.

2. Очистка оксида серы(IV). Процесс получения оксида серы(IV) является каталитическим, в качестве катализатора используется оксид ванадия(V)—V_2O_5. Оксид серы(IV) содержит в своем составе различные примеси и пыль, которые снижают каталитические свойства катализатора. Поэтому SO_2 сначала подвергается очистке, затем подается в контактный аппарат. Очистка осуществляется путем пропускания через такие аппараты, как циклон или электрофильтр, затем оксид серы(IV) поступает в сушильную башню для осушки. Для осушки используется концентрированная серная кислота (см.рис.20).

3. Окисление оксида серы(IV) и получение оксида серы(VI). Для получения оксида серы(VI) из оксида серы(IV) последний окисляется в присутствии катализатора:

$$2SO_2 + O_2 \rightleftarrows 2SO_3 + Q.$$

Реакция является экзотермической, и при 400 °С выход оксида серы(VI) составляет 99,2 %. С повышением температуры выход продукта уменьшается, например, при 600 °С он составляет лишь 73 %. Теплота, выделяющаяся в ходе реакции, расходуется на нагревание SO_2 в теплообменнике.

Для выбора оптимальных условий окисления оксида серы(IV) необходимо подобрать факторы, позволяющие сдвинуть равновесие обратимой реакции вправо.

1. Температура. Для увеличения выхода оксида серы(VI) температуру реакции следует постепенно понижать с 600 °С до 400—450 °С .

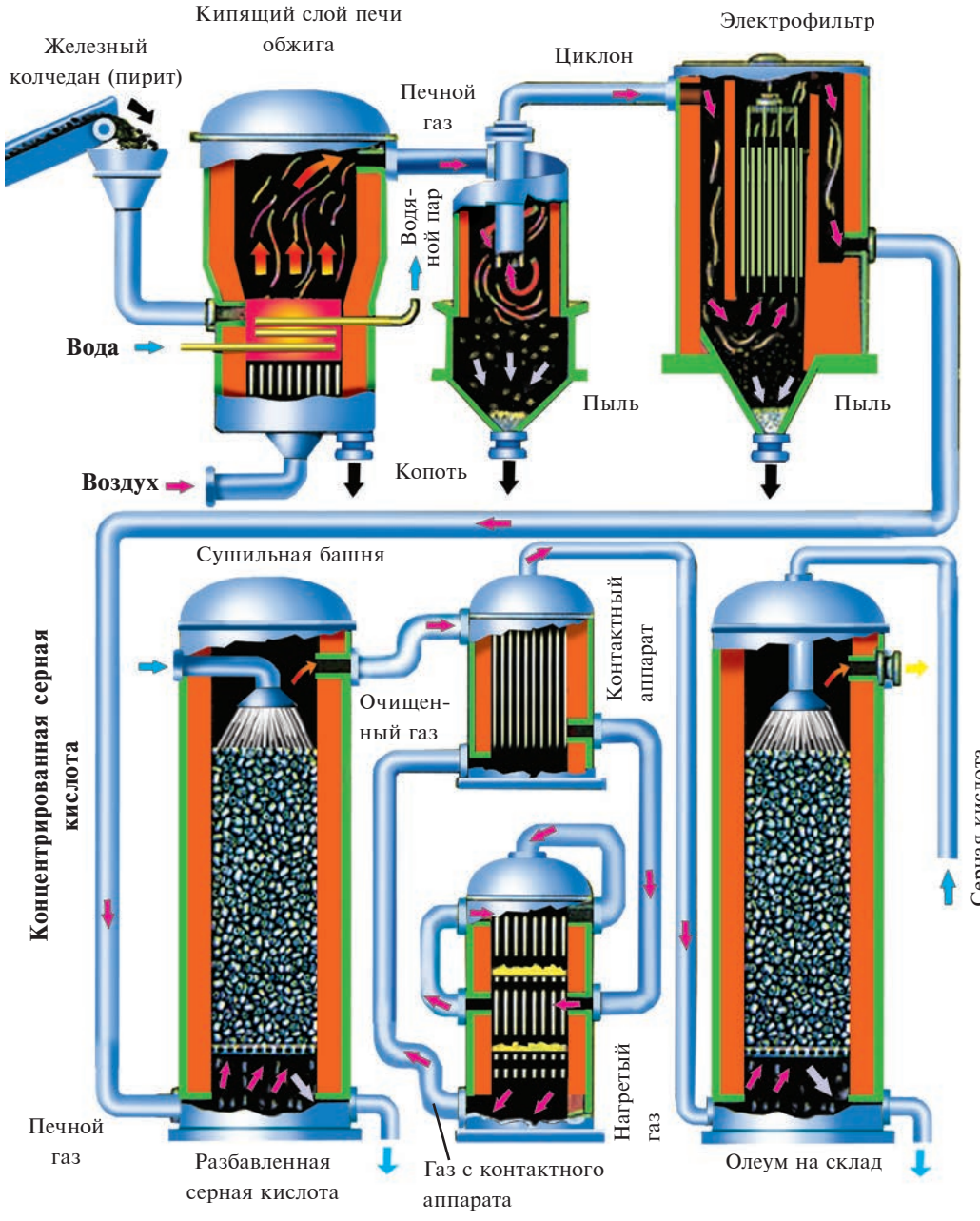


Рис. 20. *Промышленное производство серной кислоты*

2. Катализатор. Катализатором могут служить оксиды железа, платины и ванадия. К катализаторам предъявляются следующие требования: а) низкая цена; б) устойчивость к каталитическим донорам; в) долговечность. В настоящее время в качестве катализатора используется оксид ванадия(V).

3. Оксид серы(IV), поступающий в контактный аппарат, должен быть осушен от водяных паров и очищен от различных твердых частиц и пыли, повреждающих катализатор. Оксид серы(IV), осушенный от водяного пара и очищенный от пыли и различных примесей, в смеси с воздухом поступает в теплообменник, где он нагревается до определенной температуры, а оттуда в контактный аппарат, где он окисляется до SO_3.

Образовавшийся в контактном аппарате и охлажденный в теплообменнике оксид серы(VI) подается в поглотительную башню.

Гидратация оксида серы(VI), то есть получение серной кислоты.

В поглотительной башне из оксида серы(VI) получается серная кислота, для чего SO_3 вступает во взаимодействие с водой. В результате этого взаимодействия серная кислота образуется в виде мельчайших капель, которые затуманивают поглотительную башню. Этот сернокислотный туман трудно конденсируется, поэтому в поглотительной башне SO_3 поглощается с помощью серной кислоты 98 %-ной концентрации. Вода, содержащаяся в концентрированной H_2SO_4, гидратирует SO_3:

$$SO_3 + H_2O = H_2SO_4 + Q.$$

Затем обезвоженная H_2SO_4 поглощает SO_3 и образует соединение, называемое олеумом:

$$H_2SO_4 + nSO_3 = H_2SO_4 \cdot nSO_3.$$

Процесс промышленного производства серной кислоты является непрерывным (рис. 20).

Элементы ЗУН: сырье, обжиг пирита, кипящий слой, контактный аппарат, теплообменник,олеум.



Вопросы и задания

1. Какие вещества служат сырьем для производства серной кислоты?
2. На какие этапы подразделяется процесс промышленного производства серной кислоты?
3. Как осуществляется обжиг пирита в промышленности?
4. Какие факторы используются для увеличения продуктивности процесса окисления оксида серы(IV)?
5. Запишите уравнения реакций, позволяющих осуществить следующие превращения: $ZnS \rightarrow H_2S \rightarrow SO_2 \rightarrow SO_3 \rightarrow$ олеум.

ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА 2
Решение опытных задач по теме “Сера”

1. Докажите с помощью опыта, что данное вещество является серной кислотой.
2. Докажите, что влияние разбавленной и концентрированной серной кислоты на цинк неодинаковое (соблюдайте осторожность при проведении опытов). Запишите уравнения реакций, происшедших в ходе опыта.
3. В трех пронумерованных пробирках даны соли хлорид кальция, сульфид натрия и сульфат калия. Определите с помощью опытов, какая соль находится в каждой пробирке.
4. Можно ли получить соль хлорид алюминия из соли сульфат алюминия? Запишите уравнения реакций и докажите с помощью опыта.



НАГЛЯДНЫЕ ЗАДАЧИ И ПРИМЕРЫ

Пример 1. Во сколько раз увеличится скорость реакции, если коэффициент скорости равен 3, а температура повышена с 50 °С до 70 °С? При первоначальной темпе-

ратуре (50 °С) реакция завершается за 2 мин 15 с, за какое время она завершится при 70 °С?

Решение: 1) увеличение скорости реакции (при переходе от 50 °С к 70 °С) найдем согласно правилу Вант-Гоффа:

$$\upsilon = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}} = 3^{\frac{70-50}{10}} = 3^2 = 9.$$

Скорость химической реакции увеличится в 9 раз;

2) при начальной температуре t_1, то есть при 50 °С реакция завершается за 2 мин 15 с (135 секунд), при температуре t_2 — за время, большее в 9 раз.

$$\vartheta\left|t_2\right| = \frac{135}{9} = 15.$$

Ответ: 15 с.

Пример 2. В процессе производства азотной ксилоты оксид азота(II) окисляют и получают оксид азота(IV). Для ускорения этого процесса повышают давление. Во сколько раз в результате этого возрастает скорость химической реакции?

Решение: 1) запишем уравнение реакции:

$2NO + O_2 = 2NO_2$;

2) первоначальная скорость реакции: $\vartheta_1 = K[NO]^2 \cdot [O_2]$.

при повышении давления в три раза соответственно в три раза увеличивается концентрация веществ, участвующих в реакции: $\vartheta_2 = K3[NO]^2 \cdot 3[O_2] = 3^2 \cdot 3 = 27$.

Ответ: скорость реакции возрастает в 27 раз.

Пример 3. При установлении равновесия в химической реакции $CO + H_2O \rightleftarrows CO_2 + H_2$ концентрация участвующих в ней веществ составила: $[CO]=0{,}004$ моль/л, $[H_2O]=0{,}064$ моль/л, $[CO_2] = 0{,}016$ моль/л и $[H_2] = 0{,}016$ моль/л.

Вычислите константу равновесия данной химической реакции.

Решение. Решим пример с помощью формулы:

$$K = \frac{[CO_2]\cdot[H_2]}{[CO]\cdot[H_2O]}, \qquad K = \frac{0{,}016 \cdot 0{,}016}{0{,}004 \cdot 0{,}064} = 1.$$

Ответ: константа равновесия равна 1.

Пример 4. При повышении температуры реакции с 30 °С до 80 °С ее скорость увеличилась в 1024 раза. Определите температурный коэффициент этой реакции.

Решение. Температурный коэффициент данной реакции находим с помощью формулы $\vartheta = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$;

здесь ϑ — скорость реакции — 1024; t_1 — начальная температура - 30 °С; t_2 — конечная температура - 80 °С; γ - температурный коэффициент - ?

$1024 = x^{\frac{80-30}{10}}$; $1024 = x^5$. ***Ответ***: $\gamma = 4$; $x = 4$.

Пример 5. Какое влияние оказывают повышение температуры и понижение давления на следующие химические реакции, находящиеся в состоянии равновесия?

1. $3O_2 \rightleftarrows 2O_3 + 192{,}46$ кДж. 2. $3H_2 + N_2 \rightleftarrows 2NH_3 + 92{,}04$ кДж.
3. $N_2 + O_2 \rightleftarrows 2NO - 180{,}98$ кДж.

Решение. Рассмотрим равновесие каждой реакции на основе закона Ле Шателье:

1) повышение температуры системы, находящейся в равновесном состоянии, в эндотермических реакциях приводит к сдвигу химического равновесия вправо, а понижение температуры — в экзотермических реакциях к сдвигу равновесия вправо или наоборот.
   При повышении температуры в реакциях 1 и 2 равновесие смещается влево, а реакции 3 — вправо;
2) увеличение давления в реакциях между газообразными веществами приводит к смещению равновесия в сторону образования небольшого числа молекул и, наоборот, понижение давления — к смещению равновесия в сторону образования большого количество молекул. Уменьшение давления в реакциях 1 и 2 приводит к сдвигу равновесия влево, а на реакцию 3 не оказывает влияния.

Пример 6. Какой объем (н.у.) H_2S можно получить из 3 т технического сульфида железа, содержащего 90 % FeS?

Решение: 1) найдем массу чистого FeS в 3 т технического сульфида железа:

$$m(FeS) = 3 \cdot 0{,}9 = 2{,}7 \text{ т};$$

2) какой объем H_2S (н.у.) образуется из 2,7 т FeS?

2700 кг x м³

$FeS + 2HCl = FeCl_2 + H_2S,$

88 кг 22,4 м³

$$\frac{2700}{88} = \frac{x}{22{,}4}; \qquad x = \frac{2700 \cdot 22{,}4}{88} = 687{,}27 \text{ м}^3.$$

Ответ: образуется 687,27 м³ H_2S.

Пример 7. К 100 г раствора серной кислоты добавили избыточное количество раствора нитрата бария. В результате образовалось 11,65 г осадка. Определите массовую долю серной кислоты в растворе, взятом для реакции.

Решение: 1) запишем уравнение реакции:

x 11,65

$H_2SO_4 + Ba(NO_3)_2 = BaSO_4\downarrow + 2HNO_3,$

98 233

$$\frac{x}{98} = \frac{11{,}65}{233}; \quad x = \frac{98 \cdot 11{,}65}{233} = 4{,}9 \text{ г};$$

2) в 200 г раствора серной кислоты, взятой для реакции, содержится 4,9 г H_2SO_4. m(раствора) = 200 г; m(растворимого) = 4,9 г.

$$\omega = \frac{4{,}9}{200} = 0{,}0245 \text{ или } C = 2{,}45\ \%.$$

Ответ: ω = 0,0245; C = 2,45 %.



ЗАДАЧИ И ПРИМЕРЫ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ

1. Запишите уравнения реакций, протекающих по следующей схеме:

$$FeCl_3 \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2O_3, \quad FeS_2 \rightarrow Fe_2O_3 \rightarrow Fe \rightarrow FeCl_2 \rightarrow FeS,$$

$$\uparrow \qquad\qquad\qquad\qquad \downarrow$$

$$SO_2 \rightarrow SO_3 \rightarrow H_2SO_4.$$

2. На 180 г смеси FeS и Fe_2O_3 с содержанием сульфида железа(II) 60 % воздействовали избыточным количеством соляной кислоты. Сколько литров (н.у.) сульфида водорода образуется в результате реакции? Какое количество серной кислоты образуется из полученного количества сульфида водорода?

3. Какой объем воздуха (н.у.) потребуется для окисления 16 г серы? 21 % объема воздуха составляет кислород.

4. Вычислите массовую долю (%) кристаллизационной воды в медном купоросе.

5. Какая из приведенных реакций практически осуществима?

$CuSO_4 + HNO_3 \rightarrow$, $Cu + HCl \rightarrow$,

$Hg + H_2SO_4 \rightarrow$, $BaCl_2 + H_2SO_4 \rightarrow$,

$NaOH + H_2SO_4 \rightarrow$, $MgCl_2 + H_2SO_4 \rightarrow$,

$Na_2SO_3 + H_2SO_4 \rightarrow$, $NaNO_3 + HCl \rightarrow$.

Запишите молекулярное уравнение осуществимых реакций.

6. Какой объем кислорода потребуется для полного сгорания 3,4 г сульфида водорода?

7. Вычислите массу 20 % -ного раствора серной кислоты, полностью вступающей в реакцию с 4,5 г алюминия.



ГЛАВА VI

ПОДГРУППА АЗОТА

Почему элементы азот, фосфор, мышьяк, сурьма и висмут расположены в одной основной подгруппе периодической таблицы?

Общая характеристика элементов подгруппы азота. К подгруппе азота относятся элементы основной подгруппы пятой группы периодической таблицы — азот N, фосфор P, мышьяк As, сурьма Sb и висмут Bi. На внешнем энергетическом уровне атомов этих элементов имеется пять электронов, расположенных на энергетических подуровнях следующим образом — $s^2\ p^3$. Для завершения внешнего энергетического уровня недостает трех электронов, поэтому, принимая три электрона, они проявляют степень окисления −3.

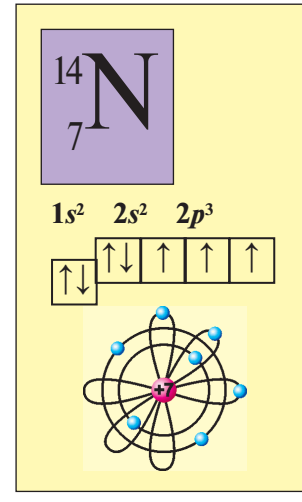
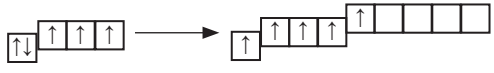
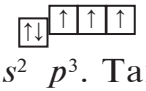


Рис. 21. *Строение атома азота*

Электроны внешнего энергетического уровня в возбужденном состоянии (кроме азота) имеют вид $s^1\ p^3\ d^1$:



При возбужденном состоянии электронов на внешнем энергетическом уровне атомы этих элементов отдают пять электронов атомам элементов с большей

электроотрицательностью и проявляют степень окисления +5. В связи с отсутствием на внешнем электронном слое атома азота *d*-орбитали электроны внешнего энергетического уровня находятся в состоянии  (рис.21.). Электронная конфигурация имеет вид $s^2\ p^3$. Такое строение внешнего электронного слоя атома азота позволяет получать соединения с особым типом связи (табл.21).

Свойства элементов подгруппы азота *Таблица 21*

Порядковый номер элемента	Элемент	Химический символ	Относительная атомная масса	Число энергетических уровней	Число электронов на внешнем энергетическом уровне	Расположение электронов на внешних энергетических уровнях и подуровнях	Степень окисления
7	Азот	N	14	2	5	$1s^2\ 2s^2\ 2p^3$	−3,0,1,2,3,4,5
15	Фосфор	P	31	3	5	$2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$	−3,0,3,5
33	Мышьяк	As	75	4	5	$3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^3$	−3,0,3,5
51	Сурьма	Sb	122	5	5	$4s^2\ 4p^6\ 4d^{10}\ 5s^2\ 5p^3$	−3,0,3,4,5
83	Висмут	Bi	209	6	5	$5s^2\ 5p^6\ 5p^{10}\ 6s^2\ 6p^3$	−3,0,3,5

§ 36 АЗОТ

Почему азот и кислород, входящие в состав воздуха, не реагируют между собой?

Строение молекулы азота. Молекула азота состоит из двух атомов, связанных между собой неполярной ковалентной связью.

Молекулярная формула: N_2, структурная формула: N≡N, электронная формула: :N ⋮⋮ N:

Распространение в природе. В природе азот встречается как в свободном состоянии, так и в виде соединений. В свободном состоянии он составляет основную часть воздуха. Объемная доля азота в воздухе равна 78 %, массовая доля 75,5 %.

В виде соединений, в частности в виде $NaNO_3$, встречается на территории Чили. Поэтому соединение $NaNO_3$ называется еще чилийской селитрой. Азот входит в состав почвы в виде различных нитратов. Белки — жизненно важные для всех живых организмов вещества, также являются природными соединениями азота.

Получение. В лабораторных условиях азот получают путем пропускания аммиака над нагретым оксидом меди(II):

$$3CuO + 2NH_3 = 3Cu + 3H_2O + N_2.$$

В промышленности основным сырьем для получения азота является воздух. Воздух сжижают путем охлаждения и постепенно испаряют. При этом первым выделяется азот, так как его температура кипения (−196 °C) выше, чем температура кипения кислорода (−183 °C). После выделения азота из сжиженного воздуха остается кислород. Следовательно, в этом технологическом процессе можно получать и азот, и кислород.

Физические свойства. Азот — газ без цвета, запаха и вкуса, мало растворимый в воде. В одном объеме воды растворяется 0,0154 объема азота. Температура плавления азота −210 °C, температура кипения −196 °C.

Химические свойства. В молекуле азота два атома, связанных друг с другом за счет трех пар электронов неполярной ковалентной связью. Поэтому азот считается химически инертным (неактивным) веществом.

При высокой температуре, например, при температуре образования электрической дуги, азот реагирует с кислородом и образует оксид азота (II): $N_2 + O_2 \xrightarrow{2000°C} 2NO - Q$.

Атмосферный азот, окисляясь под влиянием электрического разряда, возникающего во время грозы, также образует оксид азота(II).

В присутствии катализатора под влиянием высокого давления и температуры азот реагирует с водородом:

$$N_2 + 3H_2 = 2NH_3 + Q.$$

При нормальных условиях азот взаимодействует только с литием: $6Li + N_2 = 2Li_3N$.

Со всеми другими металлами в нормальных условиях азот не реагирует. Например, он взаимодействует с магнием при нагревании: $3Mg + N_2 = Mg_3N_2$.

Соединения азота с металлами называются нитридами, например, Li_3N — нитрид лития, Mg_3N_2 — нитрид магния.

Элементы ЗУН: азот, фосфор, мышьяк, сурьма, висмут, получение азота из воздуха, химическая инертность азота, нитриды.



Вопросы и задания

1. В чем состоит основное сходство в строении атомов элементов основной подгруппы пятой группы?
2. Что вы знаете о распространении азота в природе?
3. Определите плотность азота относительно водорода.
4. В чем заключается особенность химических свойств азота?
5. Какими способами получают азот в промышленности?

§ 37 ВОДОРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ АЗОТА

Чем объясняются основные свойства водного раствора аммиака?

Строение молекулы. Азот образует с водородом ряд соединений. Самым важным с практической точки зрения водородным соединением азота является аммиак. Его молекулярная формула NH_3, структурная формула: $\begin{matrix} & H & \\ H & | & H \end{matrix}$ N, электронная формула: $H:\ddot{\underset{\ddot{H}}{N}}:H$. Ввиду электроотри-

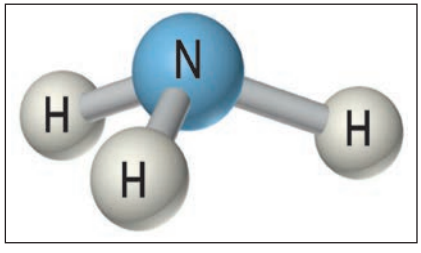


Рис. 22. *Строение молекулы аммиака*

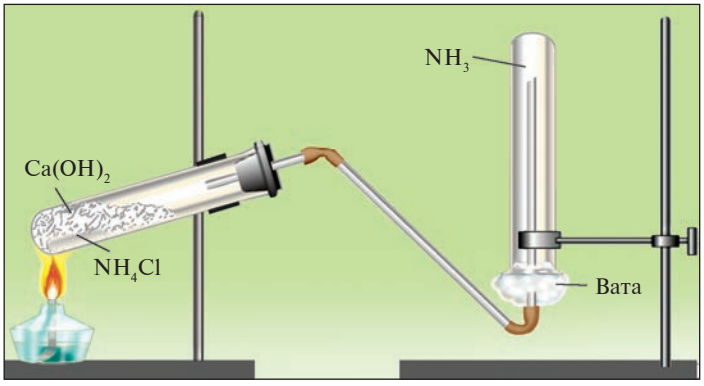


Рис. 23. *Получение* NH_3 *в лаборатории*

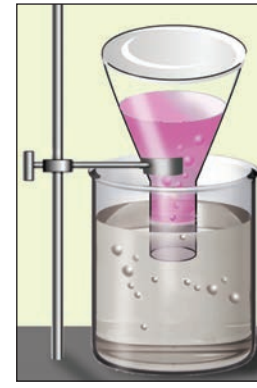


Рис. 24. *Растворение аммиака в воде*

цательности азота относительно водорода молекула аммиака является полярной (рис. 22).

Получение. 1. В лабораторных условиях аммиак получают путем воздействия щелочью на соли аммония (рис. 23):

$$NH_4Cl + NaOH = NaCl + H_2O + NH_3.$$

Кроме того, аммиак можно получить также с помощью накаливания смеси соли хлорида аммония и гашеной извести:

$$2NH_4Cl + Ca(OH)_2 = CaCl_2 + 2H_2O + 2NH_3.$$

2. В промышленности аммиак получают в результате взаимодействия азота, выделенного из атмосферного воздуха, с водородом, полученным путем электролиза воды:

$$N_2 + 3H_2 = 2NH_3 + Q.$$

В нормальных условиях азот и водород в смеси не вступают в реакцию. Реакция взаимодействия азота с водородом является обратимой, поэтому чтобы сдвинуть химическое равновесие вправо (в сторону образования NH_3) необходимо:

1) увеличить давление;
2) понизить температуру до определенного значения, так как при низкой температуре может уменьшиться продуктивность реакции;

3) использовать катализаторы. Для данной реакции в качестве катализатора могут быть взяты Al_2O_3, K_2O и железная смесь.

Физические свойства. Аммиак — бесцветный газ с резким запахом, в 1,7 раз легче воздуха. Аммиак очень хорошо растворим в воде В одном объеме воды растворяется 700 объемов аммиака (рис. 24).

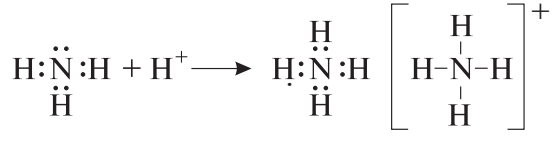
Химические свойства. При растворении аммиака в воде образуется гидроксид аммония (нашатырный спирт):

$$NH_3 + H_2O \rightleftarrows NH_4OH.$$

В этой реакции аммиак присоединяет ион H^+ молекулы воды (протон) и образует ион аммония NH_4^+. Молекула воды, утратившая ион H^+, превращается в ион гидроксида OH^-. В результате среда раствора становится щелочной:

$$NH_3 + H_2O \rightleftarrows NH_4^+ + OH^-.$$

Образование иона аммония основано на механизме донорно-акцепторной связи. В молекуле аммиака имеется свободная электронная пара, а ион водорода имеет свободную орбиталь. При столкновении молекулы аммиака с ионом водорода свободная электронная пара азота становится общей для атомов азота и водорода:



В ионе аммония азот становится четырехвалентным, степень окисления остается неизменной, то есть —3.

Аммиак взаимодействует и с кислотами, образуя соли. Эти реакции также протекают по донорно-акцепторному механизму. Ионы водорода, отделившиеся от молекул кислот, образуют ковалентную связь за счет свободных электронных пар в молекуле аммиака и превращаются в ионы аммония:

$$NH_3 + HCl = NH_4Cl \text{ (хлорид аммония)},$$



Рис. 25. *Горение аммиака в кислороде*

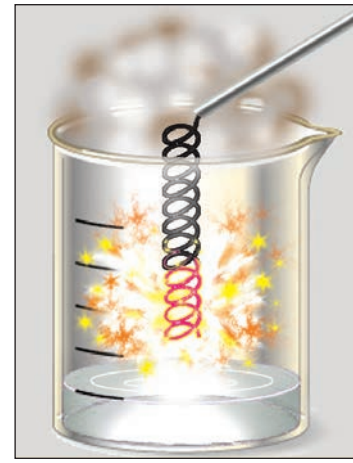


Рис. 26. *Горение аммиака в присутствии катализатора*

$NH_3 + H_2SO_4 = NH_4HSO_4$ (гидросульфат аммония),

$2NH_3 + H_2SO_4 = (NH_4)_2SO_4$ (сульфат аммония).

При высокой температуре аммиак распадается на азот и водород:

$$2NH_3 \xrightarrow{t^\circ} N_2 + 3H_2.$$

При горении аммиака в кислороде образуются азот и вода (рис.25):

$$4NH_3 + 3O_2 = 2N_2 + 6H_2O.$$

Если реакция горения протекает в присутствии платинового катализатора, то образуется оксид азота(II) (рис. 26):

$$4NH_3 + 5O_2 \xrightarrow{Pt} 4NO + 6H_2O.$$

Соли аммония. Сложные вещества, образованные из ионов аммония и кислотного остатка, называются ***солями аммония***:

NH_4Cl, NH_4NO_3, $(NH_4)_2SO_4$, $(NH_4)_3PO_4$,
NH_4HSO_4, $NH_4H_2PO_4$, $(NH_4)_2HPO_4$.

Все соли аммония — хорошо растворимые в воде вещества, обладающие следующими свойствами.

1. Распадаются при сильном нагревании:

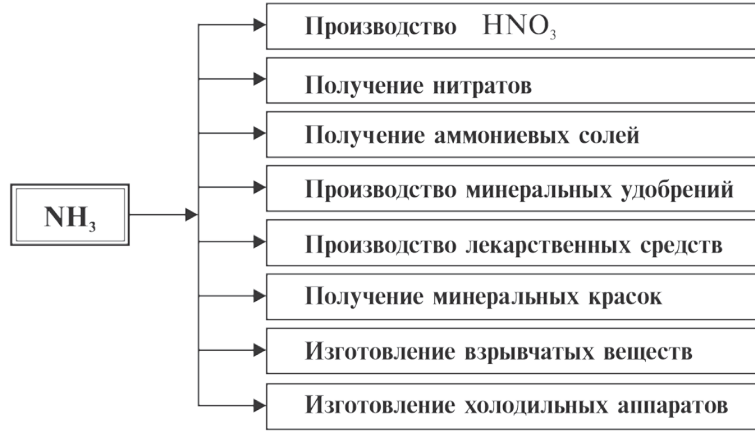
$$(NH_4)_2CO_3 = 2NH_3\uparrow + H_2O + CO_2\uparrow.$$

2. Выделяют аммиак под воздействием щелочей:

$$(NH_4)_2SO_4 + 2NaOH = Na_2SO_4 + 2NH_3\uparrow + 2H_2O.$$

Эта реакция специфична для солей аммония.

Применение



Элементы ЗУН: аммиак, структурная и электронная формулы аммиака, получение в лабораториях, ион аммония, строение иона аммония, соли аммония, качественная реакция для иона аммония.



Вопросы и задания

1. В каких областях и в каких целях применяются аммиак и соединения на его основе?
2. Запишите уравнения реакций, позволяющих осуществить следующие превращения:

$$N_2 \rightarrow NH_3 \rightarrow (NH_4)_2CO_3 \rightarrow NH_3 \rightarrow (NH_4)_2SO_4.$$

3. Какой объем (л,н.у.) кислорода потребуется для окисления 5,6 л аммиака в присутствии катализатора и какой газ и в каком объеме образуется в результате реакции?

§ 38 КИСЛОРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ АЗОТА

Почему оксид азота(II) считается инертным, а оксид азота(IV) — кислотным?

В нормальных условиях азот не взаимодействует с кислородом. Существует ряд его оксидов, полученных косвенными путями:

оксид азота(I) — N_2O, оксид азота(IV) — NO_2,
оксид азота(II) — NO, диоксид азота — N_2O_4,
оксид азота(III) — N_2O_3, оксид азота(V) — N_2O_5.

Оксид азота(II) NO — газ без цвета и запаха, мало растворимый в воде. При 0 °С в одном объеме воды растворяется 0,7 объема NO. Температура плавления −163,6 °С, температура кипения −154,8 °С. В природе оксид азота(II) образуется при электрических и грозовых разрядах, поэтому соединения азота, хотя и в незначительных количествах, встречаются в составе дождевых вод, выпадающих в весенние месяцы:

$$N_2 + O_2 \xrightarrow{2000\ ^\circ C} 2NO.$$

Оксид азота(II) инертен, не образует солей. В промышленности получается путем каталитического окисления аммиака. В лабораторных условиях этот оксид получается путем воздействия на медь разбавленной азотной кислотой:

$$3Cu + 8HNO_3 = 3Cu(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O.$$

При нормальных условиях оксид азота(II) вступает во взаимодействие с кислородом воздуха и образует оксид азота (IV) NO_2: $2NO + O_2 \rightleftarrows 2NO_2$.

Оксид азота(IV) NO_2 — удушливый газ красновато-бурого цвета с резким запахом, ядовит. Он хорошо растворяется в воде. Температура кипения −21,3 °С, при −9,3 °С образует бесцветные кристаллы. В лабораторных условиях

оксид азота(IV) получают путем воздействия на медь концентрированной азотной кислотой:

$$Cu + 4HNO_3 = Cu(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O.$$

В промышленности NO_2 получают с помощью окисления оксида азота(II). Оксид азота(IV) является кислотным и, растворяясь в воде, образует азотную и азотистую кислоты:

$$2NO_2 + H_2O = HNO_3 + HNO_2.$$

Элементы ЗУН: оксиды азота, оксид азота(II), оксид азота(IV), соединения, не образующие солей.



Вопросы и задания

1. Объясните, каким должно быть влияние давления и температуры, чтобы равновесие реакции $N_2 + O_2 = 2NO - Q$ сместилось вправо.
2. Определите валентность и степень окисления азота в N_2O_5 .
3. Определите плотность оксида азота(IV) относительно водорода и воздуха.

§ 39 АЗОТНАЯ КИСЛОТА

Как получается из азотной кислоты царская водка?

Молекулярная формула азотной кислоты — HNO_3. На втором энергетическом уровне атома азота (внешний энергетический уровень) не имеется *d*-энергетического подуровня. Электронная пара $2s^2$- энергетического подуровня не возбуждается. Хотя азот находится в пятой группе, он не может быть пятивалентным. Высшая валентность азота — 4. Исходя из этого структурную формулу азотной кислоты можно представить в следующем виде:



Таким образом, в азотной кислоте азот четырехвалентен, степень его окисления равна +5.

Получение. До начала XX в. азотную кислоту получали путем воздействия на чилийскую селитру ($NaNO_3$) концентрированной серной кислотой. В настоящее время этот способ используется для получения азотной кислоты в лабораторных условиях:

$$NaNO_3 + H_2SO_4 = NaHSO_4 + HNO_3.$$

В промышленности азотная кислота получается из аммиака. Данный процесс осуществляется в три этапа (рис. 27).

1. Окисление аммиака в присутствии катализатора (Cr_2O_3 или MnO_2):

$$4NH_3 + 5O_2 = 4NO + 6H_2O.$$

2. Окисление оксида азота(II) и получение оксида азота(IV): $2NO + O_2 = 2NO_2$.

3. Поглощение оксида азота(IV) водой при участии кислорода: $4NO_2 + 2H_2O + O_2 = 4HNO_3$.

Физические свойства. Чистая азотная кислота — бесцветная жидкость с резким запахом, плотность ее 1,5 г/см^3. Кристаллизуется при −41 °С. Хорошо растворяется в воде.

Химические свойства. Азотная кислота — одноосновная

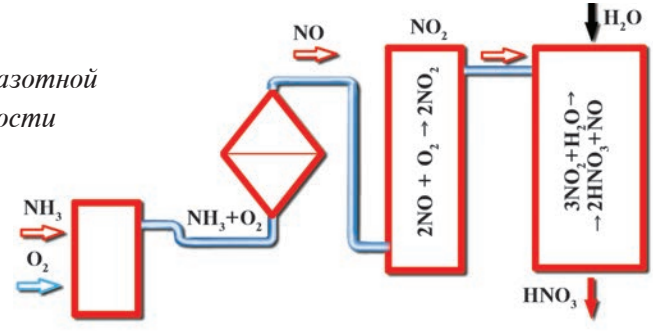


Рис. 27. *Схема получения азотной кислоты в промышленности*

сильная кислота, полностью диссоциирующая в разбавленных растворах: $HNO_3 \rightleftarrows H^+ + NO_3^-$.

Азотная кислота неустойчивая, может расщепляться под воздействием света и тепла:

$$4HNO_3 = 4NO_2 + O_2 + 2H_2O.$$

Как и другие кислоты, азотная кислота вступает во взаимодействие с оксидами, солями и металлами:

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

$$Fe(OH)_3 + 3HNO_3 = Fe(NO_3)_3 + 3H_2O,$$

$$Na_2CO_3 + 2HNO_3 = 2NaNO_3 + H_2O + CO_2.$$

Влияние азотной кислоты на металлы отличается от влияния других кислот. В зависимости от концентрации азотной кислоты и активности металла она восстанавливается до следующих веществ:

$$HNO_3 \longrightarrow \overset{+4}{N}O_2;\ H\overset{+3}{N}O_2;\ \overset{+2}{N}O;\ \overset{+1}{N}_2O;\ \overset{0}{N}_2;\ \overset{-3}{N}H_3.$$

1. При взаимодействии с пассивными металлами, например Cu и Pb (а и б), концентрированная азотная кислота образует газ NO_2, разбавленная азотная кислота — NO (в), а сильно разбавленная — NH_3 или NH_4NO_3 (г).
2. С активными металлами, например, Mg, Zn и Fe концентрированная азотная кислота реагирует по-разному:

а) $Cu + 4HNO_{3\ (конц.)} = Cu(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O,$

б) $Pb + 4HNO_{3\ (конц.)} = Pb(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O,$

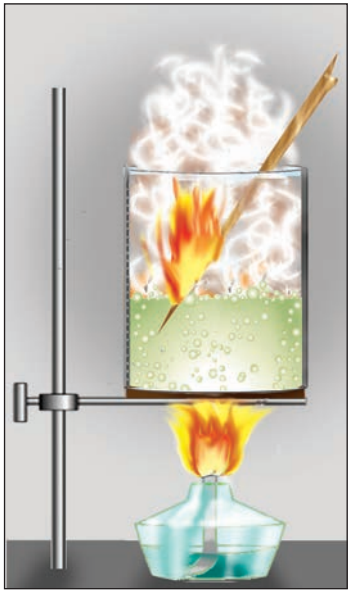
в) $3Cu + 8HNO_{3\ (разб.)} = 3Cu(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O,$

г) $4Fe + 10HNO_{3\ (сильно\ разб.)} = 4Fe(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + 3H_2O.$

Смесь, состоящая из 1 моля азотной кислоты и 3 молей соляной кислоты, называется “царской водкой”. Царская водка является окислителем и может растворить даже очень пассивные металлы — золото и платину:

$$Au + HNO_3 + 3HCl = AuCl_3 + NO + 2H_2O,$$

$$3Pt + 4HNO_3 + 12HCl = 3PtCl_4 + 4NO + 8H_2O.$$



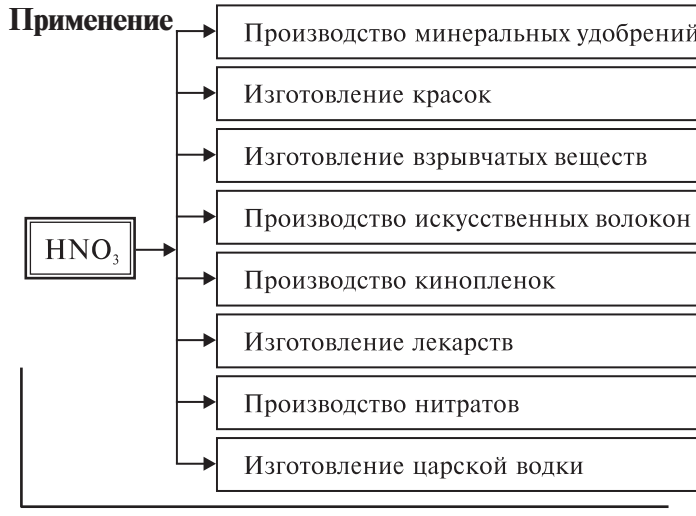


Рис. 28. *Горение древесины в концентрированной азотной кислоте*

Древесная стружка и органические вещества (скипидар) в азотной кислоте возгораются и горят ярким пламенем (рис. 28).

При работе с концентрированной азотной кислотой следует соблюдать большую осторожность, так как, попадая на кожу человека, она образует язвы.

СОЛИ АЗОТНОЙ КИСЛОТЫ

Соли азотной кислоты называются ***нитратами.*** Нитраты получают в основном при взаимодействии азотной кислоты с металлами, оксидами металлов, карбонатами щелочных и щелочноземельных металлов. Нитрат аммония получают при взаимодействии аммиака и азотной кислоты:

$$NH_3 + HNO_3 = NH_4NO_3.$$

Все нитраты — хорошо растворимые в воде вещества. При нагревании нитраты расщепляются. Нитраты металлов, расположенных в ряду активности левее магния, расщепляются с образованием нитритов и кислорода:

$$2KNO_3 \xrightarrow{t^\circ} 2KNO_2 + O_2.$$

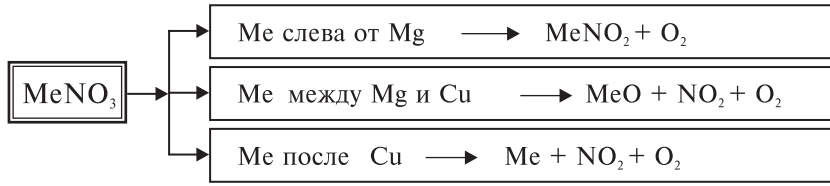
Нитраты металлов, расположенных в ряду активности между магнием и медью, расщепляются с образованием оксидов металлов, оксида азота(IV) и кислорода:

$$2Cu(NO_3)_2 \xrightarrow{t^\circ} 2CuO + 4NO_2 + O_2.$$

Нитраты металлов, расположенных в ряду активности после меди, расщепляются с образованием металла, оксида азота(IV) и кислорода:

$$2AgNO_3 \xrightarrow{t^\circ} 2Ag + 2NO_2 + O_2.$$

Расщепление нитратов можно выразить следующей общей схемой:



При расщеплении нитрата аммония образуется оксид азота(I):

$$NH_4NO_3 \xrightarrow{t^\circ} N_2O + 2H_2O.$$

Для определения солей азотной кислоты необходимо установить наличие нитрат-иона NO_3^- в ее составе. С этой целью соль нитрата нагревают с концентрированной серной кислотой и затем добавляют медь. Образование в результате реакции газа бурого цвета — NO_2 указывает на то, что определяемая соль — нитрат:

$$2NaNO_3 + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + 2HNO_3,$$

$$4HNO_3 + Cu = Cu(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O.$$

Нитраты применяются в основном в сельском хозяйстве в качестве минеральных удобрений.

Элементы ЗУН: строение молекулы HNO_3, нитраты, расщепление нитратов, определение нитратов.



Вопросы и задания

1. Как получают азотную кислоту в лабораторных условиях?
2. Какими способами можно получить соль $Cu(NO_3)_2$? Запишите необходимые уравнения реакций.
3. Запишите уравнения реакций, позволяющих осуществить следующие превращения:

$$N_2 \rightarrow NH_3 \rightarrow NO \rightarrow NO_2 \rightarrow HNO_3 \rightarrow Ca(NO_3)_2.$$

4. Сколько литров (н.у.) оксида азота(II) образуется при растворении 3,2 г меди в азотной кислоте?

ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА 3
Получение аммиака и проведение с ним опытов

1. Соберите прибор, изображенный на рис.23.
2. ***Образование аммиака***. Наберите в фарфоровую ступку равные объемы кристаллов хлорида аммония (NH_4Cl) и порошка гашеной извести и хорошенько смешайте. Заполните 1/3 пробирки образовавшейся смесью и медленно нагрейте (рис. 23).
3. ***Сбор аммиака.*** Соберите выделяющийся газ (аммиак) в пробирку, соединенную с газопроводящей трубкой, как на рис. 23.
4. Удостоверившись в том, что пробирка наполнилась аммиаком (об этом можно узнать по резкому запаху из пробирки), закройте ее пробкой, опустите в воду и откройте пробку. Пробирка наполнится водой, так как аммиак очень хорошо растворяется в воде. Выньте пробирку из воды. Докажите на опыте, что в пробирке находится водный раствор аммиака: а) отлейте немного раствора аммиака в другую пробирку и опустите в нее лакмусовую бумажку красного цвета; б) в другую пробирку с водным раствором аммиака закапайте несколько капель фенолфталеина.

Задание. Запишите в тетрадь подробности проведенных опытов, а также уравнения совершившихся реакций. Докажите, какими веществами являются полученный газ и раствор.

5. Соберите установку, изображенную на рис.25, для сжигания аммиака в кислороде. Приготовьте необходимую смесь для получения аммиака, поместите ее в пробирку и закройте пробкой, к одной стороне которой прикреплена газопроводящая трубка. Второй конец трубки опустите в цилиндр с кислородом. Медленно нагрейте смесь. При поступлении образовавшегося аммиака в сосуд с кислородом будет наблюдаться явление горения.

Какие вещества образуются, когда аммиак горит в отсутствие катализатора? Запишите уравнения реакции. Определите окислители и восстановители.

6. ***Взаимодействие аммиака с кислотами.*** Получите аммиак на установке, использованной выше. Обратите внимание на газ (аммиак), выделяющийся из газопроводящей трубки. Опустите конец газопроводящей трубки в пробирки, содержащие по 1 мл азотной, соляной и серной кислот. Конец газопроводящей трубки должен находиться в 5-6 мм от поверхности растворов кислот. Почему? Как можно доказать, что после нейтрализации кислот в пробирках образуются соли? Объясните причину образования белого дыма в пробирке с соляной кислотой.



НАГЛЯДНЫЕ ЗАДАЧИ И ПРИМЕРЫ

Пример 1. Какое количество нитрата аммония образуется и какое вещество полностью расходуется при пропускании 156,8 м^3 аммиака через 1 т 44,982 %-ного раствора азотной кислоты?

Решение: 1) найдем количество вещества в 156,8 м^3 (156800 л) аммиака:

$$n(NH_3) = \frac{156800}{22,4} = 7000 \text{ молей};$$

2) найдем массу азотной кислоты и количество вещества в 1 т 44,982 %-ного раствора:

$$\begin{cases} \text{в 100 кг раствора ------ 44,982 \% } HNO_3, \\ \text{в 1000 кг раствора ----- } x \text{ \% } HNO_3, \end{cases}$$

$$x = \frac{1000 \cdot 44{,}982}{100} = 449{,}82 \text{ кг} = 449820 \text{ г}.$$

$$n(HNO_3) = \frac{449820}{63} = 7140 \text{ молей};$$

3) при взаимодействии NH_3 и HNO_3 образуется NH_4NO_3:

NH_3 + HNO_3 = NH_4NO_3.
1 моль 1 моль 1 моль

Из уравнения реакции видно, что при взаимодействии 1 моля NH_3 с 1 молем HNO_3 образуется 1 моль NH_4NO_3. Из условия видно, что 1 моль аммиака, взаимодействуя с 1 молем азотной кислоты, образует 1 моль нитрата аммония. 7000 молей NH_3 взаимодействуют с 7000 молей азотной кислоты (7140−7000=140 молей). 140 молей HNO_3 остаются в излишке и образуются 7000 молей NH_4NO_3 ;

4) найдем массу 7000 молей NH_4NO_3:

m (NH_4NO_3) = 7000·80 = 560000 г = 560 кг = 0,56 т;

5) найдем массу оставшегося HNO_3:

m (HNO_3) = 140·63 = 8820 г = 8,82 кг = 0,00882 т.

Ответ: образуется 560 кг (0,56 т) нитрата аммония и 8,82 кг (0,00882 т) азотной кислоты остается в избытке.

Пример 2. Сколько тонн аммиака потребуется для производства 5 т 60 %-ной азотной кислоты, учитывая то, что в производстве 2,8 % аммиака растрачиваются без пользы?

Решение: 1) вычислим массу 5 т 60 %-ной азотной кислоты:

$$m(HNO_3) = 5 \text{ т} \cdot 0{,}6 = 3 \text{ т};$$

2) определим, какое количество аммиака теоретически потребуется для получения 3 т азотной кислоты. Азотная кислота получается из аммиака по следующим реакциям:

$$4NH_3 + 5O_2 \rightarrow 4NO + 6H_2O,$$
$$2NO + O_2 \rightarrow 2NO_2,$$
$$4NO_2 + 2H_2O + O_2 \rightarrow 4HNO_3.$$

Запишем все три реакции в виде схемы:

$$\underset{17\ т}{NH_3} \rightarrow \underset{63\ т}{HNO_3}.$$

$$\begin{cases} \text{Для получения } 63 \text{ т } HNO_3 \text{ необходимо } 17 \text{ т } NH_3, \\ \text{Для получения } 3 \text{ т } HNO_3 \text{ необходимо } x \text{ т } NH_3, \end{cases}$$

$$x = \frac{3 \cdot 17}{63} = 0{,}81 \text{ т } NH_3;$$

3) какое количество аммиака надо взять с учетом того, что 2,8 % аммиака расходуются впустую? Вычисления показывают, что для получения HNO_3 потребуется 97,2 % аммиака.

$$\begin{cases} 100 \text{ т аммиака расходуются на получение } 97{,}2 \text{ т } HNO_3, \\ x \text{ т аммиака на получение } 0{,}81 \text{ т } HNO_3, \end{cases}$$

$x = \frac{0{,}81 \cdot 100}{97{,}2} = 0{,}833$ т. ***Ответ:*** потребуется 0,833 т аммиака.

Пример 3. Соль, содержащая 56,47 % кислорода, 16,47 % азота и 27,06 % натрия, встречается в природном состоянии в Андах (горный хребет). Определите ее химическую формулу. Какой газ и в каком объеме (н.у.) образуется при нагревании 340 г этой соли?

Решение: 1) из условия известен качественный (Na, O, N) и количественный (27,06:16,47:56,47) состав соли. Известны массовые соотношения химических элементов в составе соли. Найдем соотношение атомов в них:

$$Na_xN_yO_z = \frac{27{,}06}{23} : \frac{16{,}47}{14} : \frac{56{,}47}{16} = 1{,}1765 : 1{,}1765 : 3{,}5293.$$

Учитывая то, что соотношения элементов в составе веществ должны выражаться целыми числами, переведем полученные результаты в целые числа, приняв наименьшее отношение за 1:

$$\frac{1{,}1765}{1{,}1765} : \frac{1{,}1765}{1{,}1765} : \frac{3{,}5293}{1{,}1765} = 1 : 1 : 3.$$

Значит, в составе вещества содержится 1 атом натрия, 1 атом азота и 3 атома кислорода: $NaNO_3$ – нитрат натрия;
2) сколько (л,н.у.) газа образуется при нагревании 340 г нитрата натрия?

$$\underset{170}{2NaNO_3} \rightarrow \underset{}{2NaNO_2} + \underset{22,4}{O_2},$$

$$\frac{340}{170} = \frac{x}{22,4};\ x = \frac{340 \cdot 22,4}{170} = 44,8 \text{ л};$$ ***Ответ:*** $NaNO_3$, 44,8 л O_2

3) $NaNO_3$ в природном состоянии встречается в Андах (горный хребет в Южной Америке) и используется в качестве минерального удобрения.



ЗАДАЧИ И ПРИМЕРЫ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ

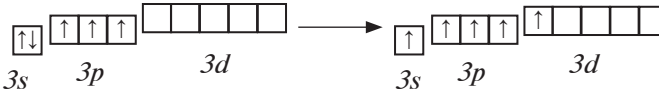
1. Определите плотность азота относительно водорода и воздуха.
2. Цианамид кальция — $CaCN_2$ — ценное минеральное удобрение. Вычислите массовую долю азота в его составе.
3. Можно ли получить какое-либо минеральное удобрение, используя в качестве сырья только воздух и воду, а также любое оборудование? Запишите необходимые уравнения реакций.
4. Какой объем (н.у.) займут 34 кг сжиженного аммиака, переведенного в газообразное состояние?
5. Какое вещество образуется при взаимодействии 5,6 л (н.у.) оксида азота(II) с достаточным количеством кислорода? Определите количество веществ, объем (н.у.) и число молекул образовавшегося вещества.

§ 40 ФОСФОР

Чем отличаются друг от друга белый и красный фосфор?

Фосфор, как и азот, находится в основной подгруппе пятой группы периодической таблицы химических элементов. Его валентные электроны расположены на $3s^2$, $3p^3$, $3d^0$ энер-

гетических подуровнях внешнего энергетического уровня и в возбужденном состоянии переходят на $3s^1$, $3p^3$, $3d^1$ подуровни, образуя пять нечетных электронов:



Следовательно, фосфор образует в основном трех- и пятивалентные соединения. Фосфор проявляет степени окисления −3, 0, +3, +5. В природе встречаются в основном соединения фосфора со степенью окисления +5.

Распространение в природе. В силу своей химической активности фосфор встречается в природе только в виде соединений. Фосфориты и апатиты — природные соединения фосфора, в состав которых входит $Ca_3(PO_4)_2$. Фосфор содержится также в живых организмах и очень важен для их жизнедеятельности.

Белки и нуклеиновые кислоты являются органическими фосфорными соединениями. Неорганический составной компонент костной ткани человека и животных представлен в основном фосфатом кальция $Ca_3(PO_4)_2$.

Получение. Фосфор получают в электрических печах из фосфорита или апатита путем их нагревания без доступа воздуха в присутствии оксида кремния(IV) и кокса:

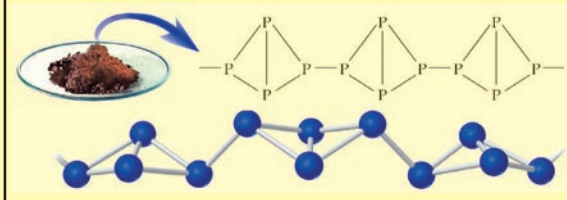
$$Ca_3\overset{+5}{(PO_4)_2} + 5C^0 + 3SiO_2 \rightarrow 3CaSiO_3 + 2P^0 + \overset{+2}{5CO}.$$

Полученные в реакции пары фосфора конденсируются водой в специальной камере. По составу собранное вещество представляет собой белый фосфор с химической формулой P_4, светящийся в темноте.

Физические свойства. В свободном состоянии фосфор образует несколько аллотропических модификаций, например, белый и красный фосфор (табл. 22). Различия в физических свойствах белого и красного фосфора обусловлены порядком связи атомов в их молекулах.

Таблица 22

Физические свойства белого и красного фосфора

Свойство	Белый фосфор	Красный фосфор
Строение		
Агрегатное состояние	Кристалли-ческое	Порошкообразное
Цвет	Бесцветный	Темно-красный
Запах	Чесночный	Без запаха
Растворимость в воде	Нерастворим	Нерастворим
Растворимость в CS_2	Хорошая растворимость	Нерастворим
Плотность, г/см^3	1,8	2
Температура плавления, ^{0}C	44	Превращается в белый фосфор не расплавляясь
Свечение	Светится в темноте	Не светится
Воздействие на организм	Ядовит	Не ядовит
Кристаллическая решетка	Молекулярная	Атомная

Под воздействием света и температуры белый фосфор переходит в красный:

$$P_{(белый)} \xrightarrow{t^\circ} P_{(красный)}.$$

А красный фосфор без доступа воздуха образует пары белого фосфора. Конденсируясь, пары превращаются в белый фосфор.

Химические свойства. Белый фосфор — химически активное вещество, способное непосредственно соединяться с кислородом, галогенами, серой и некоторыми металлами:

$$4P + 5O_2 = 2P_2O_5, \qquad 2P + 3S = P_2S_3,$$
$$2P + 3Cl_2 = 2PCl_3, \qquad 2P + 3Ca = Ca_3P_2.$$

Взаимодействуя с водородом, белый фосфор образует фосфин PH_3. Фосфин, хотя и похож на аммиак, но является неустойчивым соединением: $2P + 3H_2 = 2PH_3$.

Применение. Красный фосфор служит основным сырьем в производстве спичек.

Красный фосфор, нанесенный на спичечную головку, мгновенно возгорается, вступая в реакцию с бертолетовой солью, нанесенной на боковое ребро спичечного коробка:

$$6P^0 + 5K\overset{+5}{Cl}O_3 \rightarrow 5K\overset{-1}{Cl} + 3P_2\overset{+5}{O_5},$$

$$6 \mid P^0 - 5\bar{e} \rightarrow P^{+5} \mid 5,$$
$$5 \mid \overset{+5}{Cl} + 6\bar{e} \rightarrow \overset{-1}{Cl} \mid 6.$$

Элементы ЗУН: белый фосфор, красный фосфор, апатит, фосфорит, фторапатит, сырье для производства спичек.



Вопросы и задания

1. Объясните местоположение фосфора в периодической таблице элементов и строение его атома.
2. Какие аллотропические модификации фосфора вы знаете?
3. Каким способом можно получить фосфор из природных соединений?
4. Какие природные соединения фосфора встречаются на территории Узбекистана?
5. В каких целях используется фосфор в народном хозяйстве?

§ 41 КИСЛОРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ ФОСФОРА

В сколько этапов диссоциирует ортофосфорная кислота?

При сгорании фосфора в присутствии достаточного количества кислорода образуется оксид фосфора(V) состава P_4O_{10}. Упрощенно его можно записать P_2O_5:

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

Оксид фосфора(V) — белое гигроскопическое (впитывающее воду) вещество, хорошо растворимое в воде. В нормальных условиях при растворении P_2O_5 в воде образуется метафосфорная кислота: $P_2O_5 + H_2O = 2HPO_3$.

При нагревании водного раствора P_2O_5 можно получить ортофосфорную кислоту:

$$P_2O_5 + 3H_2O = 2H_3PO_4.$$

Иначе говоря, метафосфорная кислота, образовавшаяся в первой реакции, взаимодействуя с водой под воздействием температуры, образует ортофосфорную кислоту:

$$HPO_3 + H_2O = H_3PO_4.$$

При медленном нагревании ортофосфорной кислоты образуется пирофосфатная кислота:

$$2H_3PO_4 \xrightarrow{t^\circ} H_4P_2O_7 + H_2O.$$

При продолжении нагревания она расщепляется до P_2O_5. Среди кислот HPO_3, $H_4P_2O_7$ ортофосфорная кислота является самой важной с практической точки зрения.

В лабораторных условиях ортофосфорную (фосфорную) кислоту получают путем нагревания, воздействуя на ортофосфат кальция концентрированной серной кислотой:

$$Ca_3(PO_4)_2 + 3H_2SO_4 \xrightarrow{t^\circ} 3CaSO_4 + 2H_3PO_4.$$

Эту кислоту можно получить также путем сжигания фосфора в достаточном количестве кислорода, нагревания

образовавшегося P_2O_5 и последующего воздействия на него водой: $P \rightarrow P_2O_5 \rightarrow H_3PO_4$.

Ортофосфорная кислота H_3PO_4 —бесцветное кристаллическое вещество, хорошо растворимое в воде. Плавится при 42,3 °С. Поскольку ортофосфорная кислота трехосновная, она диссоциирует в три этапа:

$$H_3PO_4 \rightleftarrows H^+ + H_2PO_4^- \quad \text{(дигидрофосфат-ион)},$$
$$H_2PO_4^- \rightleftarrows H^+ + HPO_4^{2-} \quad \text{(гидрофосфат-ион)},$$
$$HPO_4^{2-} \rightleftarrows H^+ + PO_4^{3-} \quad \text{(ортофосфат-ион)}.$$

Так как при ее диссоциации образуются три вида ионов, она образует три ряда солей.

Дигидрофосфаты: NaH_2PO_4, $Ca(H_2PO_4)_2$.
Гидрофосфаты: Na_2HPO_4, $CaHPO_4$.
Фосфаты: Na_3PO_4, $Ca_3(PO_4)_2$.

Ортофосфорная кислота вступает в реакции, присущие всем кислотам:

$$6Na + 2H_3PO_4 = 2Na_3PO_4 + 3H_2,$$
$$3CaO + 2H_3PO_4 = Ca_3(PO_4)_2 + 3H_2O,$$
$$3NaOH + H_3PO_4 = Na_3PO_4 + 3H_2O,$$
$$3NH_3 + H_3PO_4 = (NH_4)_3PO_4,$$
$$3Na_2CO_3 + 2H_3PO_4 = 2Na_3PO_4 + 3CO_2 + 3H_2O.$$

При взаимодействии с нитратом серебра образуется специфический желтый осадок:

$$3AgNO_3 + H_3PO_4 = Ag_3PO_4\downarrow + 3HNO_3.$$

Желтый осадок — Ag_3PO_4. Это вещество является реактивом для фосфат-иона.

СОЛИ ОРТОФОСФОРНОЙ КИСЛОТЫ

Как отмечалось выше, ортофосфорная кислота диссоциирует в три этапа и образует три вида ионов и соответственно три ряда солей. В табл. 23 представлены соли

ортофосфорной кислоты, где буквой М обозначен металл в составе соли.

Таблица 23

Соли ортофосфорной кислоты

Соль ортофосфорной кислоты	Одновалентный металл	Двухвалентный металл	Трехвалентный металл
Ортофосфаты	M_3PO_4	$M_3(PO_4)_2$	MPO_4
Дигидрофосфаты	MH_2PO_4	$M(H_2PO_4)_2$	$M(H_2PO_4)_3$
Гидрофосфаты	M_2HPO_4	$MHPO_4$	$M_2(HPO_4)_3$

Вместо металла в соединении может быть ион аммония:

$(NH_4)_3PO_4$ – ортофосфат аммония.

$(NH_4)_2HPO_4$ – гидрофосфат аммония.

$NH_4H_2PO_4$ – дигидрофосфат аммония.

В отличие от других фосфатов, дигидрофосфаты растворимы в воде.

Фосфаты щелочных металлов и фосфиты аммония также растворяются в воде. Фосфат кальция не растворяется в воде, но растворяется в сильных кислотах:

$$Ca_3(PO_4)_2 + 4HNO_3 = Ca(H_2PO_4)_2 + 2Ca(NO_3)_2.$$

Биологическое значение фосфора и его соединений. Академик А.Ю.Ферсман называл фосфор *“Элементом жизни и мышления”*. Действительно, фосфор, как и азот, углерод, водород и другие элементы, составляет основу всех живых организмов. Так, неорганический компонент костной ткани человека и животных представлен фосфатом кальция $Ca_3(PO_4)_2$, который обеспечивает прочность и твердость костей.

С помощью соединения фосфора аденозинтрифосфата (АТФ) осуществляется энергетический обмен в живых организмах. Суточное потребление человеком фосфора составляет примерно 1600 мг.

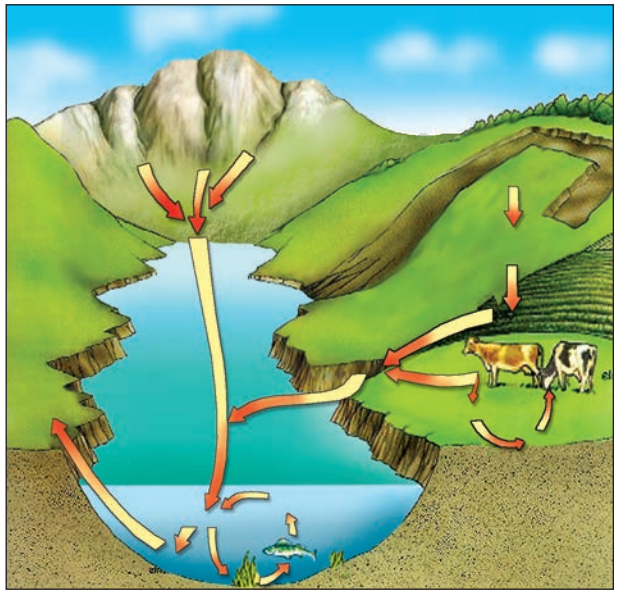


Рис. 29. *Круговорот фосфора в природе*

– В организме человека содержится в среднем 1,5 кг фосфора: в костной ткани – в виде $Ca_5(PO_4)_3OH$, *в зубной эмали – в виде* $Ca_5(PO_4)_3F$.

– В день человек расходует 1–1,6 г фосфора. Он также входит в состав основного энергоносителя в организме человека – аденозинтрифосфата (АТФ).

– Круговорот фосфора в природе происходит в основном при участии горных пород, растений, животных и человека.

Потребность человека в фосфоре удовлетворяется за счет растений, продуктов животноводства и птицеводства. Растения в свою очередь получают фосфор из фосфорных удобрений почвы. Круговорот фосфора в природе представлен на рис. 29.

История открытия фосфора.

В VI–XVI вв. алхимики проводили многочисленные опыты с целью создания «философского камня», посредством которого можно было бы получать золото из дешевых металлов, а также синтезировать элексир молодости.

Одним из тех, кто занимался алхимией, был торговец из германского города Гамбурга Хенинг Брендт, который с целью обогащения проводил опыты по созданию «философского камня», с помощью которого надеялся получить золото. В 1669 г в ходе одного из опытов Брендт обнаружил на дне реакционного сосуда светящееся твердое вещество белого цвета. Х.Брендт решил, что достиг своей цели, и скрыл от окружающих полученное в результате

опыта вещество. Это был фосфор. К сожалению, сведения о том, каким способом Х.Брендтом был получен фосфор, не сохранились. В 1676 г И.Кункелю удалось получить белый фосфор с помощью следующих реакций:

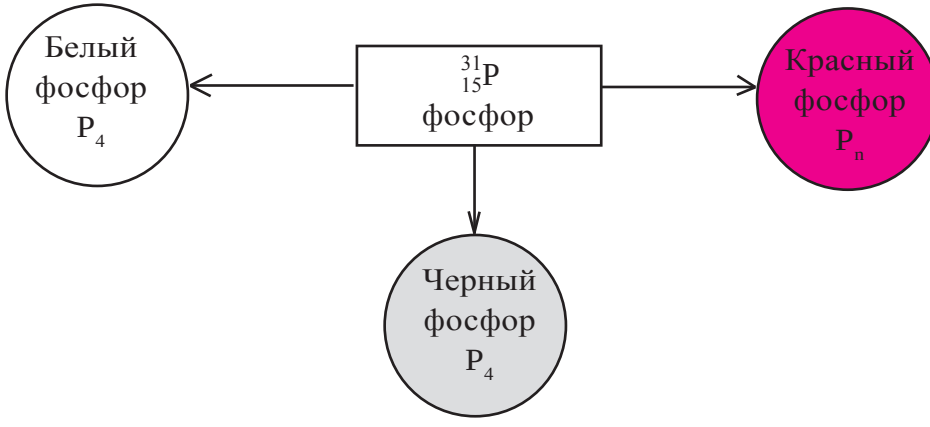
1) $NaNH_4HPO_4 \rightarrow NaPO_3 + NH_3 + H_2O$,

2) $2NaPO_3 + SiO_2 \rightarrow Na_2SiO_3 + P_2O_5$,

3) $2P_2O_5 + 10C \rightarrow P_4 + 10CO$.

Образовавшийся продукт P_4 был белым фосфором. Почти таким же способом белый фосфор был синтезирован в 1680 г. Р.Бойлем. В 1847 г. А.Шреттер, нагревая белый фосфор в отсутствие воздуха при 300 °С, синтезировал красный фосфор. В отличие от белого фосфора, красный фосфор представлял собой неядовитое несветящееся вещество красного цвета.

В 1934 г П.Бриджменом была получена третья аллотропическая модификация фосфора – черный фосфор.



Элементы ЗУН: метафосфорная кислота, ортофосфорная кислота, пирофосфатная кислота, поэтапная диссоциация, дигидрофосфат-ион, гидрофосфат-ион, фосфат-ион, фосфаты, гидрофосфаты, дигидрофосфаты, фосфат серебра.



Вопросы и задания

1. Какие кислородные соединения фосфора вы знаете? Опишите свойства оксида фосфора(V).

2. Как получают ортофосфорную кислоту в лабораторных условиях? Запишите соответствующие уравнения реакций.

3. Какое количество ортофосфата кальция и серной кислоты необходимо для получения 19,6 г ортофосфорной кислоты?

4. Какое количество ортофосфорной кислоты можно получить из оксида фосфора(V), образованного в результате полного сгорания фосфина, полученного из 18,2 г фосфида кальция?

5. Запишите уравнения реакций, позволяющих осуществлять следующие превращения:

1) $Ca_3(PO_4)_2 \rightarrow P_4 \rightarrow P_4O_{10} \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow CaHPO_4$,

2) $P \rightarrow P_2O_5 \rightarrow HPO_3 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow Na_3PO_4$

3) $PH_3 \rightarrow P_2O_5 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2$.

6. Уравняйте уравнения следующих химических реакций по степени окисления-восстановления. Какое вещество является окислителем, а какое – восстановителем?

1) $P + KClO_3 \rightarrow P_2O_5 + KCl$,

2) $P + HNO_{3(конц.)} \rightarrow H_3PO_4 + NO_2 + H_2O$,

3) $P + H_2SO_{4(конц.)} \rightarrow H_3PO_4 + SO_2 + H_2O$.

7. Является ли фосфор окислителем в химических реакциях? Приведите примеры. Запишите уравнения реакций.

8. Определите массу фосфорной кислоты, полученной из 100 г фосфорита, в котором массовая доля $Ca_3(PO_4)_2$ равна 93 %. Сколько граммов 40 %-ного раствора можно получить из этого количества фосфорной кислоты?



ЗАДАЧИ И ПРИМЕРЫ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ

Пример 1. Фосфор, полученный из 15,5 г фосфата кальция, окислился на воздухе. 200 мл полученного продукта растворили в 1,5 М растворе гидроксида калия. Какое вещество и в каком количестве образовалось в результате?

Решение: 1) сколько (г) фосфора получено из 15,5 г $Ca_3(PO_4)_2$?

15,5 г $\qquad\qquad$ x

$Ca_3(PO_4)_2 + 5C + 3SiO_2 = 2P + 5CO + 3CaSiO_3,$

310 г $\qquad\qquad$ 62 г

$$\frac{15{,}5\text{ г}}{310\text{ г}} = \frac{x}{62};\quad x = \frac{62\cdot 15{,}5}{310} = 3{,}1\text{ г P};$$

2) какое количество (моль) оксида фосфора(V) P_2O_5 образовалось из 3,1 г фосфора?

3,1 г $\qquad$ x моль

$4P + 5O_2 = 2P_2O_5$

124 г $\qquad$ 2 моля

$$\frac{3{,}1}{124} = \frac{x}{2};\qquad x = \frac{2\cdot 3{,}1}{124} = 0{,}05\text{ моля } P_2O_5;$$

3) сколько молей KOH содержится в 200 мл 1,5 М раствора?

$$\begin{cases}\text{в 1000 мл 1,5 М раствора содержится 1,5 моля KOH,}\\ \text{в 200 мл 1,5 М раствора – } x \text{ молей KOH,}\end{cases}$$

$$x = \frac{200\cdot 1{,}5}{1000} = 0{,}3\text{моля KOH};$$

4) 0,05 моля P_2O_5 растворили в 0,3 моля KOH. Какая соль и в каком количестве образуется в этом процессе?

0,05 $\quad$ 0,3 $\quad$ x

$P_2O_5 + 6KOH = 2K_3PO_4 + H_2O.$

1 $\quad$ 6 $\quad$ 2

Для получения соли K_3PO_4 P_2O_5 и KOH взяты в эквивалентных соотношениях. Поэтому для вычисления можно использовать любое из этих веществ:

$$\frac{0{,}05}{1}=\frac{x}{2}; \qquad x=\frac{2\cdot 0{,}05}{1}=0{,}1 \text{ моля}.$$

Ответ: образовалось 0,1 моля соли K_3PO_4.

ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА 4
Решение задач по теме “Подгруппа азота”

1. Приготовьте смесь из кристаллов хлорида аммония и порошка гашеной извести. Заполните 1/3 часть пробирки этой смесью и медленно нагрейте. Какое вещество образуется? Докажите, что полученный газ — аммиак.
2. Получите из следующих веществ соль нитрат меди(II):

   CuO, $Cu(OH)_2$, $(CuOH)_2CO_3$ и HNO_3.
3. Докажите с помощью опыта, что аммониевые удобрения нельзя вносить в известковые (щелочные) почвы. Запишите уравнения реакций.
4. В три пронумерованные пробирки помещены соли Na_2SO_4, NH_4NO_3 и NaCl соответственно. Докажите с помощью опыта, в какой пробирке находится каждая из солей.
5. В одной из пробирок находится ортофосфорная кислота, во второй — серная, в третьей — соляная кислота. Докажите, в какой пробирке находится каждая из кислот.

§ 42 МИНЕРАЛЬНЫЕ УДОБРЕНИЯ

Использовали ли вы минеральные удобрения для подкормки цветов в классной комнате? Какие результаты наблюдались?

Значение минеральных удобрений в сельском хозяйстве. В получении высоких урожаев сельскохозяйственных растений велика роль минеральных удобрений. Для нормальной жизнедеятельности растений необходимы такие элементы, как углерод, водород, кислород, азот, фосфор, калий,

кальций, магний, железо, особенно важно среди них значение азота, фосфора и калия. Установлено, что в химический состав растений входит около 70 элементов периодической таблицы. Одни из них необходимы растениям в большем количестве, другие — в меньшем.

Элементы, необходимые для растений в большем количестве, называются ***макроэлементами***, а необходимые в меньшем количестве — ***микроэлементами***.

Макроэлементы: C, O, H, N, P, S, Mg, K, Ca.

Микроэлементы: Fe, Mn, B, Cu, Zn, Mo, Co.

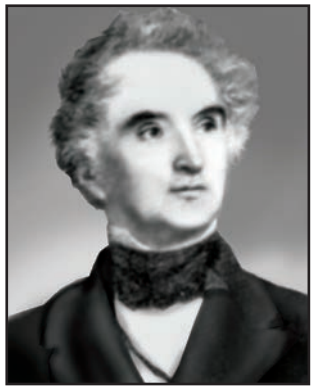
Учитывая, что удобрения, включающие азот, фосфор и калий, необходимы для растений в больших количествах, их следует в основном выпускать в виде, легко усвояемом растениями.

При недостатке в почве азота задерживаются рост и развитие растений. Листья растений приобретают светло-зеленый, даже желтый оттенок, что свидетельствует о нарушении процесса фотосинтеза. Это в свою очередь приводит к резкому снижению урожайности растений. Фосфор входит в состав веществ, участвующих в окислительно-восстановительных процессах, и способствует росту и развитию растений.

Калий ускоряет процесс фотосинтеза в растениях, усиливает накопление углеводов, например, сахара в сахарной свекле, крахмала в картофеле, целлюлозы в хлопковом волокне хлопчатника. Калий укрепляет стебли растений.

Железо ускоряет процессы усвоения растениями азота, фосфора и калия. Медь, цинк и марганец интенсифицируют окислительно-восстановительные процессы. Растения усваивают макро- и микроэлементы в виде ионов.

Вещества, способные расщепляться на ионы ($NH_4^+, NO_3^-, H_2PO_4^-, K^+$) в почвенных растворах, называются



Ю.Либих (1803–1873)

Немецкий ученый, заложивший основы науки агрохимии, предложивший теорию минеральной подкормки растений, а также рекомендации по повышению урожайности сельскохозяйственных растений путем внесения в почву минеральных удобрений.

минеральными удобрениями. От правильного использования минеральных удобрений зависит повышение урожайности сельскохозяйственных растений. Необходимо точно знать, когда, как и в каком количестве следует вносить удобрения, так как их избыточные количества накапливаются в организме растений. Урожай, полученный от таких растений, непригоден к употреблению. В зависимости от питательных элементов, входящих в состав минеральных удобрений (N, K_2O, P_2O_5), они подразделяются на простые и комплексные (табл. 24).

В состав простых минеральных удобрений входит только один питательный элемент ($NaNO_3$, KCl, NH_4NO_3, $Ca(H_2PO_4)_2$

Академик Академии наук Республики Узбекистан, проводивший крупные исследования в области химии и технологии удобрений. Под его руководством получены новые комплексные удобрения путем обработки фосфоритов азотной кислотой. Им были изучены источники сырья для производства фосфорных и калийных удобрений в Узбекистане, разработана технология производства суперфосфата на основе фосфатов, проводились исследования с целью получения и производства малотоксичных дефолиантов. М.Н.Набиев — лауреат Государственной премии имени Абу Райхана Беруни.



М.Н.Набиев (1915–1995)

и др.), в состав комплексных — два или три питательных элемента (KNO_3, $NH_4H_2PO_4$ и др.).

Таблица 24

Классификация минеральных удобрений

Удобрение	Химический состав	Количество питательного элемента, %	Агрегатное состояние
Азотные удобрения (питательный элемент N)			
Нитрат натрия (натриевая селитра)	$NaNO_3$	15-16	Гигроскопическое вещество белого и серого цвета, хорошо растворимое в воде
Нитрат калия (калиевая селитра)	KNO_3	12-13	Кристаллическое вещество белого цвета, хорошо растворимое в воде
Нитрат аммония (аммиачная селитра)	NH_4NO_3	30-35	Кристаллы белого цвета. Сильно гигроскопическое вещество
Сульфат аммония	$(NH_4)_2SO_4$	20-21	Порошок серого или светло-зеленого цвета. Гигроскопическое вещество
Карбамид (мочевина)	$CO(NH_2)_2$	46	Гранулы белого цвета. Гигроскопическое вещество
Фосфорные удобрения (питательный элемент P_2O_5)			
Простой суперфосфат	$Ca(H_2PO_4)_2 \cdot 2H_2O \cdot CaSO_4 \cdot 2H_2O$	20	Мелкий гранулированный порошок серого цвета
Двойной суперфосфат	$Ca(H_2PO_4)_2 \cdot 2H_2O$	40	Мелкий гранулированный порошок серого цвета
Калийные удобрения (питательный элемент K_2O)			
Хлорид калия	KCl	52-60	Мелкое кристаллическое вещество белого цвета

Удобрение	Химический состав	Количество питательного элемента, %	Агрегатное состояние
Комплексные удобрения			
Дигидрофосфат аммония	$NH_4H_2PO_4$	N и P_2O_5	Кристаллическое вещество белого цвета
Гидрофосфат аммония	$(NH_4)_2HPO_4 \cdot (NH_4)_2SO_4$	N и P_2O_5	Кристаллическое вещество белого цвета (в смесях становится серым)

“Agro” в переводе с греческого означает “поле”, слово “агрохимия” означает буквально “полевая химия”.

В 1840 г. немецкий химик Ю.Либих в своей книге о внедрении химии в земледелие разъяснял необходимость для питания растений веществ, содержащих N, P, K *и другие элементы.*

Агрохимики — это специалисты, изучающие химический состав почвы. Почва — это постоянно изменяющаяся структура, имеющая сложный состав.

Элементы ЗУН: макроэлементы, микроэлементы, минеральные удобрения, азотные, фосфорные, калийные удобрения, комплексные удобрения, питательный элемент.



Вопросы и задания

1. Что вы знаете о химическом составе растений?
2. Каково значение некоторых макроэлементов в обеспечении нормальной жизнедеятельности растений?
3. Как классифицируются минеральные удобрения?
4. Какие требования предъявляются к минеральным удобрениям?
5. В каком из следующих соединений массовая доля азота больше: NH_3, NH_4OH, NH_4NO_3, $(NH_4)_2SO_4$?

§ 43 ОСНОВНЫЕ МИНЕРАЛЬНЫЕ УДОБРЕНИЯ

Почему двойной суперфосфат считается концентрированным фосфорным минеральным удобрением?

Азотные минеральные удобрения. Растения усваивают азот в связанном виде. Запасы азота в почве постоянно пополняются за счет азотных соединений, образующихся в результате гниения органических остатков в почве, усвоения азота воздуха почвенными бактериями, окисления азота воздуха во время грозы. Однако значительное количество азота уходит из почвы во время уборки сельскохозяйственных посевов. Недостаток азота в почве оказывает отрицательное влияние на развитие и урожайность растений, поэтому почву удобряют рядом азотсодержащих удобрений. Среди них самые ценные $NaNO_3$ — натриевая селитра, KNO_3 — калиевая селитра, $Ca(NO_3)_2$ — кальциевая селитра, NH_4NO_3 — аммиачная селитра, $(NH_4)_2SO_4$, NH_4Cl, $CO(NH_2)_2$ — мочевина, жидкий аммиак и аммиачная вода.

Природные запасы нитратов весьма незначительны, самые большие запасы соединений азота в виде нитрата натрия имеются в Южной Америке на территории Чили. Основная часть азотных удобрений производится на химических заводах. Например, на комбинате “Максам–Чирчик”, принадлежащем ГАК “Узкимёсаноат”, на предприятиях “Ферганаазот”, “Навоиазот”, “Самаркандкимё” и “Дехканабадкалийкимё” выпускаются минеральные удобрения, в частности нитраты, которые используются для повышения урожайности сельскохозяйственных культур. Питательный элемент в составе азотных удобрений определяется массовой долей азота, содержащегося в них.

Пример. Определите количество питательного элемента в составе натриевой селитры.

Решение: 1) запишем формулу нитрата натрия и определим его молекулярную массу:

$$M(NaNO_3) = 23 + 14 + 48 = 85 \text{ г/моль};$$

2) вычислим процентное содержание азота:

$$\omega(N) = \frac{14}{85} \cdot 100\% = 16{,}4\ \%.$$

Ответ: 16,4 % N, т.е. питательного элемента.

На сегодняшний день актуальной является задача превращения азота воздуха в азотные удобрения с помощью азотфиксирующих бактерий и растений.

Фосфорные удобрения. Рассмотрим вкратце фосфорные удобрения, используемые в сельском хозяйстве.

1. Фосфоритная мука $Ca_3(PO_4)_2$ — обогащенный порошок фосфорита — природного соединения фосфора. Фосфоритная мука плохо растворяется в воде, поэтому ее вносят в почвы с кислотной средой. Как самое дешевое фосфорное удобрение фосфоритная мука используется для удобрения целинных и торфяных почв.

2. Простой суперфосфат $Ca(H_2PO_4)_2 \cdot CaSO_4 \cdot 4H_2O$ — получается при взаимодействии апатита или фосфорита с серной кислотой:

$$Ca_3(PO_4)_2 + 2H_2SO_4 = Ca(H_2PO_4)_2 + 2CaSO_4.$$

Ввиду хорошей растворимости в воде его можно использовать для удобрения растений на почвах с любой средой.

Простой суперфосфат вы можете приготовить сами. Для этого необходимо взять несколько кусков костей животного и обжигать до выгорания органических веществ. Обгоревшие кости следует измельчить в ступке до порошкообразного состояния. К 50 г порошка надо добавить 3–5 г порошка мела и, поместив смесь в химический стакан, постепенно залить 20 г 70 %-ной серной кислоты. Смесь следует помешивать стеклянной палочкой. В результате химической реакции, протекающей в стакане, смесь нагреется. Порошок,

образовавшийся после охлаждения смеси, и есть простой суперфосфат, то есть $Ca(H_2PO_4)_2$, смешанный с $CaSO_4$.

Для предохранения порошка простого суперфосфата от затвердевания под воздействием влаги в настоящее время его выпускают в гранулированном виде.

В составе простого суперфосфата содержится 14—20 % P_2O_5.

3. Двойной суперфосфат $Ca(H_2PO_4)_2 \cdot 2H_2O$ — концентрированное фосфорное минеральное удобрение, хорошо растворимое в воде:

$$Ca_3(PO_4)_2 + 4H_3PO_4 = 3Ca(H_2PO_4)_2.$$

Количество P_2O_5 в двойном суперфосфате достигает 40—50 % .

4. Преципитат $CaHPO_4 \cdot 2H_2O$ — также концентрированное минеральное удобрение, но мало растворимое в воде:

$$Ca(OH)_2 + H_3PO_4 = CaHPO_4 \cdot 2H_2O,$$

$$CaCO_3 + H_3PO_4 = CaHPO_4 + H_2O + CO_2.$$

Количество P_2O_5 в преципитате составляет 30—35 %.

5. Костная мука изготавливается путем переработки костей животных и используется в измельченном виде в качестве форфорного минерального удобрения. Состав костной муки — $Ca_3(PO_4)_2$, не растворима в воде. Хорошие результаты дает применение костной муки в почвах с кислотной средой.

6. Аммофос — смесь $Ca(H_2PO_4)_2$, $(NH_4)_2HPO_4$ и $NH_4H_2PO_4$ — относится к комплексным удобрениям, содержащим азот и фосфор. Хорошо растворяется в воде. Среди фосфорных минеральных удобрений используется чаще всего.

Питательный элемент в этих удобрениях представлен P_2O_5.

Пример. В состав одного из фосфорных удобрений входит 40 % $Ca(H_2PO_4)_2$. В каком количестве удобрения содержится 1 т питательного элемента P_2O_5?

Решение: 1) выясним, какое количество $Ca(H_2PO_4)_2$ содержит 1 т питательного элемента:

$$\underset{234\ т}{\overset{x}{Ca(H_2PO_4)_2}} \rightarrow \underset{142\ т}{\overset{1т}{P_2O_5}} \qquad \frac{x}{234} = \frac{1}{142}\text{, отсюда } x = \frac{234 \cdot 1}{142} = 1{,}647\ т;$$

2) в каком количестве фосфорного удобрения содержится 1,647 т $Ca(H_2PO_4)_2$?

Продолжим вычисления, учитывая, что в составе минерального удобрения содержится 40 % $Ca(H_2PO_4)_2$:

$$т/фосфорное\ удобрение = \frac{1{,}647}{0{,}4} = 4{,}117\ т \quad (40\ \% = 0{,}4\ части).$$

Ответ: 4,117 т.

Калийные удобрения. Калий имеет важное значение в повышении урожайности сельскохозяйственных растений. В сельском хозяйстве в качестве калийных удобрений используются такие соединения калия, как KCl, KNO_3.

Питательный элемент в калийных удобрениях представлен K_2O.

1. Неочищенные калийные удобрения:

Сильвинит — $KCl \cdot NaCl$.

Каинит — $MgSO_4 \cdot KCl \cdot 3H_2O$.

Они используются в качестве удобрения в измельченном (до порошкообразного состояния) виде. Следует, однако, учитывать, что при внесении этих удобрений в почву выделяются вредные для растений ионы хлора. Поэтому не рекомендуется использовать эти удобрения в количествах, превышающих нормы внесения.

2. Концентрированные калийные удобрения имеют обогащенный питательный элемент, что достигается путем переработки природных соединений калия. Содержание питательного элемента K_2O в составе минерального удобрения хлорида калия равно 52—60 %. Получают хлорид калия нагреванием и последующим обогащением сильвинита, при этом исходят из того, что KCl и NaCl имеют различную растворимость. В составе нитрата калия — KNO_3, помимо питательного элемента K_2O, содержится 12—13 % азота.

3. Древесная (растительная) мука представляет собой оста-

ток, то есть золу, образовавшуюся после сгорания растений, в которой содержится в основном K_2CO_3 (поташ).

Питательный элемент в калийных удобрениях — K_2O.

Пример. Вычислите количество питательного элемента в 1 т калийного удобрения, содержащего 75 % хлорида калия.

Решение: 1) найдем массу KCl в составе калийного удобрения:

$$m(KCl) = 1000 \text{ кг} \cdot 0{,}75 = 750 \text{ кг};$$

2) зная, что питательным элементом в калийных удобрениях является K_2O, определим содержание K_2O в 750 кг KCl:

$$\overset{750}{2KCl} \rightarrow \overset{x}{K_2O} \qquad \frac{750}{149} = \frac{x}{94}, \text{ отсюда } x = \frac{750 \cdot 94}{149} = 473{,}3 \text{ кг.}$$

Ответ: 473,3 кг.

Элементы ЗУН: натриевая селитра, калиевая селитра, аммиачная селитра, мочевина, фосфоритная мука, простой суперфосфат, двойной суперфосфат, преципитат, костная мука, аммофос, хлорид калия, сильвинит, каинит, древесная зола.



Вопросы и задания

1. Для чего нужны минеральные удобрения?
2. Приведите примеры калийных, азотных и фосфорных удобрений.
3. Где и какие минеральные удобрения производятся в нашей стране?
4. Изучите данные табл.24 и выскажите свое мнение. Подготовьте данные о нормах внесения удобрений в земледельческих хозяйствах, находящихся недалеко от вашего местожительства.
5. На предприятии “Ферганаазот” выпускается минеральное удобрение аммиачная селитра. Какое количество азотной кислоты и какой объем (н.у.) аммиака потребуется для производства 40 т аммиачной селитры?

§ 44 БИОГЕННЫЕ ЭЛЕМЕНТЫ И ИХ ЗНАЧЕНИЕ ДЛЯ ЖИВЫХ ОРГАНИЗМОВ

К каким заболеваниям может привести недостаток микроэлементов в живых организмах?

Подавляющую часть земной коры (98 %) составляют в основном восемь элементов: O, Si, Al, Fe, Ca, Na, K, Mn. Хотя в процессе эволюции все они вошли в состав живой материи, основным элементом жизни стал углерод. 99,1 % растительной ткани представлен элементами O, C, H, Na, K, Ca, Si, 99,4 % тела человека представлены элементами H, O, C, N, Ca.

Все они называются ***макробиогенными*** элементами.

Десять элементов, встречающихся в составе живых организмов в количестве менее 0,01 % — Fe, Mn, Co, Cu, Mo, Zn, F, Br, I, B, — называются ***микробиогенными*** элементами. Они крайне необходимы для жизни. Микробиогенные элементы называют также ***микроэлементами***. Они способствуют образованию сахаристых веществ, крахмала, белков, различных нуклеиновых кислот, витаминов, ферментов. Микроэлементы обеспечивают также хороший рост растений на неплодородных почвах, повышение урожайности, приспособляемость их к засухе и низким температурам, устойчивость к различным заболеваниям. Железосодержащие ферростимуляторы, разработанные И.Р.Аскаровым и Ш.М.Киргизовым, применяются в качестве биологически активных веществ, положительно влияющих на рост растений.

Элементы Mn, Cu, Mo и B имеют важное значение для протекания процессов фотосинтеза, роста и созревания семян растений. Они способствуют повышению устойчивости растений к вредным воздействиям внешней среды (недостаток влаги в почве, повышение или понижение температуры воздуха), обеспечивают относительную устойчивость к ряду заболеваний, вызываемых бактериями и

грибами (кенафный бактериоз, гниение корневища свеклы, серые пятна на зерновых растениях и т.д.).

Многочисленными опытами доказано значение бора в повышении урожайности растений гороха, фасоли, люцерны, сахарной свеклы, кенафа, бахчевых культур и ягод.

Одним из важнейших элементов в организме человека является **кальций**, 99 % которого входят в состав костной ткани, а примерно 1 % — в состав крови и лимфы. Недостаток кальция в организме человека вызывает ряд заболеваний, поэтому в медицине широко используются лекарственные вещества, изготовленные на основе хлорида и глюконата кальция. Так, препарат "Аскальций" эффективно используется в качестве средства, повышающего защитную силу организма человека, при лечении заболеваний костей, крови, онкологических болезней.

Использование микроэлемента **меди** на осушенных болотных, песчаных и обедненных медью землях позволяет повысить урожайность зерновых культур, **молибден** способствует увеличению продуктивности бобовых и кормовых культур, **марганец** обеспечивает получение высоких урожаев сахарной свеклы и пшеницы, а **цинк** — кукурузы. **Кобальт** и **йод** имеют большое практическое значение в получении высококачественной продукции животноводства. **Марганец** — основной элемент, регулирующий мочеобразование у живых организмов, он играет важную роль и при образовании витамина С.

Марганец повышает урожайность ягодных и зерновых культур. Так, при достаточном содержании марганца в почве урожай клубники достигает 3 ц/га, а пшеницы — 3—4 ц/га. При смачивании семян хлопчатника перед посевом солями марганца урожайность хлопчатника увеличивается на 2 центнера на гектар. Марганец ускоряет рост растений хлопчатника, табака, сахарной свеклы.

Кобальт имеет важное значение при синтезе гемо-

глобина, в ДНК и аминокислотном обмене. Наряду с повышением урожайности винограда кобальт способствует увеличению содержания сахаристых веществ в составе ягод.

При использовании кобальта вместе с марганцем, цинком, бором и медью в качестве добавки к минеральным удобрениям ускоряется развитие хлопчатника, а урожайность его повышается на 3-4 ц с гектара.

Медь играет существенную роль в пигментации кожи и усвоении организмом железа.

Цинк имеет важное значение в образовании CO_2 и усвоении белков. При недостатке цинка зерновые растения, овощные культуры и кукуруза часто подвергаются заболеваниям: верхушки стеблей становятся белыми, растения ослабевают, резко снижается урожайность. Нехватка цинка у цитрусовых приводит к обесцвечиванию листьев и в результате к высыханию растения. Цинк важен и для растений персика, урюка и ореха.

Молибден способствует усвоению азота организмом и протеканию окислительно-восстановительных процессов. Микроудобрения с молибденом позволяют повысить урожайность сахарной свеклы на 20 %, льна — на 25 %. Микроудобрения с молибденом являются отходом производства лампочек. При внесении их в почву вместе с другими минеральными удобрениями урожайность озимой пшеницы возрастает на 37 %, а хлопчатника — на 7 ц/га.

Фтор является необходимым элементом в образовании костной ткани живых организмов. При недостатке фтора зубы начинают разрушаться.

Бром — один из элементов, ответственных за нормальное осуществление деятельности нервной системы.

Йод — элемент, необходимый для нормального роста и полового созревания организмов.

В последние годы ряд микроэлементов пополнился новыми элементами: Li, Al, Ti, V, Cr, Ni, Se, Sr, As, Cd,

Sn, Ba, W. Их роль и значение в жизнедеятельности живых организмов изучаются учеными всего мира.

Так, профессором Х.Т.Шариповым разработана и внедрена в производство технология выделения из отходов драгоценных металлов золота, платины, молибдена, вольфрама.

На сегодняшний день, когда биосфера все больше загрязняется различными соединениями, мы должны осознавать, что изменение и перераспределение природных концентраций месторождений микроэлементов — металлов и неметаллов — является одним из факторов отрицательного воздействия на живую природу.

В настоящее время установлено, что около 300 видов растений из существующих 500000 и около 200 видов животных из более миллиона существующих испытывают потребность в микроэлементах. Неудовлетворение этой потребности может привести к исчезновению целых видов, нарушению равновесия в природе. В связи с этим усилия ученых всего мира направлены на исследование микроэлементов и их роли в жизнедеятельности живых организмов. Эти исследования начинают давать первые результаты.



Вопросы и задания

1. Дайте определение термина “микробиогенные элементы”.
2. Правильно ли думать, что микроэлементы важны только для растительного мира?
3. Каковы полезные свойства микроэлементов?
4. Имеются ли в месте вашего проживания живые организмы, поврежденные из-за недостатка микроэлементов? Что следует сделать, чтобы устранить этот недостаток?

Общая характеристика некоторых минеральных удобрений

Таблица 25

Удобрение	Внешний вид	Растворимость в воде	Взаимодействие с серной кислотой и медью	Взаимодействие с раствором хлорида бария и уксусной кислотой	Взаимодействие с щелочным раствором (при нагревании)	Взаимодействие с раствором нитрата серебра (I)	Окрашивание пламени
Нитрат аммония	Белая кристаллическая масса	Хорошая	Выделяется газ бурого цвета	-	Чувствуется запах аммиака	-	Пламя становится желтым (из-за наличия примесей)
Хлорид аммония	Белая кристаллическая масса	Хорошая	Выделяется газ бурого цвета	-	Чувствуется запах аммиака	Выпадает белый осадок	Пламя становится желтым (из-за наличия примесей)
Нитрат калия	Мелкие светло-серые кристаллы	Хорошая	Не выделяется газ бурого цвета	-	Не чувствуется запах аммиака	Наблюдается небольшое помутнение	Пламя становится фиолетовым при рассматривании через синее стекло
Сульфат аммония	Крупные бесцветные кристаллы	Хорошая	Не выделяется газ бурого цвета	Выпадает осадок белого цвета, не растворимый в уксусной кислоте	Выделяется аммиак	Выпадает немного осадка (из-за наличия примесей)	–
Суперфосфат	Порошок или гранулы светло-серого цвета	Плохая	Не выделяется газ бурого цвета	Выпадает белый осадок, частично растворимый в уксусной кислоте	Не чувствуется запах аммиака	Выпадает желтый осадок	Пламя становится желтым (из-за наличия примесей)
Сильвинит	Розовые кристаллы в соли	Хорошая	Не выделяется газ бурого цвета	-	Не чувствуется запах аммиака	Выпадает белый осадок	Пламя становится желтым. При рассматривании через синее стекло различается фиолетовый цвет
Хлорид калия	Бесцветные кристаллы	Хорошая	Не выделяется газ бурого цвета	-	Не чувствуется запах аммиака	Выпадает белый осадок	Пламя становится желтым. При рассматривании через синее стекло различается фиолетовый цвет

ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА 5
Определение минеральных удобрений

Определите предоставленные вам минеральные удобрения путем проведения опытов с использованием данных табл. 25.

Вариант 1. В три пробирки помещены следующие минеральные удобрения: нитрат калия, нитрат аммония и суперфосфат. Определите, в какой пробирке находится каждое из этих удобрений. **Вариант 2.** Докажите, что данное вам удобрение является хлоридом калия. **Вариант 3.** Докажите, что данное вам удобрение является хлоридом аммония. **Вариант 4.** Определите название данного вам минерального удобрения. Что вы знаете об этом удобрении? (учитель может предложить вам 4—5 г любого минерального удобрения).



ЗАДАЧИ И ПРИМЕРЫ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ

1. Запишите уравнение реакции, позволяющей получить сульфид калия.

2. Запишите уравнения реакций образования трех средних солей, трех кислот и трех кислых солей с использованием калия, серы, кислорода и водорода.

3. Можно ли получить соль фосфат кальция с помощью простых веществ? Если да, то запишите соответствующие уравнения реакций.

4. Определите число молекул в одной капле воды ($V = 0{,}03$ мл).

5. В раствор, содержащий 16 г сульфата меди(II), добавили 4,8 г железной стружки. Сколько меди выделится при этом?

6. Сколько атомов натрия в составе 0,04 моля оксида натрия?

7. 0,448 л газа (н.у) составляет 0,88 г. Определите, какой это газ?

8. Плотность гелия (н.у.) 0,178 г/л. Используя эти данные, определите массу 2 молей гелия.

9. Масса $1{,}5 \cdot 10^{22}$ молекул неизвестного газа составляет 0,05 г. Какой это газ?

10. Плотность смеси, состоящей из 25 % озона и какого-то

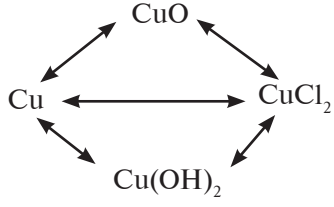
неизвестного газа, относительно гелия равна 9. Какой газ находится в смеси с озоном.

11. Какие вещества образуются на месте соответствующих цифр при взаимодействии веществ, приведенных в следующей таблице?

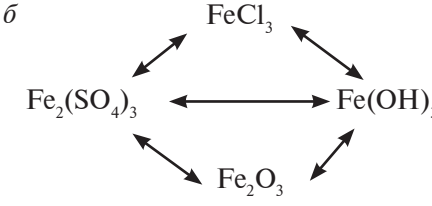
Вещество	Na	Zn	S	CuO	SO_3	$Al(OH)_3$	HNO_3	KOH
H_2O	1				2			
HCl	3	4		5		6		7
KOH					8	9	10	
O_2	11	12	13					
H_2	14		15	16				

12. Запишите уравнения реакций, позволяющих осуществить следующие превращения.

а



б



ЛАБОРАТОРНЫЕ ЗАНЯТИЯ

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 1

Получение гидроксида цинка и воздействие на него кислотных и щелочных растворов

1. Налейте в пробирку 1—2 мл 5 %-ного раствора едкого натрия.

2. Залейте раствор избыточным количеством раствора соли хлорида цинка.

3. Поместите образовавшийся осадок в две пробирки.

4. В одну из пробирок залейте раствор соляной кислоты, во вторую — раствор едкого натрия. Взболтайте пробирки.

Задание

1. Объясните причину изменений, происшедших на каждом этапе опыта.
2. Повторите указанные опыты с раствором хлорида меди.
3. Запишите уравнения химических реакций, протекающих в ходе опытов.
4. Сопоставьте свойства гидроксида цинка и гидроксида меди(II).

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 2

Приготовление образцов кристаллических решеток веществ, имеющих различные виды химической связи (хлорид калия, сера, йод)

1. Какую химическую связь имеет хлорид калия? Приведите примеры веществ с ионной связью.
2. Изготовьте шаростержневую модель кристаллов хлорида калия, зная, что координационное число ионов калия и хлора равно шести и противоположно заряженные ионы могут соединяться друг с другом. Зарисуйте изображение модели в тетрадь.
3. Изготовьте шаростержневую модель кристаллической серы, зная, что в ее молекуле восемь атомов соединяются друг с другом в форме окружности или кресла. Зарисуйте изображение модели в тетрадь.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 3

Качественные реакции для соляной кислоты, галогенидов и йода

1. Перепишите в тетрадь следующую таблицу.

Реагент	HCl	NaCl	NaBr	NaI
Раствор $AgNO_3$	1	2	3	4

2. Возьмите четыре пробирки. Залейте в каждую из них по 1—2 мл растворов HCl, NaCl, NaBr и NaI соответственно.
3. Добавьте в пробирки с растворами по 0,5 мл (3—4 капли) раствора $AgNO_3$.

4. Понаблюдайте за происходящими изменениями. Запишите уравнения реакций. Занесите результаты в таблицу.
5. Накапайте в пробирку 3—4 капли крахмального клейстера, сверху закапайте одну каплю спиртового раствора йода. Проследите за происходящими изменениями.
6. Накапайте на кусочки картофеля и хлеба по 1—2 капли спиртового раствора йода и понаблюдайте за происходящими изменениями. Изложите свои соображения на основании результатов наблюдений.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 4
Определение наличия хлоридов в составе почвенного раствора

1. Образец почвы, взятой со школьного опытного участка, хорошенько смешайте с водой. Отфильтруйте образовавшийся мутный раствор.
2. Проверьте отфильтрованный раствор на наличие ионов хлора.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 5
Вытеснение галогенов из их растворов

1. Перепишите в тетрадь следующую таблицу и заполните её.

	NaCl	NaBr	NaI
Cl_2			
Br_2			
I_2			

2. В одну из двух пробирок залейте 3—4 мл раствора бромида натрия, во вторую — такое же количество раствора йодида натрия.
3. В пробирки с растворами добавьте по 1—2 мл хлорной воды. Понаблюдайте за происходящими изменениями и запишите уравнения реакций.
4. Налейте в пробирку 3—4 мл раствора йодида натрия, сверху добавьте 1—2 мл бромной воды. Понаблюдайте за происходящими изменениями и запишите уравнения реакций.
5. Налейте в две пробирки по 3—4 мл раствора поваренной соли. В одну из пробирок добавьте 1—2 мл бромной воды, а в другую —

1—2 мл спиртового раствора йода. Произойдут ли какие-нибудь изменения? Почему?

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 6

Растворимость галогенов в воде и органических растворителях

1. Положите в пробирку три-четыре кристалла йода, залейте сверху 1—2 мл воды и перемешайте. Понаблюдайте процесс растворения йода в воде. Затем к водному раствору йода добавьте 1—2 мл бензола и взболтайте пробирку. Дайте отстояться. Понаблюдайте за происходящими изменениями. Обратите внимание на окраску образовавшихся в пробирке двух слоев: водного и бензольного.
2. Выскажите свое мнение о растворимости йода в воде и органическом растворителе — бензоле.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 7

Ознакомление с серой и ее природными соединениями

Ознакомьтесь с образцами серы и ее природных соединений, предоставленных вам учителем. Перепишите следующую таблицу в тетрадь и заполните ее.

№	Название образца	Химическая формула	Относительная молекулярная масса	Внешний вид	Растворимость в воде
1	Сера				
2	Пирит				
3	Цинковая обманка				
4	Гипс				

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 8

Определение наличия сульфат-иона в различных растворителях

1. Налейте в четыре пробирки по 2—3 мл растворов H_2SO_4, Na_2SO_4, $CuSO_4$ и сульфата алюминия соответственно.
2. Поверх каждого раствора залейте по 1—2 мл раствора $BaCl_2$.
3. Понаблюдайте за превращениями, происходящими в каждой пробирке. Запишите уравнения реакций.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 9

Получение аммиака при взаимодействии аммониевых солей с гашеной известью и изучение его свойств

1. Приготовьте смесь хлорида аммония и гашеной извести в соотношении 1,5:1, поместите ее в пробирку и закройте пробкой, в которую установлена газопроводящая трубка.
2. Слегка нагрейте смесь. Выделяющийся газ соберите в пробирку.
3. Заполненную газом пробирку (или цилиндр) с закрытым отверстием опустите через кристаллизатор в воду. Что будет наблюдаться при этом?
4. Поднесите к газу, выходящему из газопроводящей трубки, бумажку, пропитанную фенолфталеином. Какое явление произойдет при этом?
5. Поднесите к газу, выходящему из газопроводящей трубки, стеклянную палочку, смоченную соляной кислотой. Какое явление произойдет при этом?

   Объясните причину превращений, происшедших в указанных опытах. Запишите уравнения реакций.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 10

Ознакомление с образцами минеральных удобрений

Рассмотрите внимательно образцы минеральных удобрений, предоставленные учителем. Перепишите следующую таблицу в тетрадь и заполните ее.

№	Название минерального удобрения	Формула	Относительная молекулярная масса	Внешний вид, цвет	Водорастворимость
1					
2					
3					
4					
5					

скачано с сайта www.idum.uz

ОГЛАВЛЕНИЕ

ПРЕДИСЛОВИЕ 3

Глава I . ПОВТОРЕНИЕ ОСНОВНЫХ ПОНЯТИЙ КУРСА ХИМИИ 7 КЛАССА 5

§ 1. Начальные химические понятия и законы 5
§ 2. Основные классы неорганических соединений. 10

Глава II. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ ТАБЛИЦА ЭЛЕМЕНТОВ. СТРОЕНИЕ АТОМА 17

§ 3. Первоначальная классификация химических элементов. 17
§ 4. Природные семейства химических элементов. 21
§ 5. Периодический закон химических элементов. 24
§ 6. Периодическая таблица химических элементов 31
§ 7. Состав атомного ядра 34
§ 8. Изотопы. Изобары 37
§ 9. Строение электронных слоев атомов 41
§ 10. Энергетические подуровни. 44
§ 11. Строение атомов элементов малых периодов 47
§ 12. Строение атомов элементов больших периодов. 50
§ 13. Описание элементов по их местоположению в периодической таблице и строению атомов. Значение периодического закона . . . 52

Глава III. ХИМИЧЕСКИЕ СВЯЗИ 62

§ 14. Относительная электроотрицательность химических элементов . . 63
§ 15. Виды химической связи. Полярная и неполярная ковалентная связь. 66
§ 16. Ионная связь 71
§ 17. Кристаллическая решетка 73
§ 18. Степени окисления элементов в соединениях. 76
§ 19. Окислительно-восстановительные реакции 79
§ 20. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций 82

Глава IV. НЕМЕТАЛЛЫ 88

§ 21. Общие свойства неметаллов 88
§ 22. Положение галогенов в периодической таблице. Строение атома 91

скачано с сайта www.idum.uz

§ 23. Хлор 95
§ 24. Хлорид водорода 99
§ 25. Закон Авогадро. Молярный объем 102
§ 26. Закон эквивалентности 109
§ 27. Соляная кислота 114
§ 28. Фтор, бром, йод 119

Глава V. ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА ЭЛЕМЕНТОВ ОСНОВНОЙ ПОДГРУППЫ ШЕСТОЙ ГРУППЫ 129

§ 29. Элементы подгруппы кислорода 129
§ 30. Водородные соединения серы 133
§ 31. Кислородные соединения серы 135
§ 32. Серная кислота 137
§ 33. Скорость химических реакций 140
§ 34. Химическое равновесие 143
§ 35. Промышленное производство серной кислоты 146

Глава VI. ПОДГРУППА АЗОТА 155

§ 36. Азот 156
§ 37. Водородные соединения азота 158
§ 38. Кислородные соединения азота 163
§ 39. Азотная кислота 164
§ 40. Фосфор 173
§ 41. Кислородные соединения фосфора 177
§ 42. Минеральные удобрения 184
§ 43. Основные минеральные удобрения 189
§ 44. Биогенные элементы и их значение для живых организмов 194

Лабораторные занятия 200

скачано с сайта www.idum.uz

IBROHIMJON ASQAROV, KAMOLIDDIN G‘OPIROV,
NOZIMJON TO‘XTABOYEV

KIMYO

Umumiy o‘rta ta’lim maktablarining 8- sinfi uchun darslik

(Rus tilida)

Ташкент — «MITTI YULDUZ» — 2019

Переводчик **Д. Валиева**
Отв.редактор **Г. Шоисаева**
Художник **Л. Дабижа**
Тех. редактор **Е. Толочко**
Редакторы **З. Файзиева, Д. Валиева**
Верстка **Х. Ходжаева**

Изд. лицензия AI № 185 от 10.05.2011. Разрешено в печать 30. 05. 2019.
Формат 70x90 $^{1}/_{16}$. Кегль 11. Гарнитура “Times TAD”. Печать офсетная.
Усл.-печ.л. 15,2. Уч.-изд.л. 13,0. Тираж 69086 Заказ № 55-19.
Договор № 20.

Оригинал-макет учебника подготовлен ООО «Mitti Yulduz»
Ташкент, ул. Навои, 30. Все права охраняются и принадлежат
ООО «MITTI YULDUZ»

Отпечатано в типографии ООО “YANGIYUL POLIGRAPH SERVICE”
112001, Ташкентская обл. г. Янгиюль, ул. Самаркандская, 44

скачано с сайта www.idum.uz

Таблица показателей состояния учебника, предоставленного в аренду

№	Имя, фамилия учащегося	Учебный год	Состояние учебника до предоставления в аренду	Подпись классного руководителя	Состояние учебника после возвращения	Подпись классного руководителя
1						
2						
3						
4						
5						
6						

После возвращения учебника учащимся в конце учебного года классный руководитель заполняет вышеприведенную таблицу на основе следующих критериев

Новый	Состояние учебника перед сдачей в аренду
Хорошее	Обложка целая, не отделена от основной части учебника, оторванных, порванных и отклеившихся страниц нет, на страницах нет записей и пометок.
Удовлетворительное	Обложка измятая, исчерченная, с загнутыми краями, отделяется от основной части. Отремонтирована удовлетворительно. Отклеившиеся и оторванные страницы приклеены, отдельные страницы исписаны.
Неудовлетворительное	Обложка исписанная, порванная, отделилась от основной части книги или отсутствует вообще. Отремонтирована неудовлетворительно. Страницы порваны, отдельные страницы отсутствуют, исписаны и испачканы. Учебник не подлежит восстановлению.