

С. В. ТКАЧЕВ

**ОСНОВЫ ОБЩЕЙ
И НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ**

Минск БГМУ 2022

МИНИСТЕРСТВО ЗДРАВООХРАНЕНИЯ РЕСПУБЛИКИ БЕЛАРУСЬ
БЕЛОРУССКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ МЕДИЦИНСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ
КАФЕДРА ОБЩЕЙ ХИМИИ

С. В. ТКАЧЕВ

ОСНОВЫ ОБЩЕЙ И НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

Учебно-методическое пособие

7-е издание



Минск БГМУ 2022

УДК 54+546-054.6(075.8)
ББК 24.1я73
Т48

Рекомендовано Научно-методическим советом университета в качестве
учебно-методического пособия 15.12.2021 г., протокол № 10

Р е ц е н з е н т: канд. хим. наук, доц. М. Г. Никоненко (подготовительное отделение Белорусского государственного университета)

Ткачев, С. В.

Т48 Основы общей и неорганической химии : учебно-методическое пособие /
С. В. Ткачев. – 7-е изд. – Минск : БГМУ, 2022. – 148 с.

ISBN 978-985-21-0998-7.

Представлены основные сведения по общей и неорганической химии в соответствии с программой по химии для подготовительных отделений медицинских вузов. Приводятся вопросы, упражнения и тестовые задания для самоконтроля, задачи для самостоятельного решения и задачи с эталонами их решений. Первое издание вышло в 2015 году.

Предназначено для иностранных учащихся подготовительного отделения.

УДК 54+546-054.6(075.8)
ББК 24.1я73

ISBN 978-985-21-0998-7

© Ткачев С. В., 2022
© УО «Белорусский государственный
медицинский университет», 2022

ЧАСТЬ I. ОСНОВЫ ОБЩЕЙ ХИМИИ

ГЛАВА 1. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ

1.1. СВОЙСТВА И ПРЕВРАЩЕНИЯ ВЕЩЕСТВ

Вокруг нас находятся разнообразные тела. В химической лаборатории — это, к примеру, химический стакан, колба, пробирка, пипетка, бюретка, воронка (рис. 1). Они состоят из стекла. Стекло — это вещество. Все тела в природе состоят из веществ. Сера, мел, азот, железо ... — все это вещества. Каждое вещество имеет физические и химические свойства.

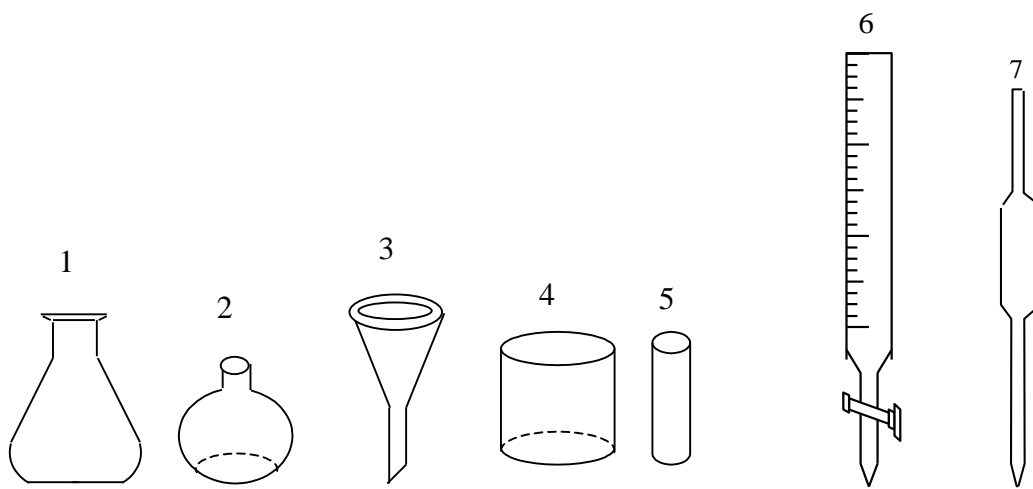


Рис. 1. Химическая посуда:

1 — коническая колба; 2 — круглодонная колба; 3 — воронка; 4 — химический стакан; 5 — пробирка; 6 — бюретка; 7 — пипетка

Физические свойства вещества — это агрегатное состояние (твердое, жидкое, газообразное), плотность, цвет, вкус, растворимость, температура кипения, температура плавления и др.

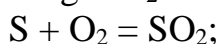
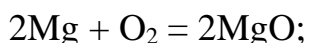
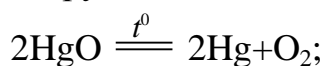
Химические свойства вещества — это способность одного вещества превращаться в другие вещества. Свойства веществ, их получение и превращения изучает химия.

Любое изменение в природе — это явление. Различают физические и химические явления.

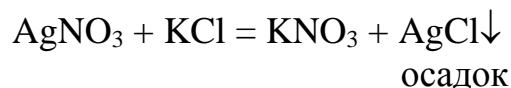
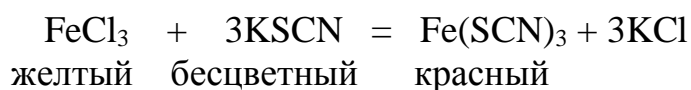
При **физических явлениях** изменяются физическое состояние вещества, его объем, форма, положение тела, однако новые вещества не образуются. Плавление льда — физическое явление — он превращается в жидкость: изменяется физическое состояние воды. Разбилась колба. Это — физическое явление: изменяется ее форма, а вещество (стекло) не изменяется.

При **химических явлениях** одни вещества превращаются в другие вещества с новыми свойствами. Химические явления — это **химические реакции**. Вещества, вступающие в химическую реакцию, называются *реа-*

гентами. Новые вещества, которые образуются в результате химической реакции, называются *продуктами реакции*. Например, при нагревании оксида ртути (реагента) образуются ртуть и кислород (продукты реакции). При горении магния в кислороде выделяется теплота и образуется оксид магния. При горении серы в кислороде образуется оксид серы (IV) — газ с неприятным запахом. При растворении мела в кислоте выделяется газ. Химические реакции изображают при помощи *химических уравнений*. К примеру:



При химических реакциях изменяется цвет и выпадает осадок:



Выделение или поглощение теплоты, появление запаха, выделение газа, изменение цвета, выпадение осадка — это признаки химических реакций.

Сложные процессы в организме человека — это различные химические превращения.

Вопросы

1. Какие тела Вы знаете?
2. Из чего состоят тела?
3. Какие вещества Вы знаете?
4. Из чего состоят колба, ложка, вилка, стакан?
5. Какие свойства веществ Вы знаете?
6. Какие физические свойства имеют: а) вода; б) сахар; в) соль?
7. Что такое химические свойства вещества?
8. Что такое явление? Какие явления Вы знаете?
9. Какие это явления (физические или химические): а) горение магния; б) плавление льда; в) превращение воды в пар; г) кипение воды; д) растворение мела в кислоте.
10. Что изменяется при физических явлениях?
11. Что изменяется при химических явлениях?
12. Что такое реагент?
13. Что такое продукты реакции?
14. Какие признаки химических реакций Вы знаете?
15. Что изучает химия?

1.2. АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНОЕ УЧЕНИЕ.

ПРОСТЫЕ И СЛОЖНЫЕ ВЕЩЕСТВА

Атомно-молекулярное учение объясняет состав и строение веществ. Основные положения атомно-молекулярного учения:

1. **Вещества состоят из молекул.** Молекула — это наименьшая частица вещества, которая сохраняет его химические свойства. Молекулы имеют массу, размеры, химические свойства. Молекулы одного вещества одинаковые. Молекулы разных веществ имеют разный состав, разную массу, разный размер, разные химические свойства. Например, все молекулы воды одинаковые, а молекулы воды и хлора разные.

2. **Молекулы состоят из атомов.** При химических реакциях молекулы изменяются. Атомы не изменяются при химических реакциях. Из атомов образуются новые молекулы. Один вид атомов называется химическим элементом.

3. **Из атомов химических элементов состоят простые и сложные вещества.** *Простые вещества* — это вещества, которые состоят из атомов одного элемента. *Сложные вещества* — это вещества, которые состоят из атомов разных элементов. Сера, водород, кислород, озон, фосфор, ртуть — это простые вещества. Вода и мел — сложные вещества. Простые и сложные вещества состоят из элементов. Например, кислород — это газ, мало-растворимый в воде. Его формула O_2 . Это простое вещество. Кислород входит в состав воды и в данном случае является элементом.

Один элемент может образовать несколько простых веществ. Это явление называется *аллотропией*. Например, элемент кислород образует два простых вещества — кислород (O_2) и озон (O_3), элемент углерод образует простые вещества — графит, алмаз, карбин.

4. **Молекулы и атомы находятся в постоянном движении.** Химические реакции — это химическая форма движения атомов и молекул.

5. **В химических реакциях молекулы одних веществ превращаются в молекулы других веществ.**

Вопросы

1. Из чего состоят вещества?
2. Что такое молекула?
3. Из чего состоят молекулы?
4. Что называется химическим элементом?
5. Какие вещества называются простыми?
6. Какие вещества называются сложными? Приведите примеры.
7. Какое явление называется аллотропией?
8. В каких примерах говорится о химическом элементе, а в каких — о простом веществе: а) электрод состоит из цинка; б) железо — это металл, который притягивается магнитом; в) оксид железа (II) состоит из железа

и кислорода; г) воздух состоит из азота, кислорода и других газов; д) вода состоит из кислорода и водорода?

9. Что является химической формой движения атомов и молекул?

10. Что происходит в результате химических реакций?

1.3. ХИМИЧЕСКИЕ СИМВОЛЫ И ФОРМУЛЫ

Каждый химический элемент имеет название и химический символ (знак). Химический символ — это одна или две буквы латинского названия элемента. Например, С (це) — химический символ углерода, латинское название углерода *Carboneum*; Cu (купрум) — химический символ меди, латинское название меди *Cuprum*. Химические символы, их произношение и русские названия некоторых элементов приведены в табл. 1.

Таблица 1

Названия и химические символы некоторых элементов

Химический символ	Произношение	Русское название
Ag	Аргентум	Серебро
Al	Алюминий	Алюминий
As	Арсеникум	Мышьяк
Au	Аурум	Золото
Br	Бром	Бром
C	Це	Углерод
Ca	Кальций	Кальций
Cl	Хлор	Хлор
Cu	Купрум	Медь
Fe	Феррум	Железо
H	Аш	Водород
He	Гелий	Гелий
Hg	Гидраргиум	Ртуть
K	Калий	Калий
N	Эн	Азот
Na	Натрий	Натрий
O	О	Кислород
P	Пе	Фосфор
Pb	Плюмбум	Свинец
S	Эс	Сера
Sb	Стибиум	Сурьма
Si	Силициум	Кремний
Sn	Станнум	Олово
Zn	Цинк	Цинк

При помощи химических символов пишут химические формулы. Химическая формула — это выражение качественного и количественного состава вещества с помощью химических символов и индексов. Индекс — это цифра в формуле. Она показывает число атомов каждого элемента

в молекуле вещества. Например, в формуле N_2O_5 , N и O — это символы азота и кислорода, цифры 2 и 5 — индексы.

Химические символы обозначают:

1. Название элемента.
2. Один атом (моль) элемента.
3. Относительную атомную массу элемента.
4. Количество вещества (моль) — один моль атомов.
5. Молярную массу.

Химические формулы обозначают:

1. Название вещества.
2. Одну молекулу (моль) вещества.
3. Относительную молекулярную массу вещества.
4. Качественный состав вещества (из каких элементов состоит вещество).
5. Количественный состав вещества (сколько атомов каждого элемента в молекуле вещества).

Цифра, которая стоит перед химическим символом или формулой, показывает число атомов или молекул. Эти цифры называются *коэффициентами*. Например, $7H$ — это семь атомов водорода, $5H_2$ — это пять молекул водорода.

Вопросы и упражнения

1. Что такое химический символ?
2. Что обозначает химический символ?
3. Что такое химическая формула?
4. Что обозначает химическая формула?
5. Что показывают: а) индекс; б) коэффициент?
6. Напишите химические формулы веществ, в которых содержатся:
а) один атом железа и три атома хлора; б) два атома алюминия и три атома кислорода; в) атом кальция, атом углерода и три атома кислорода.
7. Напишите химические символы следующих элементов: азота, кислорода, ртути, железа, натрия, фосфора, хлора, кальция, водорода.
8. Назовите химические элементы: Fe, Ag, O, H, C, N, Ca, Cu, Na, K, Zn, He.
9. Что обозначают записи: $4H$, $2H_2$, HgO , $5Fe$, $3H_2SO_4$?
10. Прочитайте формулы веществ: $CuSO_4$, $Fe(OH)_3$, $Mg(OH)_2$, $Mg_3(PO_4)_2$, H_3PO_4 , H_2SO_4 , Ag_2O .
11. Из каких элементов состоят вещества: $AgNO_3$, $Fe_2(SO_4)_3$, $ZnSO_4$, $AgNO_3$, PbS , $CaCO_3$, $Mg(NO_3)_2$?
12. Определите количественный состав веществ: MgO , Fe_2S_3 , $MgCO_3$, N_2O_5 .

13. Напишите формулы веществ: феррум-о-аш трижды, купрум-о, кальций-це-о-три, аргентум-два-эс-о-четыре, пэ-два-о-пять, магний-три-пэ-о-четыре дважды.

1.4. ОТНОСИТЕЛЬНАЯ АТОМНАЯ МАССА. ОТНОСИТЕЛЬНАЯ МОЛЕКУЛЯРНАЯ МАССА

Абсолютная атомная масса (m_a) — это масса атома, выраженная в граммах (г), килограммах (кг). Масса атома — очень маленькая величина: $m_a(\text{H}) = 1,66 \cdot 10^{-27}$ кг или $1,66 \cdot 10^{-24}$ г (одна целая шестьдесят шесть сотых, умноженная на десять в минус двадцать седьмой степени килограммов или одна целая шестьдесят шесть сотых, умноженная на десять в минус двадцать четвертой степени граммов); $m_a(\text{C}) = 2,0 \cdot 10^{-26}$ кг, $m_a(\text{O}) = 2,66 \cdot 10^{-26}$ кг. На практике для измерения атомных масс применяют атомную единицу массы (а.е.м.).

Атомная единица массы (а.е.м.) — это 1/12 часть массы атома углерода (^{12}C). Масса атома углерода равна 12 а.е.м. или $2,0 \cdot 10^{-26}$ кг, а масса 1 а.е.м. равна:

$$1 \text{ а.е.м.} = m_a(\text{C})/12 = 2,0 \cdot 10^{-26} \text{ кг} / 12 = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг.}$$

Отношение массы атома к 1/12 части массы атома углерода называется *относительной атомной массой* (A_r). Относительную атомную массу элемента X можно вычислить по формуле:

$$A_r(X) = m_a(X) / 1 \text{ а.е.м.}$$

$$\text{Например: } A_r(\text{H}) = m_a(\text{H}) / 1 \text{ а.е.м.} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг} / 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг} = 1;$$

$$A_r(\text{O}) = m_a(\text{O}) / 1 \text{ а.е.м.} = 2,66 \cdot 10^{-26} \text{ кг} / 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг} = 16.$$

Значения относительных атомных масс всех химических элементов даны в периодической системе химических элементов.

Относительная атомная масса элемента показывает, во сколько раз масса его атома больше, чем 1/12 часть массы атома углерода. Надо различать относительную атомную массу (безразмерную величину) и массу атомов, которую измеряют в атомных единицах массы. Их численные значения равны. Например, масса атома кислорода в кг равна $2,66 \cdot 10^{-26}$, в а.е.м. — 16, относительная атомная масса кислорода равна 16.

Массу молекул также измеряют в атомных единицах массы. **Молекулярной массой вещества** называют массу молекулы в атомных единицах массы.

Относительная молекулярная масса вещества (M_r) — это отношение массы молекулы к 1/12 части массы атома углерода (^{12}C). Относительная молекулярная масса равна сумме относительных атомных масс атомов, из которых состоит молекула. Например, относительная молекулярная масса воды равна: $M_r(\text{H}_2\text{O}) = 2A_r(\text{H}) + A_r(\text{O}) = 2 \cdot 1 + 16 = 16$. Относительная молекулярная масса вещества показывает, во сколько раз масса молекулы ве-

щества больше, чем 1/12 часть массы атома углерода. Например, относительная молекулярная масса воды показывает, что масса молекулы воды в 18 раз больше 1/12 части массы углерода. Относительная молекулярная масса — безразмерная величина.

Вопросы и упражнения

1. В каких единицах измеряют массу атомов?
2. Что такое атомная единица массы?
3. Что такое относительная атомная масса?
4. Что показывает относительная атомная масса?
5. Что такое относительная молекулярная масса?
6. Что показывает относительная молекулярная масса?
7. Чему равна относительная молекулярная масса?
8. Во сколько раз масса атома: а) углерода, б) кислорода, в) серы, г) железа, д) фосфора больше, чем 1/12 часть массы атома углерода (^{12}C)?
9. Определите относительные молекулярные массы веществ: HNO_3 , KOH , ZnSO_4 , Fe_2O_3 , MgCO_3 , $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

1.5. КОЛИЧЕСТВО ВЕЩЕСТВА. МОЛЬ. МОЛЯРНАЯ МАССА

Количество вещества (ν) — это физико-химическая величина, которая показывает число частиц (молекул, атомов, ионов и др.) в веществе. Единицей количества вещества является **моль**. Моль — это количество вещества, которое содержит столько частиц, сколько содержится атомов углерода в 0,012 кг (12 г) углерода — 12 (^{12}C). Один моль вещества содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул, атомов или других частиц. Это число называется *постоянной Авогадро* и обозначается N_A . Постоянную Авогадро можно рассчитать: если масса (m_a) одного атома углерода равна $2,0 \cdot 10^{-26}$ кг, то число атомов в 12 г (0,012 кг) углерода равно:

$$N_A = 0,012 \text{ кг/моль} / 2,0 \cdot 10^{-26} \text{ кг} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}.$$

В 1 моле воды $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул воды, в 1 моль-атоме кислорода (O) $6,02 \cdot 10^{23}$ атомов кислорода, в 1 моль-молекуле кислорода (O_2) $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул кислорода. Между числом частиц N и количеством вещества ν есть зависимость: $N = N_A \cdot \nu$, где N_A — постоянная Авогадро.

Масса одного моля вещества называется **молярной массой** (M) и измеряется в кг/моль или г/моль. Молярная масса (M) равна отношению массы вещества (m) к его количеству:

$$M = m / \nu.$$

Числовое значение молярной массы вещества в г/моль равно относительной молекулярной массе M_r , если вещество состоит из молекул, или относительной атомной массе A_r , если вещество состоит из атомов. Например:

$$\text{калий K} \qquad A_r = 39; M = 39 \text{ г/моль}$$

азот N ₂	$M_r = 28; M = 28$ г/моль
гидроксид натрия NaOH	$M_r = 40; M = 40$ г/моль
азотная кислота HNO ₃	$M_r = 63; M = 63$ г/моль

Вопросы и упражнения

1. Что такое количество вещества?
2. В каких единицах измеряют количество вещества?
3. Что такое моль?
4. Что называется молярной массой?
5. В каких единицах измеряют молярную массу?
6. Определите молярные массы веществ: MgO, HCl, FeSO₄, Al₂(SO₄)₃.

Эталоны решения задач

1. Сколько атомов в двух молях фосфора?

Дано: $\nu(P) = 2$ моль	Решение: $N = N_A \cdot \nu; N(P) = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} \cdot 2 \text{ моль} = 12,04 \cdot 10^{23}$.
Найти: $N(P)$	Ответ: $12,04 \cdot 10^{23}$ атомов.

2. В каком количестве вещества содержится $1,20 \cdot 10^{22}$ молекул воды?

Дано: $N(\text{H}_2\text{O}) = 1,20 \cdot 10^{22}$ молекул	Решение: $N = N_A \cdot \nu; \nu = N/N_A;$ $\nu(\text{H}_2\text{O}) = 1,20 \cdot 10^{22} \text{ молекул} : 6,02 \cdot 10^{23} \text{ молекул} \cdot \text{моль}^{-1} = 0,02 \text{ моль}.$
Найти: $\nu(\text{H}_2\text{O})$	Ответ: 0,02 моль.

3. Определите массу 0,5 моль фосфата калия K₃PO₄.

Дано: $\nu(\text{K}_3\text{PO}_4) = 0,5$ моль	Решение: $M = m/\nu; m = M \cdot \nu; M_r(\text{K}_3\text{PO}_4) = 212;$ $M(\text{K}_3\text{PO}_4) = 212$ г/моль; $m(\text{K}_3\text{PO}_4) = 212 \text{ г/моль} \cdot 0,5 \text{ моль} = 106 \text{ г}.$
Найти: $m(\text{K}_3\text{PO}_4)$	Ответ: 106 г.

4. Сколько молей и молекул в 22 г углекислого газа CO₂?

Дано: $m(\text{CO}_2) = 22$ г	Решение: $M = m/\nu; \nu = m/M; M_r(\text{CO}_2) = 44; M(\text{CO}_2) = 44$ г/моль; $\nu(\text{CO}_2) = 22 \text{ г} / 44 \text{ г/моль} = 0,5 \text{ моль}; N = N_A \cdot \nu;$ $N(\text{CO}_2) = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ молекул} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot 0,5 \text{ моль} = 3,01 \cdot 10^{23} \text{ молекул}.$
Найти: $\nu(\text{CO}_2);$ $N(\text{CO}_2)$	Ответ: 0,5 моль; $3,01 \cdot 10^{23}$ молекул.

5. Какова масса (в гр) одной молекулы воды?

Дано:
 $N(\text{H}_2\text{O}) = 1$

Решение:

m (одной молекулы воды H_2O) = M/N_A ; $M_r(\text{H}_2\text{O}) = 18$;
 $M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль}$;

m (одной молекулы воды H_2O) = $18 \text{ г/моль} / 6,02 \cdot 10^{23}$
 $\text{моль}^{-1} = 3,0 \cdot 10^{-23} \text{ г}$.

Найти: m (одной молекулы воды)

Ответ: $3,0 \cdot 10^{-23} \text{ г}$.

Задачи

1. Сколько молекул содержится: а) в 0,5 моля углекислого газа CO_2 ; б) в 3 молях сульфата железа (II) FeSO_4 ; в) в 128 г кислорода; г) в 98 г серной кислоты H_2SO_4 ?

2. В каком количестве вещества содержатся: $18,06 \cdot 10^{23}$ молекул H_2O ; б) $3,01 \cdot 10^{22}$ молекул HNO_3 ; в) $1,8 \cdot 10^{22}$ атомов С; г) $6,02 \cdot 10^{20}$ молекул CO_2 ; д) $12 \cdot 10^{23}$ атомов S; е) $0,6 \cdot 10^{23}$ атомов Fe?

3. Определите массу: а) 5 моль Al; б) 0,2 моль H_2 ; в) 10 моль CO_2 ; г) 0,25 моль O_2 ; д) 0,01 моль HNO_3 ; е) 2,5 моль Na.

4. Сколько молей составляют: а) 18 г H_2O ; б) 98 г H_2SO_4 ; в) 10 г MgCl_2 ; г) 80 г NaOH; д) 50 г CaCO_3 ?

5. Сколько атомов всех элементов содержится: а) в воде массой 36 г; б) в аммиаке NH_3 массой 34 г; в) в хлороводороде HCl массой 2 г?

6. Определите массу: а) молекулы N_2 ; б) молекулы NH_3 ; в) атома Al; г) атома Na; д) атома S.

1.6. ЧИСТЫЕ ВЕЩЕСТВА И СМЕСИ.

ЗАКОН ПОСТОЯНСТВА СОСТАВА

Чистые вещества состоят из молекул одного вещества. Чистые вещества имеют постоянные физические свойства. **Смеси** состоят из молекул различных веществ. Каждое вещество в смеси сохраняет свои физические свойства. Смесь можно разделить на вещества, из которых она состоит. Например, из смеси железа и серы железо можно выделить с помощью магнита; серу — путем растворения ее в органическом растворителе (сероуглероде).

Для чистых веществ французский ученый Жозеф Пруст сформулировал **закон постоянства состава**: «Каждое чистое вещество имеет постоянный качественный и количественный состав, который не зависит от способов получения этого вещества». Например, вода состоит из водорода и кислорода (качественный состав), Количественный состав воды определяют в массовых долях водорода и кислорода. **Массовая доля элемента** — это отношение относительной атомной массы данного элемента,

умноженной на число его атомов в молекуле, к относительной молекулярной массе вещества:

$$\omega(X) = A_r(X) \cdot n / M_r \quad \text{или} \quad \omega(X) = A_r(X) \cdot n / M_r \cdot 100 \%,$$

где $\omega(X)$ — массовая доля элемента X ; $A_r(X)$ — относительная атомная масса элемента X ; n — число атомов элемента X в молекуле вещества; M_r — относительная молекулярная масса вещества.

Массовую долю элемента выражают в долях единицы или в процентах.

Воду можно получить разными способами. Чистая вода всегда имеет одинаковый состав.

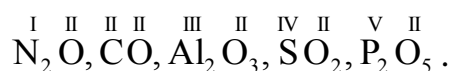
Вопросы и упражнения

1. Какие вещества называются чистыми?
2. Что такое смеси? Приведите примеры.
3. Сформулируйте закон постоянства состава.
4. Определите массовую долю (в %) кислорода в веществах: а) N_2O_5 ; б) CO_2 ; в) Fe_2O_3 ; г) Al_2O_3 .
5. Определите массовую долю (в %) серы в веществах: а) SO_2 ; б) H_2S ; в) H_2SO_4 ; г) SO_3 .
6. В какой массе: а) $CaCO_3$; б) CaO ; в) $Ca(OH)_2$; г) $CaSO_4$ содержится 20 г кальция?
7. Какая масса железа содержится в 80 г: а) FeO ; б) Fe_2O_3 ; в) Fe_3O_4 ?

1.7. ВАЛЕНТНОСТЬ. ГРАФИЧЕСКИЕ ФОРМУЛЫ ВЕЩЕСТВ

Валентность — это способность одного атома элемента присоединять определенное число атомов другого элемента. Валентность элемента равна числу химических связей. Атом водорода всегда образует только одну связь, поэтому его валентность равна единице. Водород в своих соединениях всегда одновалентен. В соединениях с водородом валентность элемента равна числу атомов водорода, которые присоединяет атом элемента. В соединении HF валентность фтора (F) равна I, в соединении H_2O валентность кислорода (O) равна II, в соединении PH_3 валентность фосфора (P) равна III, в соединении CH_4 валентность углерода (C) равна IV.

Кислород в соединениях всегда двухвалентен. Валентность элемента можно определять по формуле его кислородного соединения:



Есть элементы с постоянной и переменной валентностью. Элемент с *постоянной валентностью* во всех соединениях имеет одинаковую валентность. Например, элементы натрия, калий, водород, литий всегда одновалентны; элементы кальция, кислород, барий, цинк всегда двухвалентны; элементы алюминий, бор всегда трехвалентны. Элемент с переменной валентностью в разных соединениях имеет *разную валентность*. Напри-

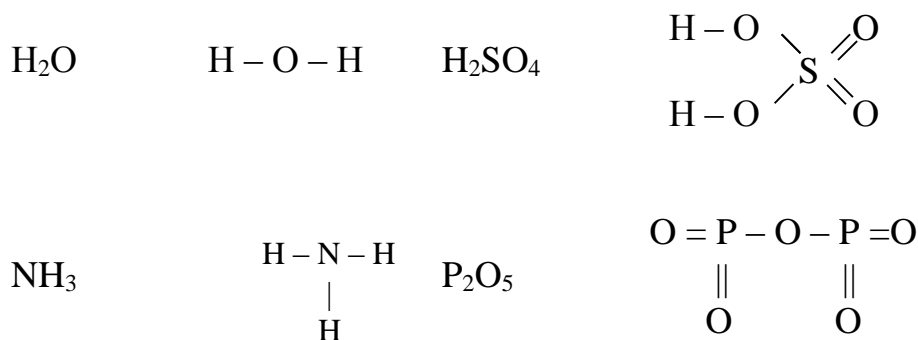
мер, железо имеет валентность два и три (FeO и Fe_2O_3); сера имеет валентность два в соединении H_2S , четыре и шесть — в соединениях SO_2 и SO_3 .

Валентность элементов можно определить по формуле вещества, а формулу вещества можно составить по валентности элементов.

Определим валентность хрома в оксиде хрома (CrO_3). Пусть валентность хрома равна X . Валентность кислорода равна двум. Тогда $X \cdot 1 = 2 \cdot 3$; отсюда $X = 6$. Валентность хрома в CrO_3 равна VI.

Составим формулу соединения, которое состоит из марганца (валентность VII) и кислорода (валентность II): Mn_xO_y . Находим наименьшее общее кратное чисел 7 и 2; оно равно 14. Делим его на валентность марганца ($X = 14 : 7 = 2$) и получаем число атомов марганца. Затем делим наименьшее общее кратное на валентность кислорода ($y = 14 : 2 = 7$) и получаем число атомов кислорода. Формула соединения Mn_2O_7 — оксид марганца (VII).

Зная валентность элементов, можно составлять **графические формулы веществ**. В графических формулах каждую единицу валентности обозначают черточкой:



Графические формулы показывают порядок соединения атомов в молекулах и валентность каждого элемента.

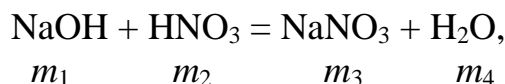
Вопросы и упражнения

1. Что называется валентностью?
2. Назовите одновалентные, двухвалентные и трехвалентные элементы.
3. Назовите элементы с постоянной валентностью.
4. Назовите элементы с переменной валентностью.
5. Определите валентность элементов в соединениях: HgO , N_2O_3 , PH_3 , As_2O_5 , MnO_2 , Mn_2O_7 , Cl_2O_7 , Ni_2O_3 , CaH_2 .
6. Составьте формулы соединений элементов с кислородом: меди (I), меди (II), железа (III), вольфрама (VI), железа (II), серы (VI), олова (IV), марганца (VII).
7. Составьте формулы соединений элементов с хлором (I): бария (II), олова (IV), фосфора (V), натрия (I), цинка (II), железа (III), магния (II), углерода (IV), алюминия (III).
8. Что показывают графические формулы?

1.8. ЗАКОН СОХРАНЕНИЯ МАССЫ ВЕЩЕСТВА.

ХИМИЧЕСКИЕ УРАВНЕНИЯ

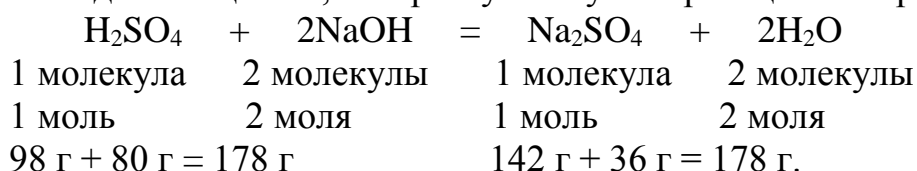
Закон сохранения массы веществ формулируется так: «Масса исходных веществ равна массе продуктов реакции». Например:



где m_1, m_2 — массы исходных веществ, которые вступают в реакцию; m_3, m_4 — массы продуктов, которые образуются после окончания реакции.

Закон сохранения массы веществ применяют при составлении химических уравнений.

Химическое уравнение — это условная запись химической реакции при помощи химических формул. Число атомов каждого элемента в левой части уравнения должно быть равно числу атомов каждого элемента в правой части. Баланс атомов делают при помощи *коэффициентов*. Коэффициенты перед формулами в химическом уравнении показывают число молекул или молей каждого вещества, которые участвуют в реакции. Например:



По химическим уравнениям проводят количественные расчеты.

Вопросы и упражнения

1. Сформулируйте закон сохранения массы веществ.
2. Что изменяется при химических реакциях: число атомов или число молекул?
3. Для чего применяется закон сохранения массы веществ?
4. Что такое химическое уравнение?
5. Что показывают коэффициенты перед формулами веществ в химических уравнениях?
6. Расставьте коэффициенты в следующих химических уравнениях:
 - а) $\text{K} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KOH} + \text{H}_2$;
 - б) $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{AlCl}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
 - в) $\text{P} + \text{O}_2 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5$;
 - г) $\text{Ca} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CaO}$;
 - д) $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$;
 - е) $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$;
 - ж) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{Al} \rightarrow \text{Fe} + \text{Al}_2\text{O}_3$.
7. Закончите уравнения химических реакций:
 - а) $\text{Zn} + \text{Cl}_2 \rightarrow ?$
 - б) $\text{Al} + \text{O}_2 \rightarrow ?$

- в) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{HCl} \rightarrow ? + \text{H}_2\text{O}$;
 г) $\text{Fe} + ? \rightarrow \text{FeCl}_3$;
 д) $\text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow ? + \text{H}_2\text{O}$;
 е) $\text{Mg} + \text{HCl} \rightarrow ? + \text{H}_2$.

Эталоны решения задач

1. Сколько граммов воды нужно для получения 8 г кислорода по реакции $2\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_2 + \text{O}_2$?

Дано:
 $m(\text{O}_2) = 8 \text{ г}$

Решение:
 $m = \nu \cdot M$; $M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль}$; $M(\text{O}_2) = 32 \text{ г/моль}$. По уравнению реакции $m(\text{H}_2\text{O}) = 2 \text{ моль} \cdot 18 \text{ г/моль} = 36 \text{ г}$, $m(\text{O}_2) = 1 \text{ моль} \cdot 32 \text{ г/моль} = 32 \text{ г}$ составляем пропорцию: $x/36 \text{ г} = 8 \text{ г}/32 \text{ г}$; $x = 8 \text{ г} \cdot 36 \text{ г}/32 \text{ г} = 9 \text{ г}$.
 Ответ: $m(\text{H}_2\text{O}) = 9 \text{ г}$.

Найти: $m(\text{H}_2\text{O})$

2. Сколько граммов нитрата меди (II) — $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ образуется при взаимодействии 8 г оксида меди (II) — CuO с азотной кислотой — HNO_3 ?

Дано:
 $m(\text{CuO}) = 8 \text{ г}$

Решение:
 Напишем уравнение реакции: $\text{CuO} + 2\text{HNO}_3 = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$; $M(\text{Cu}) = 80 \text{ г/моль}$.
 $M\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 = 188 \text{ г/моль}$; по уравнению реакции:
 $m(\text{CuO}) = 1 \text{ моль} \cdot 80 \text{ г/моль} = 80 \text{ г}$;
 $m \text{ Cu}(\text{NO}_3)_2 = 1 \text{ моль} \cdot 188 \text{ г/моль} = 188 \text{ г}$; из уравнения реакции составляем пропорцию:
 из 80 г CuO образуется 188 г $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$;
 из 8 г CuO образуется x г $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$,
 откуда: $80 \text{ г} : 188 \text{ г} = 8 \text{ г} : x$, $x = (8 \text{ г} \cdot 188 \text{ г}) : 80 \text{ г} = 18,8 \text{ г}$.
 Ответ: $m \text{ Cu}(\text{NO}_3)_2 = 18,8 \text{ г}$.

Найти: $m\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$

3. Сколько граммов сульфида железа (II) — FeS образуется при нагревании смеси 8 г серы и 28 г железа?

Дано:
 $m(\text{S}) = 8 \text{ г}$
 $m(\text{Fe}) = 28 \text{ г}$

Решение:
 Напишем уравнение реакции: $\text{Fe} + \text{S} = \text{FeS}$; из уравнения реакции видно, что 1 моль железа взаимодействует с 1 моль серы; для реакции взято: $\nu = 8 \text{ г} : 32 \text{ г/моль} = 0,25 \text{ моль}$ серы и $\nu = 28 \text{ г} : 56 \text{ г/моль} = 0,5 \text{ моль}$ железа; следовательно, железо дано в избытке и поэтому оно остается после реакции; массу FeS вычисляют по сере, которая вся вступает в реакцию: $m(\text{FeS}) = M \cdot \nu = 88 \text{ г/моль} \cdot 0,25 \text{ моль} = 22 \text{ г}$.
 Ответ: 22 г.

Найти: $m(\text{Fe})$

Задачи

1. При разложении 4,34 г оксида ртути (HgO) образовалось 0,32 г кислорода. Сколько граммов ртути образовалось?
2. Сколько граммов кислорода прореагировало с медью, если образовалось 8 г оксида меди (II)?
3. По уравнению $2Al+3S=Al_2S_3$ найдите массу сульфида алюминия (Al_2S_3), если в реакцию вступает 4,5 г алюминия.
4. Сколько граммов серы взаимодействует с 7 г железа с образованием FeS?
5. Сколько граммов серной кислоты взаимодействует с 10 г гидроксида калия (KOH) по уравнению $H_2SO_4 + 2KOH \rightarrow K_2SO_4 + 2H_2O$?
6. Сколько молей кислорода вступает в реакцию с 31 г фосфора, если образуется P_2O_5 ?
7. Сколько молей CO_2 образуется при разложении 60 г $CaCO_3$?
8. Сколько граммов воды образуется при нагревании 0,75 г водорода и 4 г кислорода?
9. Сколько граммов P_2O_5 образуется при взаимодействии 1,24 г фосфора с 3,6 г кислорода?

1.9. ЗАКОН АВОГАДРО. МОЛЯРНЫЙ ОБЪЕМ ГАЗА

Закон Авогадро: в равных объемах (V) различных газов при одинаковых условиях (температуре T и давлении P) содержится одинаковое число молекул (N). Этот закон был открыт итальянским ученым А. Авогадро в 1811 году.

Следствия из закона Авогадро:

1. Одинаковое число молекул различных газов при одинаковых физических условиях занимают одинаковый объем. При нормальных условиях (н.у.) 1 моль любого газа занимает объем 22,4 л. Нормальные условия: $t = 0\text{ }^\circ\text{C}$ или 273 К; $P = 760$ мм ртутного столба (1 атм.), или $1,01 \cdot 10^5$ Па (101,325 кПа). Объем одного моля газа называется молярным объемом газа. Молярный объем газа можно вычислить по формуле: $V_M = V/\nu$, где V — объем газа (л, м³); ν — количество вещества (моль).

2. Относительная плотность (D) одного газа по другому равна отношению их молярных (M) или относительных молекулярных (M_r) масс: $D = M_1/M_2$, или $D = M_{r_1}/M_{r_2}$.

Относительная плотность — величина безразмерная. Она показывает, во сколько раз один газ тяжелее другого. Часто плотность различных газов определяют по отношению к водороду или к воздуху. Относительная плотность любого газа (X) по водороду:

$$D_{H_2}(X) = \frac{M_r(X)}{M_r(H_2)} = \frac{M_r(X)}{2}, \text{ тогда } M_r(X) = 2 D_{H_2}(X).$$

Средняя относительная молекулярная масса воздуха равна 29. Поэтому относительная плотность любого газа (X) по воздуху:

$$D_{\text{возд.}}(X) = \frac{M_r(X)}{M_r(\text{возд.})} = \frac{M_r(X)}{29}, \text{ тогда } M_r(X) = 29 D_{\text{возд.}}(X).$$

Не подчиняются закону Авогадро газы при низких температурах или высоких давлениях, а также жидкие и твердые вещества при любых условиях.

На основании закона Авогадро и следствий из него делают различные расчеты.

Вопросы и упражнения

1. Как формулируется закон Авогадро?
2. Как формулируется первое следствие из закона Авогадро?
3. Что такое «нормальные условия»?
4. Что называется молярным объемом газа?
5. Чему равен молярный объем газа?
6. Чему равна относительная плотность газа по водороду?
7. Чему равна относительная плотность газа по воздуху?
8. Какие вещества не подчиняются закону Авогадро?
9. Какие из указанных веществ, взятых в количестве 2 моль, занимают одинаковый объем при одинаковых условиях: а) хлороводород HCl ; б) хлорид калия KCl ; в) серная кислота H_2SO_4 ; г) аммиак NH_3 ; д) вода?

Эталоны решения задач

1. Какой объем занимают 0,3 моля любого газа при н.у.?

<i>Дано:</i> $\nu(\text{газа}) = 0,3 \text{ моль}$	<i>Решение:</i> $V_M = V/\nu; V = V_M \cdot \nu;$
<i>Найти:</i> $V(\text{газа})$	$V(\text{газа}) = 22,4 \text{ л/моль} \cdot 0,3 \text{ моль} = 6,72 \text{ л.}$
	<i>Ответ:</i> 6,72 л.

2. Какой объем занимают 14 г азота при н.у.?

<i>Дано:</i> $m(\text{N}_2) = 14 \text{ г}$	<i>Решение:</i> $V_M = V/\nu; V = V_m \cdot \nu = \frac{V_m}{M} \cdot m;$
<i>Найти:</i> $V(\text{N}_2)$	$M(\text{N}_2) = 28 \text{ г/моль}; V(\text{N}_2) = \frac{22,4 \text{ л/моль} \times 14 \text{ г}}{28 \text{ г/моль}} = 11,2 \text{ л.}$
	Задачу можно решить другим способом: 28 г азота занимают объем 22,4 л; 14 г азота занимают объем X л; отсюда $\frac{28 \text{ г}}{22,4 \text{ л}} = \frac{14 \text{ г}}{X \text{ л}}, X = \frac{14 \text{ г} \cdot 22,4 \text{ л}}{28 \text{ г}} = 11,2 \text{ л.}$
	<i>Ответ:</i> 11,2 л.

3. Сколько молей углекислого газа CO_2 содержится в 67,2 л его при н.у.?

Дано:
 $V(\text{CO}_2) = 67,2 \text{ л}$

Решение:

$$V_M = V/\nu; \nu = \frac{V}{V_M} = \frac{67,2 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 3 \text{ моль.}$$

Найти: $\nu(\text{CO}_2)$

Задачу можно решить и другим способом:

в 22,4 л содержится 1 моль CO_2 ;

в 67,2 л содержится X моль CO_2 ;

$$\text{отсюда } \frac{22,4 \text{ л}}{1 \text{ моль}} = \frac{67,2 \text{ л}}{X \text{ моль}}; \quad X = \frac{67,2 \cdot 1 \text{ моль}}{22,4 \text{ л}} = 3 \text{ моль.}$$

Ответ: 3 моль.

4. Рассчитайте молярную массу и относительную молекулярную массу хлора, если масса 1 л его при н.у. равна 3,17 г.

Дано:
 $m(\text{Cl}_2) = 3,17 \text{ г}$

Решение:

Масса 1 л хлора равна 3,17 г, 22,4 л — X г; отсюда

Найти: $M(\text{Cl}_2)$,
 $M_r(\text{Cl}_2)$

$$\frac{1 \text{ л}}{3,17 \text{ г}} = \frac{22,4 \text{ л}}{X \text{ г}}; \quad X = \frac{22,4 \text{ л} \cdot 3,17 \text{ г}}{1 \text{ л}} = 71 \text{ г}$$

Молярная масса хлора равна 71 г/моль; относительная молекулярная масса хлора равна 71.

Ответ: $M(\text{Cl}_2) = 71 \text{ г/моль}$; $M_r(\text{Cl}_2) = 71$.

5. Сколько молекул в 3,36 л хлороводорода (HCl)?

Дано:
 $V(\text{HCl}) = 3,36 \text{ л}$

Решение:

$$\nu = 3,36 \text{ л} / 22,4 \text{ л/моль} = 0,15 \text{ моль}; \quad N = N_A \cdot \nu,$$

Найти: $N(\text{HCl})$

$$N = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} \cdot 0,15 \text{ моль} = 0,9 \cdot 10^{23}.$$

Ответ: $0,9 \cdot 10^{23}$.

6. Рассчитайте относительную плотность оксида углерода (IV) по водороду.

Дано:
газ CO_2

$$\text{Решение: } D_{\text{H}_2}(\text{CO}_2) = \frac{M_r(\text{CO}_2)}{M_r(\text{H}_2)} = \frac{44}{2} = 22.$$

Найти: $D_{\text{H}_2}(\text{CO}_2)$

Ответ: 22.

7. Рассчитайте молярную массу газа, если его плотность по воздуху равна 2,45.

Дано:
 $D_{\text{возд.}}(\text{газ}) = 2,45$

$$\text{Решение: } D_{\text{возд.}}(\text{газ}) = \frac{M(\text{газ})}{29}; \quad M(\text{газ}) = D_{\text{возд.}}(\text{газ}) \cdot 29;$$

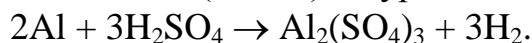
$$M(\text{газа}) = 29 \cdot 2,45 = 71,05 \text{ г/моль.}$$

Найти: $M(\text{газа})$

Ответ: 71,05 г/моль.

Задачи

1. Какой объем (н.у.) занимают: а) 0,5 моля аммиака; б) 0,1 молей водорода; в) 5 молей метана CH_4 ?
2. Какой объем (н.у.) занимают: а) аммиак массой 40 г; б) метан массой 8 г; в) хлор массой 30 г?
3. Сколько молей содержится в: а) 28 л кислорода; б) 15 л азота; в) 20 л водорода при н.у.?
4. Рассчитайте массу при н.у.: а) 3,36 л хлороводорода; б) 28 л аммиака; в) 20 л сероводорода.
5. Сколько молей и молекул содержится в 1 л любого газа при н.у.?
6. Сколько молекул содержится в 7,1 г хлора при н.у.? Рассчитайте массу одной молекулы хлора.
7. Рассчитайте молярную массу и число атомов в молекуле серы, если плотность паров ее по кислороду равна 8.
8. Рассчитайте относительную молекулярную массу газа, если плотность этого газа по воздуху равна 1,52.
9. Какой объем оксида углерода (IV) образуется при разложении карбоната кальция массой 40 г?
10. Какой объем водорода (н.у.) образуется при взаимодействии 13,5 г алюминия с соляной кислотой (HCl)? Определите массу хлорида алюминия (AlCl_3), который образовался после реакции.
11. Какой объем водорода (н.у.) образуется при взаимодействии 13,5 алюминия с 98 г серной кислоты (H_2SO_4) по уравнению:



Тестовый самоконтроль (1) по теме «Основные понятия и законы химии»

1. Укажите химические явления:
 - а) плавление льда;
 - б) горение серы;
 - в) превращение воды в пар;
 - г) разложение карбоната кальция.
2. Укажите физические свойства вещества:
 - а) запах; б) плотность;
 - в) цвет; г) превращение углерода в оксид углерода (IV).
3. Укажите сложные вещества:
 - а) сера; б) мел; в) железо; г) оксид железа (III).
4. Химический символ элемента обозначает:
 - а) молярную массу;
 - б) название элемента;
 - в) один атом (моль) элемента;
 - г) относительную молекулярную массу.

5. Химическая формула вещества обозначает:
- а) название вещества;
 - б) качественный состав;
 - в) количественный состав;
 - г) агрегатное состояние вещества.
6. В каких единицах измеряется атомная масса:
- а) в г; б) в атомных единицах массы;
 - в) в г/моль; г) является безразмерной величиной?
7. Что такое молярная масса:
- а) масса одной молекулы;
 - б) масса одного литра газа;
 - в) масса одного моля;
 - г) масса $6,02 \cdot 10^{23}$ л?
8. Укажите, какие из указанных объемов газа являются молярным объемом:
- а) объем одной молекулы газа;
 - б) объем $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул газа;
 - в) объем одного моля газа;
 - г) объем одного литра газа.
9. Какие из веществ, взятых в количестве 5 моль, занимают одинаковый объем при н.у.:
- а) вода; б) азот; в) хлороводород; г) хлорид калия?
10. Масса 2 л газа (н.у.) равна 3,04 г. Определите молярную массу газа:
- а) 17 г/моль; б) 34 г/моль; в) 68 г/моль; г) 136 г/моль.

ГЛАВА 2. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА. СТРОЕНИЕ АТОМА

2.1. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

Д. И. Менделеев расположил элементы в порядке возрастания относительных атомных масс и обнаружил зависимость свойств химических элементов от их атомных масс. В 1869 году эту зависимость он сформулировал в виде периодического закона: «Свойства элементов, а также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от величины атомной массы элементов».

Периодический закон графически изображается в виде периодической системы. Каждый химический элемент в периодической системе занимает определенное место (клетку). В каждой клетке периодической системы указаны: химический знак (символ) элемента, порядковый номер и относи-

тельная атомная масса. Периодическая система состоит из семи периодов и восьми групп.

Периоды — это горизонтальные ряды. Каждый период начинается активным металлом (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr) и заканчивается инертным газом (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn). Исключения составляют первый период (он состоит из элементов — водорода и гелия) и седьмой период (он не закончен). Первый, второй и третий периоды — это *малые периоды*. Четвертый, пятый и шестой периоды — это *большие периоды*. *Верхние ряды* больших периодов называются *четными*, *нижние ряды* — *нечетными*.

В каждом периоде слева направо металлические свойства элементов ослабевают, а неметаллические — усиливаются. В четных рядах больших периодов находятся только металлы.

Группы — это вертикальные ряды элементов, которые имеют одинаковую высшую валентность в оксидах и других соединениях. Эта валентность равна номеру группы. Каждая группа состоит из двух *подгрупп*: *главной* и *побочной*. Главная подгруппа состоит из элементов малых и больших периодов, побочная — из элементов только больших периодов.

В главных подгруппах сверху вниз металлические свойства усиливаются, а неметаллические ослабевают. Все элементы побочных подгрупп являются металлами.

Вопросы и упражнения

1. В каком порядке Д. И. Менделеев расположил элементы?
2. Как формулируется периодический закон Д. И. Менделеева?
3. Как графически изображается периодический закон?
4. Сколько периодов и групп в периодической системе?
5. Что называется периодом? Какие периоды называются малыми, какие — большими?
6. Сколько элементов в каждом периоде?
7. Как изменяются свойства элементов в периодах слева направо?
8. Что называется группой? Из каких подгрупп состоит каждая группа периодической системы?
9. Как изменяются свойства элементов в главных подгруппах?
10. В каком периоде, в какой группе и подгруппе находятся элементы с порядковыми номерами 15, 30, 53, 56, 78?
11. Напишите формулы оксидов всех элементов четвертой группы, в которых эти элементы имеют максимальную валентность.
12. Какой элемент является более активным металлом — Ca или Ba?
13. Какой элемент является более активным неметаллом — P или Cl? Почему?
14. В каких подгруппах периодической системы все элементы являются металлами?

Тестовый самоконтроль (2) по теме «Периодический закон и периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева»

1. Элемент с порядковым номером 31 находится:
а) в третьей группе; б) в малом периоде;
в) в большом периоде; г) в главной подгруппе.
2. Укажите элемент, который имеет порядковый номер 50 в периодической системе:
а) цирконий; б) олово; в) сурьма; г) ниобий.
3. Укажите элемент, который имеет относительную атомную массу 40:
а) аргон; б) кальций; в) калий; г) скандий.
4. Укажите наиболее активный металл четвертого периода:
а) кальций; б) калий; в) хром; г) цинк.
5. Укажите наиболее активный металл главной подгруппы второй группы:
а) бериллий; б) барий; в) магний; г) кальций.
6. Укажите наиболее активный неметалл главной подгруппы седьмой группы:
а) йод; б) бром; в) фтор; г) хлор.
7. Какой порядковый номер элемента, который находится в пятом периоде и в побочной подгруппе шестой группы:
а) 42; б) 52; в) 73; г) 83?
8. Укажите максимальную валентность элемента висмута (порядковый номер 83):
а) 8; б) 7; в) 5; г) 6.
9. Как изменяются металлические свойства элементов в ряду $\text{Li} \rightarrow \text{Na} \rightarrow \text{K} \rightarrow \text{Rb} \rightarrow \text{Cs}$:
а) ослабевают; б) усиливаются; в) не изменяются?
10. Как изменяются неметаллические свойства элементов в ряду $\text{Li} \rightarrow \text{Be} \rightarrow \text{B} \rightarrow \text{C} \rightarrow \text{N} \rightarrow \text{O} \rightarrow \text{F}$:
а) ослабевают; б) усиливаются; в) не изменяются?

2.2. СТРОЕНИЕ АТОМА И АТОМНОГО ЯДРА. ИЗОТОПЫ

Атом имеет форму шара, в центре которого находится ядро. Ядро имеет очень маленький размер и положительный заряд. Почти вся масса атома находится в ядре. Вокруг ядра движутся электроны. Атом — электронейтральная частица, поэтому положительный заряд ядра равен числу электронов (так как заряд электрона равен -1).

Ядра атомов состоят из положительно заряженных частиц — *протонов* и нейтральных частиц — *нейтронов*. Электроны, протоны и нейтроны являются элементарными частицами. Из них состоит атом (табл. 2).

Характеристика элементарных частиц

Частица	Обозначение (символ)	Заряд	Абсолютная масса, кг	Относительная масса, а.е.м.
Электрон	\bar{e}	-1	$9,11 \cdot 10^{-31}$	1/1840
Протон	${}^1_1p(p)$	+1	$1,6726 \cdot 10^{-27}$	1,007 \approx 1
Нейтрон	${}^1_0n(n)$	0	$1,6750 \cdot 10^{-27}$	1,009 \approx 1

Заряд ядра равен числу протонов, потому что каждый протон имеет заряд +1.

Порядковый номер = Заряд ядра = Число протонов = Число электронов
элемента атома в ядре в атоме

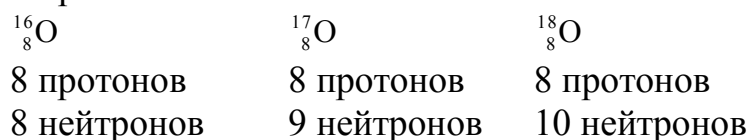
Например, порядковый номер элемента калия 19, поэтому число протонов равно 19, заряд ядра его атома +19. Вокруг ядра атома калия имеется 19 электронов.

Масса электронов очень мала, поэтому масса атома равна сумме его протонов и нейтронов. Сумма протонов и нейтронов называется массовым числом атома и обозначается буквой A :

$$A = Z + N,$$

где Z — число протонов (а также порядковый номер) элемента и заряд ядра атома); N — число нейтронов.

Атомы одного элемента, которые имеют одинаковое число протонов, но разное число нейтронов, называются **изотопами**. Например, элемент кислород имеет три изотопа:



Верхние цифры 16,17 и 18 обозначают массовое число кислорода, нижняя цифра — заряд его ядра. Разные элементы имеют разное число изотопов. Некоторые элементы (фтор, натрий, алюминий) в природе встречаются только в виде одного изотопа.

Относительная атомная масса элемента A_r в периодической системе — это средняя величина массовых чисел изотопов элемента с учетом процентного содержания каждого изотопа. Например, природный углерод состоит из изотопов ${}^{12}_6C$ (98,88%) и ${}^{13}_6C$ (1,12%):

$$A_r(C) = (12 \cdot 98,88 + 13 \cdot 1,12) : 100 = 12,011.$$

Химические свойства всех изотопов одного элемента одинаковы. Химические свойства элементов зависят от заряда ядра, а не от атомной массы.

Заряд ядра (порядковый номер) — главная характеристика элемента.

Химический элемент — это вид атомов с одинаковым зарядом ядра. Поэтому современная формулировка периодического закона читается так: «Свойства элементов и их соединений находятся в периодической зависимости от заряда ядра атома или порядкового номера элемента».

Вопросы и упражнения

1. Из чего состоит атом?
2. Из чего состоит ядро атома?
3. Какие частицы являются элементарными?
4. Чему равны заряды и массы электрона, протона, нейтрона?
5. Что называется массовым числом атома?
6. Что показывает порядковый номер элемента?
7. Что такое изотопы?
8. Что является главной характеристикой элемента?
9. Что такое химический элемент?
10. Как читается современная формулировка периодического закона Д.И. Менделеева?
11. Чему равен заряд ядра и число электронов в атомах следующих элементов: азот, углерод, медь, барий, серебро?
12. Назовите элемент, в ядре атома которого содержится 12 протонов.
13. Назовите элемент, в атоме которого содержится 25 электронов.
14. Чему равно число нейтронов в атомах следующих изотопов:
 ${}^{15}_7\text{N}$, ${}^{119}_{50}\text{Sn}$, ${}^{235}_{92}\text{U}$?

Тестовый самоконтроль (3) по теме «Строение атома и атомного ядра. Изотопы»

1. Укажите массу атома, которая состоит из 35 протонов, 45 нейтронов и 35 электронов:
а) 35 а.е.м.; б) 45 а.е.м.; в) 80 а.е.м.; г) 70 а.е.м.
2. Укажите число электронов в атоме бария:
а) 137; б) 56; в) 81; г) 193.
3. Укажите относительную атомную массу элемента, в ядре атома которого имеется 13 протонов:
а) 13; б) 27; в) 14; г) 40.
4. Укажите, какой элемент имеет относительную атомную массу 39, а ядро его атома содержит 20 нейтронов:
а) кальций; б) калий; в) иттрий; г) празеодим.
5. Определите порядковый номер элемента, если его относительная атомная масса 40, а число нейтронов в ядре 22:
а) 40; б) 22; в) 18; г) 62.
6. Укажите элемент, ядро атома которого содержит 26 протонов и 30 нейтронов:
а) цинк; б) железо; в) барий; г) бериллий.

7. Изотопы данного элемента имеют:
- одинаковое число протонов в ядре;
 - одинаковое число нейтронов в ядре;
 - одинаковый порядковый номер в периодической системе элементов;
 - одинаковое число электронов в атоме.
8. Укажите атом элемента, ядро которого содержит два нейтрона:
- литий;
 - гелий;
 - водород;
 - бериллий.
9. В каком ряду расположены только изотопы:
- ${}_{19}^{39}\text{K}$, ${}_{19}^{40}\text{K}$, ${}_{20}^{40}\text{Ca}$;
 - ${}_{19}^{41}\text{K}$, ${}_{20}^{41}\text{Ca}$, ${}_{18}^{41}\text{Ar}$;
 - ${}_{18}^{40}\text{Ar}$, ${}_{19}^{40}\text{K}$, ${}_{20}^{40}\text{Ca}$;
 - ${}_{19}^{39}\text{K}$, ${}_{19}^{40}\text{K}$, ${}_{19}^{41}\text{K}$?
10. Укажите, сколько нейтронов у изотопов ${}_{20}^{40}\text{Ca}$ и ${}_{20}^{42}\text{Ca}$:
- 20 и 20;
 - 20 и 22;
 - 22 и 22;
 - 40 и 42.

2.3. СТРОЕНИЕ ЭЛЕКТРОННОЙ ОБОЛОЧКИ АТОМА. КВАНТОВЫЕ ЧИСЛА. ПРИНЦИП ПАУЛИ

Атом состоит из ядра и электронной оболочки. **Электронная оболочка атома** — это пространство, в котором движутся электроны вокруг ядра в атоме. Часть атомного пространства, в котором электрон находится чаще всего (около 90 %), называется *атомной орбиталью*. Каждая электронная оболочка содержит одну или более орбиталей различной формы.

Для характеристики орбиталей и электронов используются **квантовые числа**.

Главное квантовое число n характеризует энергию и размер орбитали и электронного облака, имеет значения целых чисел — от 1 до ∞ (бесконечность):

$$n = 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, \dots \infty.$$

Электроны, которые имеют одинаковые значения главного квантового числа, образуют *энергетический уровень*. Число энергетических уровней в атоме равно номеру периода, в котором находится элемент. Энергетические уровни обозначаются большими буквами латинского алфавита:

Значение n :	1 2 3 4 5 6 7
Обозначение уровня:	<i>K L M N O P Q</i>

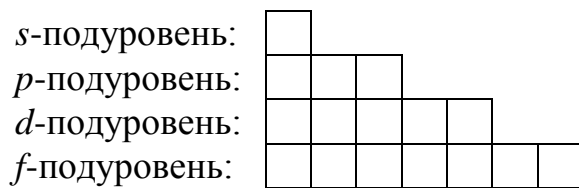
На одном энергетическом уровне могут находиться электроны, которые имеют различную форму электронного облака. Форма облаков характеризуется *орбитальным (побочным) квантовым числом ℓ* . Оно имеет значения целых чисел, которые обозначаются буквами. Буква соответствует названию орбитали.

Значение ℓ :	0 1 2 3
Обозначение уровня:	<i>s p d f</i>

Энергетические уровни состоят из энергетических подуровней. Энергетический подуровень — это несколько орбиталей, которые находятся на одном энергетическом уровне и имеют одинаковую форму. Подуровни тоже обозначаются буквами: *s*-, *p*-, *d*-, *f*-подуровни. Например, запись *1s* обозначает, что это *s*-подуровень первого энергетического уровня ($n = 1$, $\ell = 0$); *4d* означает, что это *d*-подуровень четвертого энергетического уровня ($n = 4$, $\ell = 2$) и так далее. Число подуровней на уровне равно главному квантовому числу n .

Орбитали одного подуровня имеют разное направление в пространстве и это характеризует *магнитное квантовое число* m_ℓ . Оно принимает значения целых чисел от $-\ell$ через 0 до $+\ell$ и имеет $2\ell + 1$ значений. Число значений m_ℓ определяет число направлений в пространстве. Например: *s*-орбиталь ($\ell = 0$) имеет одно ($2\ell + 1 = 1$) направление в пространстве (рис. 2, *a*); *p*-орбиталь ($\ell = 1$) имеет три ($2\ell + 1 = 3$) направления (p_x, p_y, p_z) в пространстве (рис. 2, *б*); *d*-орбиталь ($\ell = 2$) имеет пять ($2\ell + 1 = 5$) направлений в пространстве (рис. 2, *в*).

Число значений m_ℓ определяет также число орбиталей на подуровне. Например, *s*-подуровень имеет одну орбиталь, так как $\ell = 0$ и $m_\ell = 0$; *p*-подуровень имеет 3 орбитали, так как $\ell = 1$ и $m_\ell = -1, 0, +1$, *d*-подуровень имеет 5 орбиталей, так как $\ell = 2$ и $m_\ell = -2, -1, 0, +1, +2$. Любая орбиталь графически изображается в виде клетки □:



Общее число орбиталей на энергетическом уровне равно n^2 (табл. 3).

Таблица 3

Число орбиталей и максимальное число электронов на энергетических подуровнях и уровнях

Главное квантовое число, n	Орбитальное квантовое число, ℓ	Подуровень	Число орбиталей		Максимальное число электронов	
			на подуровне	на уровне	на подуровне	на уровне
1	0	1s	1	1	2	2
2	0	2s	1	4	2	8
	1	2p	3		6	
3	0	3s	1	9	2	18
	1	3p	3		6	
	2	3d	5		10	

Вращение электрона вокруг своей оси характеризует *спиновое квантовое число* (*спин электрона*) m_s . Оно имеет значения: $+1/2$ и $-1/2$. Два электрона с противоположными спинами изображают с помощью стрелок: $\uparrow\downarrow$.

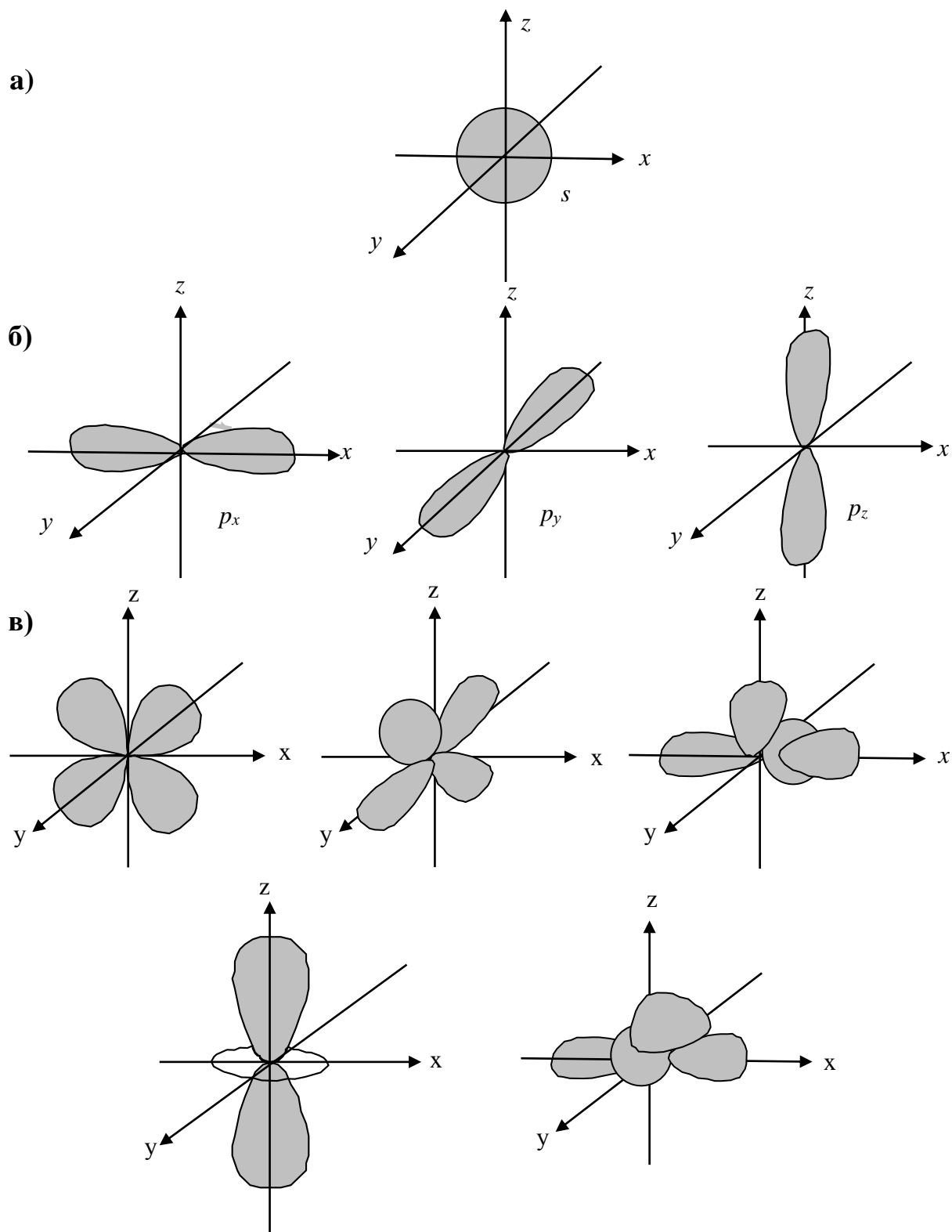


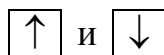
Рис. 2. Формы и пространственная ориентация атомных орбиталей:
a — *s*-орбиталь; *б* — *p*-орбиталь; *в* — *d*-орбиталь

Принцип Паули: в атоме не может быть двух электронов с одинаковыми значениями всех четырех квантовых чисел. Поэтому на одной орбитали не может быть более двух электронов. Эти два электрона имеют одинаковые значения квантовых чисел n , l и m , но различаются значением квантового числа s .

наковые значения трех квантовых чисел (n, ℓ, m_ℓ), но отличаются спиновым квантовым числом m_s :



Два электрона, которые находятся на одной орбитали, называются *спаренными* (или *неподделенной электронной парой*). Спаренные электроны — это электроны с противоположными (антипараллельными) спинами. Неспаренные электроны:



Общее число электронов на энергетическом уровне равно $2n^2$.

Вопросы

1. Что такое электронная оболочка атома?
2. Что называется атомной орбиталью?
3. Какие квантовые числа Вы знаете? Для чего используются квантовые числа?
4. Что характеризует главное квантовое число?
5. Какие значения имеет главное квантовое число?
6. Что такое энергетический уровень?
7. Что характеризует орбитальное квантовое число?
8. Какие значения имеет орбитальное квантовое число?
9. Что такое энергетический подуровень?
10. Чему равно число подуровней на энергетическом уровне?
11. Что характеризует магнитное квантовое число и какие значения оно имеет?
12. Что характеризует спиновое квантовое число и какие значения оно имеет?
13. Как формулируется принцип Паули?
14. Что такое спаренные электроны?
15. Чему равно максимальное число электронов на энергетическом уровне?

2.4. ПОРЯДОК ЗАПОЛНЕНИЯ ЭЛЕКТРОНАМИ АТОМНЫХ ОРБИТАЛЕЙ.

ЭЛЕКТРОННЫЕ КОНФИГУРАЦИИ АТОМОВ ЭЛЕМЕНТОВ

Расположение электронов по энергетическим уровням и подуровням изображают в виде **электронных конфигураций**. Большая цифра показывает номер энергетического уровня (главное квантовое число). Буквы s, p, d, f обозначают форму орбитали (орбитальное квантовое число). Цифра над буквой справа вверху показывает число электронов на данном энергетическом подуровне. Например, $2s^1$ показывает, что на втором энергетическом уровне на s -орбитали имеется один электрон. Электронная конфигурация атома серы (${}_{16}\text{S}$) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$. Максимальное число электронов

на одной s -орбитали равно 2, на трех p -орбиталях равно 6, на пяти d -орбиталях равно 10, на семи f -орбиталях равно 14.

Порядок заполнения электронами энергетических подуровней определяет принцип наименьшей энергии: электроны заполняют энергетические подуровни в порядке увеличения их энергии.

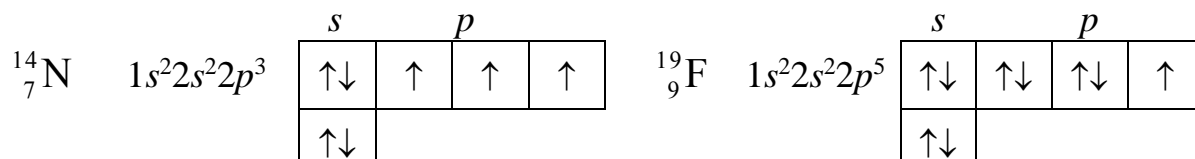
Наименьшую энергию имеет $1s$ -подуровень. Он первым заполняется электронами. Затем последовательно заполняются электронами $2s$ -, $2p$ -, $3s$ - и $3p$ -подуровни. После $3p$ -подуровня электроны заполняют $4s$ -подуровень, так как он имеет меньшую энергию, чем $3d$ -подуровень.

Увеличение энергии и заполнение подуровней происходит с увеличением суммы $n + \ell$, а при равной сумме $n + \ell$ — с увеличением числа n (правило Клечковского). Соответственно этому правилу порядок расположения атомных орбиталей по энергии следующий:

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s \approx 3d < 4p < 5s \approx 4d < 5p < 6s \approx 4f \approx 5d < 6p < 7s.$$

В таком же порядке происходит заполнение электронами s -, p -, d -, f -подуровней.

При заполнении одного подуровня вначале электроны заполняют орбитали по одному (правило Хунда). Пример:



Вопросы и упражнения

1. Что такое электронные конфигурации атомов элементов?
2. Сколько электронов находится: а) на одной s -орбитали; б) на трех p -орбиталях; в) на пяти d -орбиталях; г) на семи f -орбиталях?
3. Напишите электронные конфигурации элементов: S, Ca, Zn, Br.

2.5. ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ.

ЭЛЕКТРОННОЕ СТРОЕНИЕ АТОМОВ

Число энергетических уровней в атоме равно номеру периода, в котором находится элемент в периодической системе элементов. Число электронов на внешнем энергетическом уровне атомов для элементов главных подгрупп равно номеру группы.

В зависимости от того, какой подуровень заполняется электронами, все элементы делятся на s -, p -, d -, f -элементы. Элементы, у которых заполняется s -подуровень внешнего энергетического уровня, называются s -элементами. Эти s -элементы находятся в главных подгруппах I и II групп. У p -элементов заполняется p -подуровень внешнего энергетического уровня; p -элементы находятся в главных подгруппах III–VII групп. У d -элементов

заполняется d -подуровень предвнешнего энергетического уровня; у f -элементов — f -подуровень третьего снаружи энергетического уровня. Эти элементы находятся в побочных подгруппах.

Электронная теория строения атома объяснила зависимость химических свойств элементов от строения их атомов и положения в периодической системе элементов. В химических реакциях чаще всего участвуют электроны внешнего энергетического уровня (валентные электроны). Внешний энергетический уровень завершен, если он имеет электронную конфигурацию s^2p^6 (восемь электронов). Для атомов водорода и гелия электронная конфигурация завершенного энергетического уровня $1s^2$. У атомов металлов на внешнем энергетическом уровне находится меньше четырех электронов. Поэтому металлы отдают электроны при химических реакциях. У атомов неметаллов на внешнем энергетическом уровне находится четыре и более электронов. Поэтому неметаллы присоединяют электроны при химических реакциях.

С увеличением заряда ядра атомов у элементов одного периода уменьшается радиус атома, а число внешних электронов увеличивается. Поэтому способность атома отдавать электроны уменьшается слева направо в периоде и неметаллические свойства элементов усиливаются, а металлические — ослабевают.

В главных подгруппах сверху вниз радиус атомов и число электронных слоев увеличивается с увеличением порядкового номера элемента (заряда ядра). Поэтому способность атома отдавать электроны сверху вниз увеличивается и металлические свойства элементов усиливаются, а неметаллические ослабевают.

Периодическая система элементов Д. И. Менделеева — первая естественная классификация химических элементов. Она показала, что все элементы связаны между собой и образуют единую систему. Периодический закон помогает ученым создавать новые химические элементы и новые соединения элементов.

Вопросы и упражнения

1. Чему равно число энергетических уровней (электронных слоев) в атомах всех элементов данного периода?
2. Чему равно число электронов на внешнем энергетическом уровне атомов элементов главных подгрупп?
3. Какие элементы называют: а) s -элементами; б) p -элементами; в) d -элементами; г) f -элементами? Приведите примеры.
4. Сколько s -, p -, d - и f -элементов находится в каждом периоде?
5. Атомы каких элементов имеют законченные и незаконченные внешние энергетические уровни?

6. Сколько электронов на внешнем энергетическом уровне имеют атомы: а) металлов; б) неметаллов?

7. Какой элемент — более активный металл: а) натрий или рубидий; б) калий или скандий; в) калий или медь? Почему?

8. Какой элемент — более активный неметалл: а) углерод или азот; б) фосфор или азот; в) хлор или бром; г) теллур или йод? Почему?

Тестовый самоконтроль (4) по теме «Электронное строение атомов и периодическая система химических элементов»

1. Укажите, сколько энергетических уровней (электронных слоев) у атома элемента с порядковым номером 33:

а) 2; б) 3; в) 4; г) 5.

2. Атом какого элемента IV периода содержит наибольшее число электронов:

а) цинк; б) хром; в) бром; г) криптон?

3. Укажите, какая формула электронной конфигурации у атома хрома:

а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$; б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4 4s^2$;
в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$; г) $1s^2 2s^2 2p^6 3d^6 4s^2$.

4. Укажите, сколько *p*-электронов на внешнем энергетическом уровне атома элемента мышьяка:

а) 3; б) 5; в) 4; г) 6.

5. Укажите, сколько неспаренных электронов у атома азота:

а) 5; б) 2; в) 3; г) 1.

6. Укажите, в каком ряду находятся только *d*-элементы:

а) Al, Se, La; б) Ti, Ge, Sn; в) Ti, V, Cr; г) La, Ce, Hf.

7. Укажите, атом какого элемента имеет наибольшее число неспаренных электронов в нормальном состоянии:

а) натрий; б) кремний; в) фосфор; г) сера.

8. Укажите, электроны внешнего энергетического уровня какого атома элемента наиболее прочно притягиваются ядром:

а) калий; б) углерод; в) фтор; г) франций.

9. Укажите, как изменяются металлические свойства элементов главной подгруппы I группы сверху вниз:

а) ослабевают; б) усиливаются; в) не изменяются.

10. Укажите, как изменяются неметаллические свойства в ряду элементов $\text{Na} \rightarrow \text{Mg} \rightarrow \text{Al} \rightarrow \text{Si} \rightarrow \text{P} \rightarrow \text{S} \rightarrow \text{Cl}$ слева направо:

а) ослабевают; б) не изменяются; в) усиливаются.

ГЛАВА 3. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ И СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА

3.1. ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

Электроотрицательность (ЭО) — это свойство атомов данного элемента притягивать к себе электроны от атомов других элементов в соединениях. Условно электроотрицательность лития равна единице, фтора — четырем. ЭО других элементов вычисляют относительно ЭО лития. Относительные значения ЭО химических элементов приведены в табл. 4.

Таблица 4

Относительные значения ЭО некоторых химических элементов

Период	Группы							
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	H 2,1							He –
2	Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0	Ne –
3	Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,2	S 2,5	Cl 3,0	Ar –
4	K 0,8	Ca 2,0	Sc 1,3	Ti 1,5	V 1,6	Cr 1,7	Br 2,8	Fe 1,8
		Zn 1,6			As 2,0			
5	Rb 0,8	Sr 0,9					I 2,5	
	Cs 0,7	Ba 0,8						

ЭО элементов в периодах увеличивается слева направо, а в главных подгруппах уменьшается сверху вниз. Поэтому в периодах слева направо неметаллические свойства элементов усиливаются, а в главных подгруппах сверху вниз уменьшаются.

При химических реакциях электроны переходят или смещаются к атомам элементов, у которых большая ЭО. У металлов ЭО обычно меньше двух, у неметаллов — больше двух. Если соединение состоит из двух элементов, то его название происходит от названия того элемента, у которого ЭО больше. Например, соединение OF_2 называется фторидом кислорода, но не оксидом фтора. Знания об ЭО применяются также при определении типа химической связи.

Вопросы

1. Что такое ЭО?
2. Как изменяется ЭО в периодах и группах?
3. Где применяется понятие ЭО элементов?
4. Какой элемент имеет самую большую ЭО? Почему?

3.2. Типы химической связи

Химическая связь — это силы, которые соединяют атомы в молекулах. Различают следующие основные типы химической связи.

Ковалентная связь — это связь атомов в молекуле с помощью общих электронных пар. Общая электронная пара образуется в результате перекрывания электронных облаков. Есть два механизма образования общих электронных пар: из неспаренных электронов и по донорно-акцепторному механизму.

По первому механизму неспаренные электроны каждого из атомов образуют общую пару электронов. По этому механизму образование молекул H_2 , Cl_2 и HCl изображено на рис. 3.

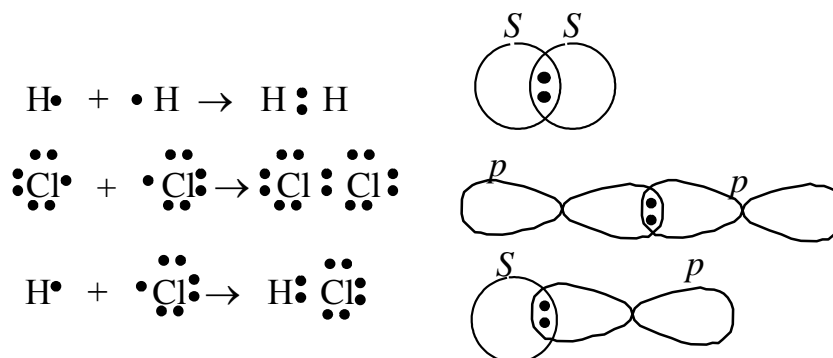
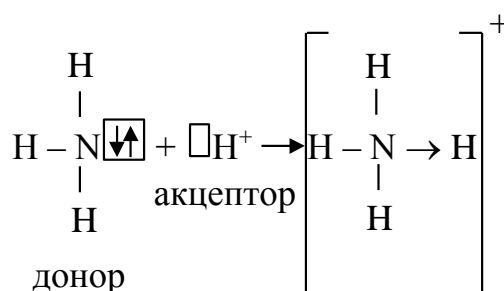


Рис. 3. Образование ковалентной связи

По второму механизму свободная пара электронов одного атома переходит на свободную орбиталь другого атома. Например, при взаимодействии аммиака NH_3 и иона водорода H^+ неподеленная пара электронов атома азота переходит на свободную орбиталь иона водорода H^+ и образуется ион аммония NH_4^+ :



Ковалентная связь может быть полярной или неполярной. Неполярная ковалентная связь образуется между атомами элементов с одинаковым значением электроотрицательности. В этом случае общая электронная пара располагается на одинаковом расстоянии от ядер обоих атомов. Например, неполярная ковалентная связь имеется у молекул H_2 , Cl_2 , O_2 . Полярная ковалентная связь образуется между атомами элементов с разной электроотрицательностью. В данном случае общая электронная пара смещается

в сторону атома с бóльшим значением электроотрицательности. Такая связь есть в молекулах хлористого водорода (HCl), воды (H₂O).

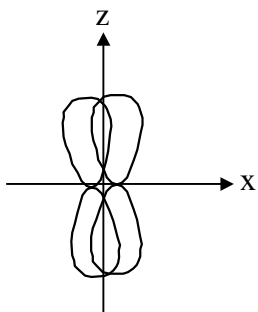
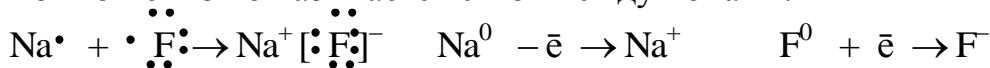


Рис. 4. Образование π-связи

В зависимости от направления в пространстве различают σ- и π-ковалентные связи. Первые (σ-связи) представляют собой ковалентные связи, при образовании которых электронные облака перекрываются по линии, соединяющей ядра атомов (рис. 3). Вторые (π-связи) — это ковалентные связи, при образовании которых электронные облака перекрываются вне линии, соединяющей ядра атомов (рис. 4).

В зависимости от числа общих электронных пар, участвующих в образовании химической связи, различают одинарную (простую), двойную и тройную связи. Одинарные связи образуются при помощи одной общей электронной пары (H₂, Cl₂, HCl); двойные связи — при помощи двух общих электронных пар (O₂), тройные связи — с помощью трех общих электронных пар (N₂).

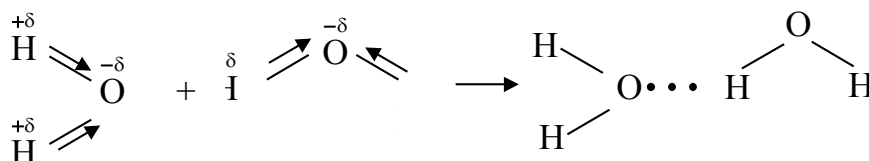
Ионной связью называется связь между ионами:



При образовании ионной связи атомы металлов отдают электроны, а атомы неметаллов принимают электроны. В результате образуются положительные ионы (катионы) и отрицательные (анионы).

Соединения, состоящие из ионов, называются ионными.

Водородной связью называется электростатическое взаимодействие, которое появляется между положительными и отрицательными зарядами. Водородные связи изображаются точками.



Водородная связь образуется между атомами водорода и сильно электроотрицательными атомами (O, N, F) другой молекулы. Например, в молекуле воды общие электронные пары смещаются к атому кислорода. Атом водорода имеет положительный заряд, а атом кислорода — отрицательный.

Примерами веществ с водородной связью являются вода, жидкий аммиак, жидкий фтороводород, органические соединения. Водородная связь может образоваться и внутри одной и той же молекулы. Например, водородная связь есть в молекулах белков и ДНК.

Водородная связь слабее ковалентной и ионной связей.

Металлическая связь возникает в металлах между положительными ионами и свободными электронами. Эти свободные электроны становятся общими для всей кристаллической решетки металла. Металлическая связь характерна только для металлов, находящихся в твердом или жидком состоянии.

Вопросы

1. Что такое химическая связь?
2. Какая связь называется ковалентной?
3. Что такое σ -связи?
4. Какая связь называется двойной, какая — тройной?
5. Что такое π -связи?
6. Что такое неполярная связь?
7. Что такое полярная связь?
8. Какой тип ковалентной связи (полярная или неполярная) характерен для молекул следующих веществ: CO, HI, H₂S, OF₂, CH₄? К атомам каких элементов смещаются общие электронные пары в этих молекулах?
9. Когда ковалентная связь образуется по донорно-акцепторному механизму?
10. Какая связь называется ионной?
11. Как образуются ионные соединения?
12. Для соединений каких элементов характерна: а) неполярная ковалентная связь; б) полярная ковалентная связь; в) ионная связь; г) водородная связь; д) металлическая связь? Приведите примеры.

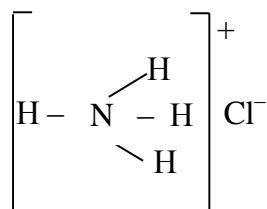
Тестовый самоконтроль (5) по теме «Электроотрицательность и химическая связь»

1. Укажите, как изменяется электроотрицательность элементов в периоде слева направо:
а) уменьшается; б) увеличивается; в) не изменяется.
2. Укажите, в каком ряду электроотрицательность элементов увеличивается слева направо:
а) S, O, Cl, F; б) S, Cl, O, F; в) Cl, S, O, F; г) Cl, O, S, F.
3. Укажите, в какой паре веществ общие электронные пары смещены в сторону атома кислорода:
а) OF₂ и CO; б) Cl₂O и NO; в) H₂O и N₂O₃; г) O₂ и O₂F₂.
4. Укажите соединения с ковалентной неполярной связью:
а) O₂; б) N₂; в) Cl₂; г) PCl₅.
5. Укажите соединения с ковалентной полярной связью:
а) H₂O; б) Br₂; в) Cl₂O; г) SO₂.
6. Укажите, между атомами каких элементов возникает ионная связь:
а) металлов; б) металлов и неметаллов; в) неметаллов?

7. Укажите соединения с ионной связью:
 а) хлорид натрия; б) оксид углерода (II);
 в) йод; г) нитрат калия.
8. Укажите, какой тип связи в молекуле NF_3 :
 а) ионная; б) неполярная ковалентная;
 в) полярная ковалентная; г) водородная.
9. Укажите, атом какого элемента может участвовать в образовании металлической и ионной связи:
 а) As; б) Br; в) K; г) Se.
10. Укажите вещества, физическое состояние которых при обычных условиях определяется водородными связями между молекулами:
 а) водород; б) жидкий хлороводород;
 в) жидкий фтороводород; г) вода.

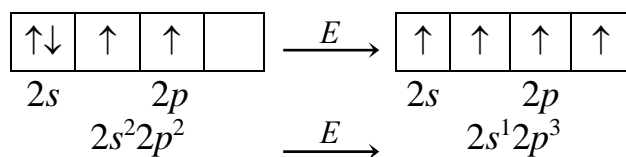
3.3. ВАЛЕНТНОСТЬ И СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ

Электроны, участвующие в образовании химических связей между атомами, называются валентными. В атомах элементов главных подгрупп валентные электроны находятся на внешнем энергетическом уровне. В атомах элементов побочных подгрупп валентные электроны находятся на внешнем и предпоследнем энергетических уровнях. Значит, **валентность** — это число общих электронных пар, которые связывают данный атом с другими. Например, валентность азота в соединении N_2 ($:\text{N}::\text{N}:$ или $\text{N} \equiv \text{N}$) равна трем, а в соединении NH_4Cl — четырем:



Валентность хлора в соединении Cl_2 ($\text{Cl} - \text{Cl}$) равна единице.

Валентность (число неспаренных электронов) атомов многих элементов может увеличиваться при переходе атома из основного состояния в возбужденное. Это возможно, если на внешнем уровне есть свободные орбитали у одного атома и спаренные электроны — у другого. Например, атом углерода в основном состоянии является двухвалентным, потому что в этом состоянии он имеет два неспаренных электрона. При поглощении энергии у атома углерода один из электронов $2s$ -подуровня переходит на свободную орбиталь $2p$ -подуровня и в результате образуется 4 неспаренных электрона:



В возбужденном состоянии углерод является четырехвалентным.

Валентность не имеет знака и не может быть равна нулю.

Степень окисления — это условный заряд атома в молекуле, вычисленный при предположении, что молекула состоит только из ионов. Степень окисления также равна числу электронов, которые смещены от атома данного элемента к атому другого элемента.

У некоторых элементов во всех соединениях *постоянная степень окисления*. Например:

а) у щелочных металлов (Li, Na, K, Cs, Rb, Fr) степень окисления +1;

б) у всех элементов II группы, за исключением Hg, (Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Zn, Cd), степень окисления +2;

в) у алюминия степень окисления +3;

г) у фтора (F) степень окисления -1.

У водорода во всех его соединениях степень окисления +1. Но в гидридах металлов (NaH, KH, CaH₂) его степень окисления -1. У кислорода в большинстве сложных соединений степень окисления -2, но в соединениях с фтором — +1 и +2 ($\overset{+1}{\text{O}}_2\overset{-1}{\text{F}}_2, \overset{+2}{\text{O}}\overset{-1}{\text{F}}_2$), а в пероксидах водорода и металлов -1 ($\overset{+1}{\text{H}}_2\overset{-1}{\text{O}}_2, \overset{+1}{\text{Na}}_2\overset{-1}{\text{O}}_2$).

Степень окисления может иметь отрицательное, положительное и нулевое значение: $\overset{+1}{\text{K}}_2\overset{-2}{\text{O}}, \overset{0}{\text{N}}_2, \overset{+1}{\text{K}}\overset{-1/2}{\text{O}}_2$.

Максимальная степень окисления элемента обычно равна номеру группы периодической системы, в которой находится данный элемент.

Минимальная степень окисления металлов равна нулю. Минимальная степень окисления неметаллов равна: 8 минус номер группы, в которой находится элемент.

Значения степеней окисления элемента между высшей и низшей степенями окисления называются *промежуточными*. Например, азот имеет различные степени окисления в разных его соединениях:

$\overset{-3}{\text{N}}\text{H}_3$ — минимальная;

$\overset{-2}{\text{N}}_2\text{H}_4, \overset{-1}{\text{N}}\text{H}_2\text{OH}, \overset{0}{\text{N}}_2, \overset{+1}{\text{N}}_2\text{O}, \overset{+2}{\text{N}}\text{O}, \overset{+3}{\text{N}}_2\text{O}_3, \overset{+4}{\text{N}}\text{O}_2$ — промежуточные;

$\overset{+5}{\text{N}}_2\text{O}_5$ — максимальная.

В молекуле сумма степеней окисления всех атомов равна нулю, в сложном ионе — заряду иона. Это позволяет вычислять степень окисления атома одного химического элемента, если известны степени окисления атомов других химических элементов. Например, надо определить степень окисления атома фосфора в фосфорной кислоте H₃PO₄. Для этого нужно

составить уравнение $(+1) \cdot 3 + X + (-2) \cdot 4 = 0$ и рассчитать показания X (степень окисления атома фосфора). Он равен +5.

Для определения степени окисления хрома в ионе $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ составляют уравнение: $2X + (-2) \cdot 7 = -2$. Затем рассчитывают, чему равно $2X$ ($-2 + 14$), а потом X ($12:2$).

Во многих случаях степень окисления численно не совпадает с валентностью. Например, в молекулах O_2 и N_2 степень окисления элементов равна нулю, но валентность кислорода равна двум, а азота — трем.

Вопросы и упражнения

1. Что такое валентность?
2. Какие электроны называются валентными?
3. Чему равна валентность фосфора в основном и возбужденном его состояниях?
4. Что такое степень окисления?
5. Чему равна степень окисления атомов в простом веществе?
6. Чему равна сумма степеней окисления атомов: а) в молекуле; б) в ионе?
7. Какую степень окисления имеют в своих соединениях: а) водород; б) кислород? Приведите примеры.
8. Какие степени окисления называются промежуточными?
9. Определите степень окисления и валентность:
 - а) фосфора — PH_3 , P_2O_3 , H_3PO_4 , Mg_3P_2 ;
 - б) брома — NaBr , HBrO , KBrO_3 , Br_2O_5 ;
 - в) хлора — NaCl , NaClO , NaClO_2 , NaClO_3 , NaClO_4 , Cl_2 ;
 - г) марганца — MnO , KMnO_4 , MnO_2 , MnCl_2 , H_2MnO_4 .
10. Определите степень окисления каждого элемента в ионах: SO_4^{2-} , HPO_4^{2-} , H_2PO_4^- , ClO_4^- , MnO_4^- .

Тестовый самоконтроль (6) по теме «Валентность и степень окисления»

1. Укажите, чему равна максимальная валентность хлора в возбужденном его состоянии:
 - а) 3; б) 5; в) 7; г) 1.
2. Укажите, в какой молекуле степень окисления элемента равна нулю, а валентность — трем:
 - а) O_2 ; б) NH_3 ; в) N_2O_3 ; г) N_2 .
3. Определите степень окисления атома кремния в ионе SiO_3^{2-} :
 - а) -2; б) +2; в) -4; г) +4.

4. Определите степень окисления атома азота в ионе NH_4^+ :
 а) +4; б) -4; в) 3; г) -3.
5. Определите степень окисления атома углерода в молекуле CH_4 :
 а) +2; б) +4; в) -2; г) -4.
6. Определите, в каких соединениях степень окисления фосфора равна +5:
 а) H_3PO_4 ; б) HPO_3 ; в) $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$; г) P_2O_3 .
7. Укажите степень окисления атома водорода в молекуле SiH_4 :
 а) -1; б) -4; в) 0; г) +1.
8. Определите степень окисления атома фосфора в ионе PO_4^{3-} :
 а) -1; б) -3; в) -5; г) +5.
9. Укажите, какие элементы имеют постоянную степень окисления:
 а) К; б) Са; в) Fe; г) Zn.
10. Определите, чему равна валентность серы в возбужденном ее состоянии:
 а) 0; б) 2; в) 4; г) 6.

ГЛАВА 4. ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ И ЗАКОНОМЕРНОСТИ ИХ ПРОТЕКАНИЯ

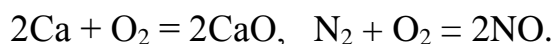
4.1. Типы химических реакций.

ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ И СОСТАВЛЕНИЕ ИХ УРАВНЕНИЙ МЕТОДОМ ЭЛЕКТРОННОГО БАЛАНСА

Химические реакции классифицируют по разным признакам.

По изменению числа исходных веществ и продуктов реакции:

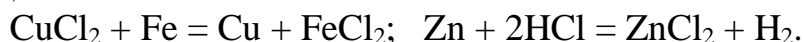
1. Реакции соединения — из двух или нескольких веществ образуется одно вещество:



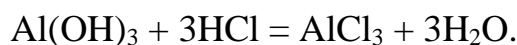
2. Реакции разложения — из одного вещества образуется несколько веществ:



3. Реакции замещения — идут между простыми и сложными веществами. Атомы простого вещества замещают атомы одного из элементов в сложном веществе:



4. Реакции обмена — молекулы сложных веществ обмениваются составными частями:



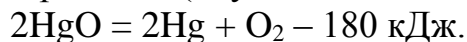
По тепловому эффекту, т. е. по количеству теплоты, которое выделяется или поглощается в результате реакции. Химические уравнения, в ко-

торых указывается тепловой эффект реакции, называются термохимическими уравнениями. Различают:

1. Экзотермические реакции (идут с выделением теплоты):



2. Эндотермические реакции (идут с поглощением теплоты):

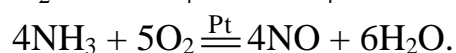
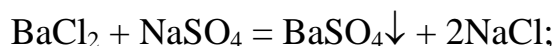


По признаку обратимости:

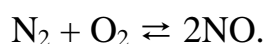
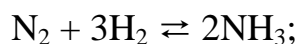
1. Необратимые.

2. Обратимые.

Необратимые реакции идут в одном направлении до полного израсходования одного из реагирующих веществ:



Обратимые реакции идут как в прямом, так и в обратном направлениях:



По изменению степени окисления атомов элементов реагирующих веществ.

Реакции, при которых изменяются степени окисления атомов реагирующих веществ, называются **окислительно-восстановительными реакциями**.

Основные положения теории окислительно-восстановительных реакций:

1. *Окисление* — процесс отдачи электронов атомом, молекулой или ионом. Степени окисления при этом повышаются:



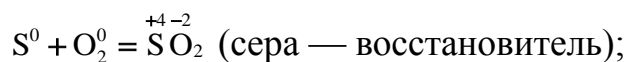
2. *Восстановление* — процесс присоединения электронов атомом, молекулой или ионом. Степени окисления при этом понижаются:



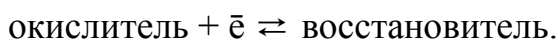
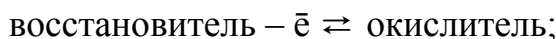
3. Атомы, ионы или молекулы, которые отдают электроны, называются *восстановителями*. Во время реакции они окисляются. Восстановителями являются металлы, а также соединения, в состав которых входят элементы с низшей степенью окисления (H^{-1} , HBr^{-1} , HCl^{-1} , $\text{H}_2\overset{-2}{\text{S}}$ и др.).

Атомы, молекулы или ионы, которые присоединяют электроны, называются *окислителями*. Окислителями являются активные неметаллы (F_2 , Cl_2 , Br_2 , O_2), а также соединения, в состав которых входят элементы с высокими степенями окисления (KMnO_4^{+7} , $\text{K}_2\overset{+6}{\text{Cr}_2}\text{O}_7$, HNO_3^{+5} и др.).

Известны вещества, способные проявлять свойства как окислителей, так и восстановителей. Это вещества, в состав которых входят элементы с промежуточной степенью окисления ($\overset{0}{S}$, $\overset{-1}{H_2O_2}$, $\overset{+4}{H_2SO_3}$ и др.).

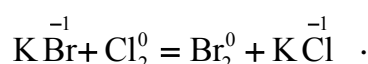
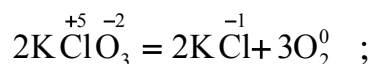


4. Окисление не может происходить без восстановления; восстановление не может происходить без окисления:

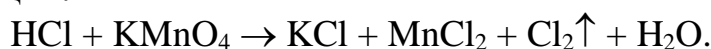


5. Число электронов, которое отдает восстановитель, равно числу электронов, которое присоединяет окислитель.

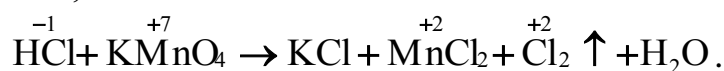
Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса:



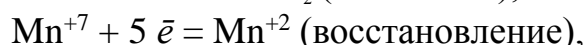
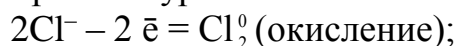
1. Составляют схему реакции по формулам реагирующих веществ и продуктов реакции:



2. Определяют, атомы каких элементов изменяют степень окисления:

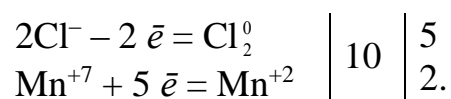


3. Записывают электронные уравнения:

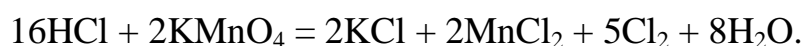


где Cl^- — восстановитель, Mn^{+7} — окислитель.

4. Подбирают в электронных уравнениях такие коэффициенты, чтобы число электронов, которое отдает восстановитель, было равно числу электронов, которое присоединяет окислитель:



5. Переносят эти коэффициенты в схему реакции и находят коэффициенты перед формулами других веществ реакции:



Правильность составления уравнения во многих случаях проверяют по числу атомов кислорода в левой и правой частях уравнения. Оно должно быть одинаковым в обеих частях уравнения.

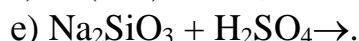
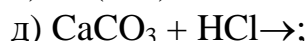
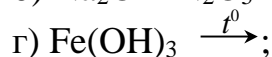
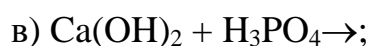
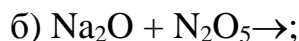
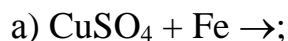
Вопросы и упражнения

1. Что такое реакции: а) соединения; б) разложения; в) замещения; г) обмена?

2. Какие реакции называются: а) экзотермическими; б) эндотермическими? Приведите примеры.

3. Какие реакции называются: а) необратимыми; б) обратимыми? Приведите примеры.

4. Закончите уравнения реакций и определите, к какому типу относится каждая из них:

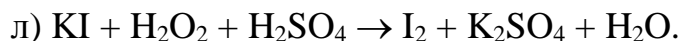
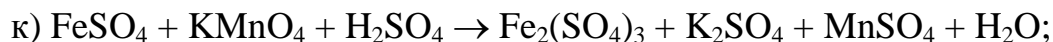
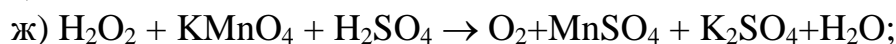
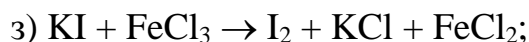


5. Что такое: а) окисление; б) восстановление?

6. Какие реакции называются окислительно-восстановительными?

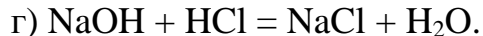
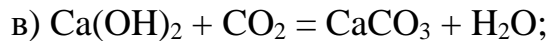
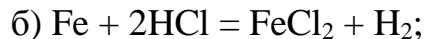
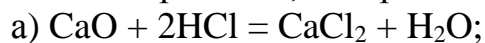
7. Какие вещества называются: а) восстановителями; б) окислителями?

8. С помощью метода электронного баланса расставьте коэффициенты в окислительно-восстановительных реакциях:

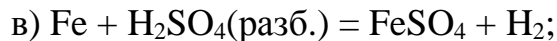
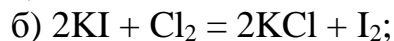
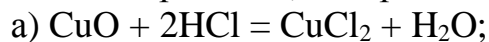


Тестовый самоконтроль (7) по теме «Типы химических реакций»

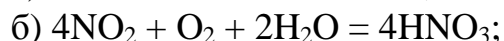
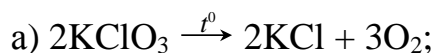
1. Укажите реакции, которые относятся к реакциям обмена:

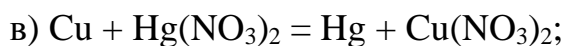


2. Укажите реакции, которые относятся к реакциям замещения:

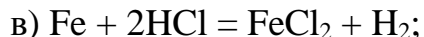
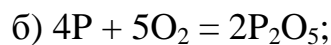


3. Укажите реакции, которые относятся к реакциям разложения:





4. Укажите, какие реакции являются окислительно-восстановительными:



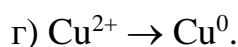
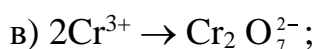
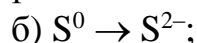
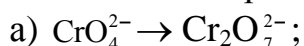
5. Укажите, что представляет собой превращение $\text{P}^0 \rightarrow \text{PO}_4^{3-}$:

а) окисление;

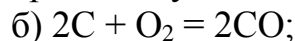
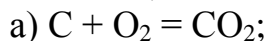
б) восстановление;

в) без изменения степени окисления.

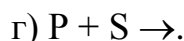
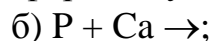
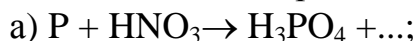
6. Укажите электронные схемы процесса восстановления:



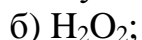
7. Укажите, в каких реакциях углерод выступает как окислитель:



8. Укажите, в каких реакциях фосфор выступает как восстановитель:



9. Укажите формулы веществ, которые в окислительно-восстановительных реакциях выступают в качестве окислителя и восстановителя:



10. Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции $\text{P} + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NO}$. Укажите сумму коэффициентов в нем:

а) 8;

б) 10;

в) 18;

г) 12.

4.2. СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ И ЕЕ ЗАВИСИМОСТЬ ОТ РАЗЛИЧНЫХ ФАКТОРОВ

Химические реакции протекают с различной скоростью. Раздел химии, который изучает скорости и механизмы протекания химических реакций, называется химической кинетикой.

Скорость химической реакции — это изменение концентрации реагирующих веществ или продуктов реакции в единицу времени. Концентрацию веществ (C) выражают в молях на литр (моль/л), а время (t) — в секундах (с) или в минутах (мин). Если начальную концентрацию вещества A в реакции $A + B = C + D$ обозначить C_1 ко времени t_1 , а ко времени t_2 — C_2 , то средняя скорость реакции за промежуток времени $t_2 - t_1$ будет равна:

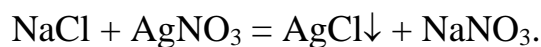
$$V = - \frac{C_2 - C_1}{t_2 - t_1} = - \frac{\Delta C}{\Delta t} .$$

Скорость химической реакции — величина положительная. Знак «минус» в правой части уравнения ставят потому, что концентрация вещества A уменьшается и разность $C_2 - C_1$ получает отрицательное значение ($\Delta C < 0$). Если скорость реакции определяют по изменению концентрации продуктов реакции C и D , то в правой части уравнения ставят знак «плюс», так как концентрации этих веществ увеличиваются ($\Delta C > 0$):

$$V = \pm \frac{C_2 - C_1}{t_2 - t_1} = \pm \frac{\Delta C}{\Delta t} .$$

Зависимость скорости химической реакции от:

1. Влияния природы реагирующих веществ. Вещества с ионной или ковалентной полярной связью в водных растворах реагируют между собой очень быстро:



Вещества с неполярной ковалентной связью реагируют между собой с разной скоростью. Например, реакция водорода с фтором идет очень быстро (со взрывом) при комнатной температуре; реакция водорода с бромом идет медленно даже при нагревании.

2. Влияния состояния реагирующих веществ. Скорость химической реакции зависит от площади соприкосновения реагирующих веществ. Например, твердые вещества сера и железо реагируют между собой быстро после измельчения и перемешивания.

3. Влияния концентрации реагирующих веществ. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ выражается законом действующих масс (К. Гульдберг, П. Вааге, 1867 г.): «Скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентрации реагирующих веществ в степенях, равных коэффициентам перед формулами веществ в уравнении реакции».

Для реакции $aA + bB = cC + dD$ кинетическое уравнение имеет следующий вид:

$$V = k[A]^a[B]^b,$$

где V — скорость химической реакции, $[A]$ — концентрация вещества A ; $[B]$ — концентрация вещества B ; k — константа скорости реакции; a и b — коэффициенты в уравнении реакции. Если $[A] = [B] = 1$ или $[A] \cdot [B] = 1$, то $V = k$. Константа скорости k зависит от природы реагирующих веществ, от температуры и не зависит от концентрации веществ. Концентрации твердых веществ в кинетическое уравнение реакции не входят. Например, для реакции $\text{CaO(тв)} + \text{CO}_2(\text{г}) = \text{CaCO}_3(\text{тв})$ кинетическое уравнение реакции имеет вид:

$$V = k[\text{CO}_2].$$

4. Влияния температуры. Зависимость скорости реакции от температуры определяется правилом Вант-Гоффа: «При повышении температуры

на 10° скорость большинства химических реакций увеличивается в 2–4 раза». Эта зависимость выражается математически:

$$V_{t_2} = V_{t_1} \cdot \gamma^{10^{\frac{t_2 - t_1}{10}}},$$

где γ — температурный коэффициент, который показывает, во сколько раз увеличивается скорость реакции при повышении температуры на 10° , $V_{t_2}^0$ — скорость реакции при температуре t_2^0 ; $V_{t_1}^0$ — скорость реакции при температуре t_1^0 .

Вопросы

1. Как называется раздел химии, который изучает скорость и механизм химических реакций?
2. Что такое скорость химической реакции?
3. От чего зависит скорость химической реакции?
4. Как зависит скорость химической реакции от природы реагирующих веществ?
5. Как зависит скорость химической реакции от концентрации реагирующих веществ? Напишите математическое выражение закона действующих веществ.
6. Как зависит скорость химической реакции от температуры? Напишите математическое выражение правила Вант-Гоффа.

Эталоны решения задач

1. Определить скорость химической реакции $A + B = C$, если начальная концентрация вещества $A(C_1)$ в определенной момент времени (t_1) была равна 0,80 моль/л, а через четыре секунды концентрация этого вещества $A(C_2)$ стала 0,60 моль/л.

Дано:

$$C_1 = 0,80 \text{ моль/л};$$

$$C_2 = 0,60 \text{ моль/л};$$

$$\Delta t = 4 \text{ с.}$$

Найти: $V - ?$

Решение:

$$V = - \frac{C_2 - C_1}{t_2 - t_1} \text{ или } V = - \frac{\Delta C}{\Delta t} \text{ моль/л}\cdot\text{с};$$

$$V = - \frac{0,60 - 0,80}{4} = 0,05 \text{ моль/л}\cdot\text{с.}$$

Ответ: 0,05 моль/л·с.

2. Во сколько раз увеличится скорость реакции образования аммиака по уравнению реакции $3\text{H}_2 + \text{N}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$, если увеличить концентрацию водорода в 5 раз?

Решение: составляем кинетическое уравнение для этой реакции: $V_1 = k[\text{H}_2]^3[\text{N}_2]$; если $[\text{H}_2] = a$ моль/л, а $[\text{N}_2] = b$ моль/л, то $V_1 = ka^3b$; при увеличении концентрации водорода в 5 раз, его концентрация $[\text{H}_2] = 5a$ моль/л, и тогда скорость реакции станет равной $V_2 = k[5a]^3b = k125a^3b$; находим отношение скоростей:

$$\frac{V_2}{V_1} = \frac{k125a^3v}{ka^3v} = 125.$$

Ответ: увеличится в 125 раз.

3. Как изменится скорость реакции $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$, если уменьшить объем газовой смеси в 3 раза?

Решение: При уменьшении объема газовой смеси в 3 раза концентрации веществ увеличиваются в 3 раза; если $[\text{SO}_2] = a$ моль/л, а $[\text{O}_2] = v$ моль/л, то $V_1 = ka^2v$; при уменьшении объема газовой смеси в 3 раза концентрация $[\text{SO}_2] = 3a$ моль/л, концентрация $[\text{O}_2] = 3v$ моль/л, тогда скорость реакции станет равной $V_2 = k[3a]^2[3v]$; находим отношение скоростей:

$$\frac{V_2}{V_1} = \frac{k[3a]^2[3v]}{k[a]^2[v]} = \frac{k27a^2v}{ka^2v} = 27.$$

Ответ: увеличится в 27 раз.

4. При повышении температуры на 10°C скорость реакции увеличилась в 3 раза. Как изменится скорость реакции, если повысить температуру на 30°C ?

Решение: $\frac{V_{t_2}}{V_{t_1}} = \gamma^{\frac{t_2-t_1}{10}} = 3^{30/10} = 3^3 = 27.$

Ответ: увеличится в 27 раз.

Задачи и упражнения

1. В растворе протекает химическая реакция по уравнению $A + B = C$. Начальная концентрация вещества A равна $0,80$ моль/л, начальная концентрация вещества B равна $1,00$ моль/л. Через 20 мин концентрация вещества A уменьшилась до $0,78$ моль/л. Определить концентрацию вещества B после реакции и скорость химической реакции.

2. Как изменится скорость химической реакции $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$ при увеличении концентрации исходных веществ в 2 раза?

3. Как изменится скорость химической реакции $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$:

а) при уменьшении концентрации исходных веществ в 2 раза;

б) при увеличении давления в 2 раза;

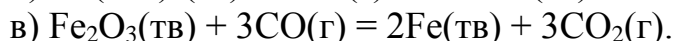
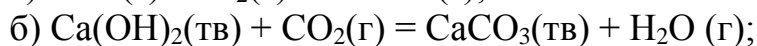
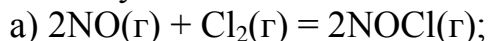
в) при увеличении объема газовой смеси в 2 раза?

4. Как изменится скорость химической реакции при повышении температуры от 40°C до 100°C , если известно, что при повышении температуры на каждые 10°C ее скорость увеличивается в 2 раза?

5. Для химической реакции температурный коэффициент равен 4. Как изменится ее скорость при понижении температуры на 40°C ?

6. Для химической реакции температурный коэффициент равен 2. При 20 °С реакция протекает за 2 мин. Определите время ее протекания при: а) 50 °С; б) 0 °С.

7. Напишите кинетические уравнения следующих реакций, согласно закону действующих масс:



4.3. КАТАЛИЗАТОРЫ И КАТАЛИЗ

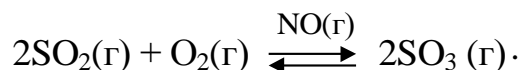
Вещества, которые изменяют скорость химической реакции, но сами химически не изменяются и не входят в состав продуктов реакции, называются **катализаторами**. Изменение скорости химической реакции в присутствии катализаторов называют **катализом**. Реакции, скорость которых можно изменить при помощи катализаторов, называют каталитическими.

Катализаторы, которые увеличивают скорость реакции, называются *положительными*. Такие катализаторы применяют при получении серной кислоты, окислении аммиака и других веществ. Это примеры *положительного катализа*.

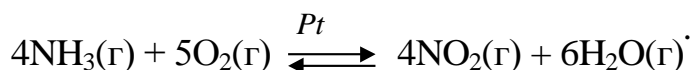
Катализаторы, которые уменьшают скорость реакции, называются *отрицательными* или *ингибиторами*. Уменьшение скорости реакции в присутствии отрицательных катализаторов называется *отрицательным катализом*. Примеры отрицательного катализа — это уменьшение скорости разложения пероксида водорода в присутствии небольших количеств серной кислоты.

Различают гомогенный (однородный) и гетерогенный (неоднородный) катализ.

При *гомогенном катализе* катализатор находится в том же агрегатном состоянии, что и реагирующие вещества (газообразном или жидком). Например, реакция образования оксида серы (VI) из SO_2 и O_2 в присутствии оксида азота (II):



При *гетерогенном катализе* катализатор находится в другом агрегатном состоянии, чем реагирующие вещества. Например, окисление аммиака в присутствии платины:



При *гетерогенном катализе* реакции происходят на поверхности катализатора, поэтому скорость реакции зависит от площади и свойств поверхности катализатора.

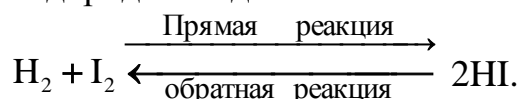
Особую роль играют биологические катализаторы — ферменты (энзимы). Они участвуют в сложных химических процессах, которые протекают в живых организмах. Например, гидролиз жиров, углеводов, белков происходит только в присутствии ферментов.

Вопросы

1. Что называется: а) катализатором б) катализом в) каталитической реакцией?
2. Какие катализаторы Вы знаете?
3. Что такое гомогенный и гетерогенный катализ?
4. Как называются биологические катализаторы?

4.4. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ И УСЛОВИЯ ЕГО СМЕЩЕНИЯ

Обратимые реакции не идут до конца и заканчиваются химическим равновесием. Химическое равновесие — это такое состояние обратимой реакции, при котором скорость прямой и обратной реакций равны. При химическом равновесии прямая и обратная реакции не заканчиваются, а идут с одинаковой скоростью. Примером обратимой реакции может служить взаимодействие водорода с йодом:



Для этой реакции в состоянии химического равновесия $V_{\text{пр.}} = V_{\text{обр.}}$. Скорость прямой реакции равна $V_{\text{пр.}} = k_{\text{пр.}}[\text{H}_2][\text{I}_2]$; скорость обратной реакции: $V_{\text{обр.}} = k_{\text{обр.}}[\text{HI}]^2$. В состоянии химического равновесия концентрации исходных веществ и продуктов реакции не изменяются и называются *равновесными концентрациями*. Химическое равновесие характеризуется *константой химического равновесия* ($K_{\text{х.р.}}$). Константа химического равновесия — это отношение констант скоростей прямой и обратной реакций:

$$K_{\text{х.р.}} = \frac{k_{\text{пр.}}}{k_{\text{обр.}}} = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]}.$$

Константа химического равновесия зависит от температуры и природы реагирующих веществ, но не зависит от концентрации реагирующих веществ и катализатора. При химическом равновесии концентрации веществ остаются постоянными, если не изменяются условия химической реакции. При изменении условий — температуры, давления и концентрации реагирующих веществ — химическое равновесие смещается. В основе смещения химического равновесия лежит принцип французского ученого Л-Шателье (1884 г.): «При изменении внешних условий химическое равновесие смещается в сторону той реакции (прямой или обратной), которая уменьшает это внешнее воздействие».

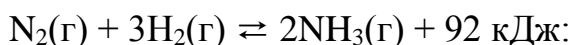
Определим, в какую сторону смещается равновесие реакции $2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{г}) + Q$ при изменении температуры, давления и концентрации веществ. Заметим, что прямая реакция — экзотермическая, а обратная реакция ($2\text{SO}_3 \rightarrow 2\text{SO}_2 + \text{O}_2 - Q$) — эндотермическая. При повышении температуры равновесие смещается в сторону эндотермической реакции, которая ослабляет повышение температуры. При понижении температуры равновесие смещается в сторону экзотермической реакции, которая ослабляет понижение температуры.

При повышении давления равновесие смещается в сторону уменьшения числа молекул, т. е. в сторону образования SO_3 . При понижении давления равновесие смещается в сторону увеличения числа молекул, т. е. в сторону образования SO_2 и O_2 . В равновесной системе $\text{N}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{NO}(\text{г})$ равновесие при изменении давления не смещается, так как число молекул газов в правой и левой частях уравнения этой реакции одинаково. Не влияет давление на равновесие и тогда, когда все реагирующие вещества находятся в жидком или твердом состоянии.

При увеличении концентрации какого-либо вещества равновесие смещается в сторону уменьшения концентрации этого вещества.

Вопросы и упражнения

1. Что такое химическое равновесие?
2. Какие концентрации называются равновесными?
3. Что такое константа химического равновесия?
4. От чего зависит константа химического равновесия?
5. В какую сторону сместится химическое равновесие реакции

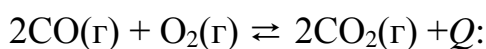


- при увеличении температуры;
- при увеличении давления;
- при увеличении концентрации азота, водорода или аммиака?

6. В какую сторону сместится химическое равновесие при увеличении CO_2 в системах:

- $\text{CaCO}_3(\text{тв}) \rightleftharpoons \text{CaO}(\text{тв}) + \text{CO}_2(\text{г});$
- $\text{CO}_2(\text{г}) + \text{C}(\text{тв}) \rightleftharpoons 2\text{CO}(\text{г});$
- $\text{CO}_2(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г});$
- $\text{H}_2\text{CO}_3(\text{ж}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}(\text{ж}) + \text{CO}_2(\text{г})?$

7. В какую сторону сместится химическое равновесие реакции



- при повышении температуры;
- при повышении давления;
- при повышении концентрации кислорода?

8. В какую сторону сместится равновесие системы при увеличении давления:

- $3\text{Fe}(\text{тв}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{г}) \rightleftharpoons \text{Fe}_3\text{O}_4(\text{тв}) + 4\text{H}_2(\text{г})$;
- $\text{CO}(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) \rightleftharpoons \text{CO}_2(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г})$;
- $4\text{HCl}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}(\text{г}) + 2\text{Cl}_2$;
- $\text{C}(\text{тв}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons \text{CO}_2(\text{г})$?

9. В какую сторону сместится химическое равновесие при понижении температуры в системах:

- $2\text{H}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}(\text{г}) + 484 \text{ кДж}$;
- $\text{C}(\text{тв}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons \text{CO}_2(\text{г}) + 394 \text{ кДж}$;
- $\text{C}(\text{тв}) + \text{CO}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{CO}(\text{г}) - 173 \text{ кДж}$;
- $\text{H}_2(\text{г}) + \text{I}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{г}) - 52 \text{ кДж}$?

10. В какую сторону сместится химическое равновесие при повышении: а) давления б) температуры — в системах:

- $2\text{CO}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{CO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) - 566 \text{ кДж}$;
- $\text{CaCO}_3(\text{тв}) \rightleftharpoons \text{CaO}(\text{тв}) + \text{CO}_2(\text{г}) - 177 \text{ кДж}$;
- $\text{CO}(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г}) \rightleftharpoons \text{COCl}_2(\text{г}) + 114 \text{ кДж}$;
- $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{г}) + 113 \text{ кДж}$?

Тестовый самоконтроль (8) по теме «Кинетика и катализ»

1. Укажите правильное уравнение скорости для системы $2\text{Cr}(\text{тв}) + 3\text{Cl}_2(\text{г}) = 2\text{CrCl}_3(\text{тв})$:

- а) $V = k[\text{Cr}]^2[\text{Cl}_2]^3$;
- б) $V = k[3\text{Cl}_2]$;
- в) $V = k[2\text{Cr}][3\text{Cl}_2]$;
- г) $V = k[\text{Cl}_2]^3$.

2. Укажите, какой реакции соответствует уравнение $V = k[\text{O}_2]$:

- а) $\text{C}(\text{тв}) + \text{O}_2(\text{г}) = \text{CO}_2(\text{г})$;
- б) $\text{N}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{NO}(\text{г})$;
- в) $2\text{H}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{H}_2\text{O}(\text{г})$;
- г) $4\text{Al}(\text{тв}) + 3\text{O}_2(\text{г}) = 2\text{Al}_2\text{O}_3(\text{тв})$.

3. Укажите, от каких факторов зависит константа скорости химической реакции:

- а) от катализатора;
- б) от температуры;
- в) от природы реагирующих веществ;
- г) от концентрации.

4. Укажите, во сколько раз увеличится скорость прямой реакции в системе $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{г})$, если увеличить концентрацию исходных веществ в два раза:

- а) 2;
- б) 4;
- в) 6;
- г) 8.

5. Укажите, во сколько раз уменьшится скорость реакции $A + B \rightarrow C$ при понижении температуры от $80\text{ }^{\circ}\text{C}$ до $40\text{ }^{\circ}\text{C}$, если при понижении температуры на $10\text{ }^{\circ}\text{C}$ скорость реакции уменьшается в 3 раза:

- а) 3; б) 9; в) 27; г) 81.

6. Укажите константу химического равновесия для реакции $A(\text{тв}) + B(\text{г}) \rightleftharpoons C(\text{г}) + D(\text{г})$:

- а) $\frac{[C]}{[B]}$; б) $\frac{[C] [D]}{[A] [B]}$; в) $\frac{[C] [D]}{[B]}$; г) $\frac{[C]}{[B] [A]}$.

7. Укажите, в каком направлении сместится равновесие реакции $\text{N}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{г})$ при внесении катализатора:

- а) влево; б) вправо; в) не сместится.

8. Укажите, в каком направлении сместится равновесие реакции $2\text{CO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{CO}_2 + 569\text{ кДж}$ при увеличении концентрации CO_2 :

- а) вправо; б) влево; в) не сместится.

9. Укажите, в каком направлении сместится равновесие реакции $4\text{NO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 4\text{HNO}_3 + Q$ при повышении температуры:

- а) вправо; б) влево; в) не сместится.

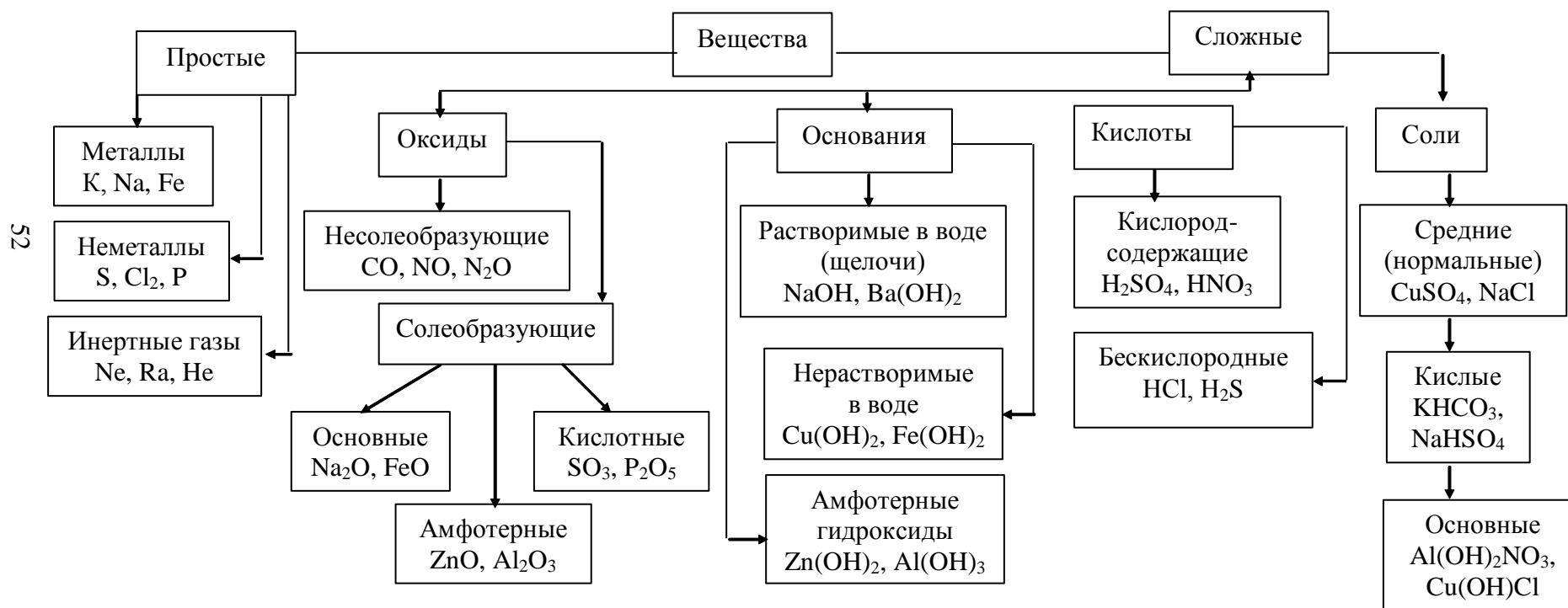
10. Укажите, в каком направлении сместится равновесие реакции $\text{C}(\text{т}) + \text{CO}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{CO} - Q$ при уменьшении давления :

- а) вправо; б) влево; в) не сместится.

ГЛАВА 5. ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Все неорганические вещества по составу делятся на простые и сложные. Простые вещества делятся на металлы и неметаллы. Сложные вещества делятся на классы: оксиды, основания, кислоты, соли (табл. 5).

Основные классы неорганических соединений



5.1. Оксиды

Оксиды — это сложные вещества, состоящие из двух элементов, одним из которых является кислород в степени окисления -2 .

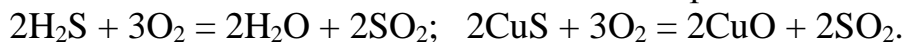
Номенклатура (названия) оксидов состоит из слова «оксид» и названия элемента в родительном падеже: MgO — оксид магния; K_2O — оксид калия; CaO — оксид кальция. Если элемент образует несколько оксидов, то после названия элемента указывается его степень окисления. N_2O — оксид азота (I), NO — оксид азота (II), N_2O_3 — оксид азота (III), NO_2 — оксид азота (IV), N_2O_5 — оксид азота (V).

Получение оксидов:

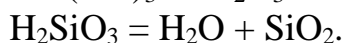
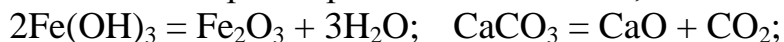
1. Взаимодействие простых веществ с кислородом:



2. Взаимодействие сложных веществ с кислородом:



3. Разложение при нагревании оснований, кислот и солей:



Согласно **классификации оксидов**, по химическим свойствам их делят на несолеобразующие и солеобразующие. Несолеобразующих оксидов мало.

Солеобразующими (CaO , P_2O_5 , CO_2 , MgO) называют оксиды, которые при химических реакциях образуют соли. *Несолеобразующими*, безразличными (CO , SiO , N_2O , NO), называют оксиды, которые при химических реакциях не образуют соли. Солеобразующие оксиды делятся на основные, кислотные и амфотерные.

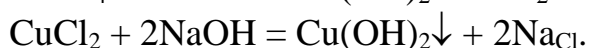
Основные оксиды — это оксиды, которым соответствуют основания. Например, Na_2O , CaO , FeO , CrO — основные оксиды. Им соответствуют основания $NaOH$, $Ca(OH)_2$, $Fe(OH)_2$, $Cr(OH)_2$. Основные оксиды образуются только металлами. Все основные оксиды — твердые вещества.

Химические свойства основных оксидов:

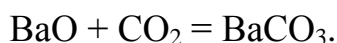
1. Основные оксиды щелочных и щелочно-земельных металлов взаимодействуют с водой и образуют основания (щелочи):



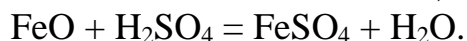
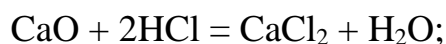
Основные оксиды некоторых металлов с водой не взаимодействуют. Соответствующие им основания получают из солей:



2. Основные оксиды реагируют с кислотными оксидами с образованием соли:



3. Все основные оксиды реагируют с кислотами с образованием соли и воды:



Основные оксиды не реагируют с основаниями.

К *кислотным оксидам* относятся оксиды неметаллов, а также металлов в высших степенях окисления. Например, SO_2 , SO_3 , CO_2 , Cr_2O_3 , Mn_2O_7 — кислотные оксиды. Кислотным оксидам соответствуют кислоты. К примеру:



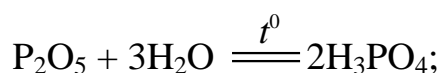
В кислотных оксидах связь ковалентная полярная. Кислотные оксиды бывают газообразные (SO_2 , CO_2), жидкие (N_2O_3), твердые (P_2O_5 , SiO_2).

Химические свойства кислотных оксидов:

1. Кислотные оксиды реагируют с основаниями. В результате образуются соль и вода:

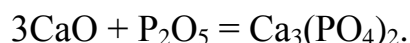


2. Многие кислотные оксиды реагируют с водой с образованием кислоты:

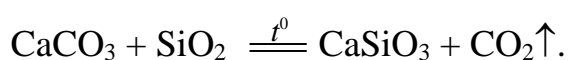


Кислотный оксид SiO_2 с водой не реагирует.

3. Кислотные оксиды реагируют с основными оксидами с образованием соли:

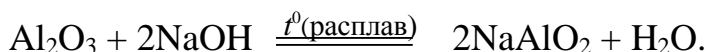
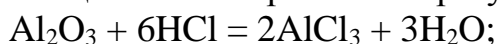


4. Менее летучие кислотные оксиды вытесняют более летучие из их солей:

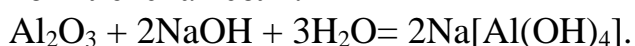


Кислотные оксиды не реагируют с кислотами.

Амфотерные оксиды — это оксиды, которые реагируют и с кислотами и со щелочами. При этом образуются соль и вода:



Последняя реакция идет при сплавлении. В водном растворе образуется комплексная соль:



Характер оксида зависит от положения элемента в периодической системе и его степени окисления. Все неметаллы образуют кислотные оксиды. Металлы могут образовывать основные, амфотерные и кислотные оксиды.

Например:

$\overset{+2}{\text{Mn}}\overset{-2}{\text{O}}$; $\overset{+2}{\text{Cr}}\overset{-2}{\text{O}}$ — основные оксиды;

$\overset{+4}{\text{Mn}}\overset{-2}{\text{O}}_2$; $\overset{+3}{\text{Cr}}\overset{-2}{\text{O}}_3$ — амфотерные оксиды;

$\overset{+7}{\text{Mn}}_2\overset{-2}{\text{O}}_7$; $\overset{+6}{\text{Cr}}\overset{-2}{\text{O}}_3$ — кислотные оксиды.

В периоде слева направо с уменьшением металлических свойств элементов, свойства основных оксидов ослабевают и через амфотерные переходят в кислотные.

В главных подгруппах сверху вниз основные свойства увеличиваются.

Вопросы и упражнения

1. Какие вещества называются оксидами?
2. Как составляют названия оксидов?
3. На какие группы делятся все оксиды?
4. Какие оксиды называются: а) основными; б) кислотными; в) амфотерными? Приведите примеры.
5. Составьте формулы и назовите оксиды следующих элементов: калия, цинка, фосфора (III), кремния (IV), хрома (VI), хлора (VII), ртути (II).
6. Как изменяются свойства оксидов в периоде слева направо с уменьшением металлических свойств элементов?
7. Как изменяются в главных подгруппах сверху вниз свойства оксидов?
8. Составьте уравнения реакций между:
 - оксидом кальция и оксидом серы (VI);
 - оксидом железа (III) и оксидом фосфора (V);
 - оксидом алюминия и серной кислотой;
 - фосфорной кислотой и оксидом цинка.
9. Напишите уравнения реакций получения разными методами оксидов кальция, алюминия, углерода (IV).
10. Как изменяются свойства оксидов в рядах:
 - Na_2O , MgO , Al_2O_3 , SiO_2 , P_2O_5 , SO_3 ;
 - Li_2O , Na_2O , K_2O , Rb_2O , Cs_2O ;
 - SO_3 , SeO_3 , FeO_3 ?
11. Напишите формулы оксидов, которым соответствуют следующие основания: $\text{Mg}(\text{OH})_2$, LiOH , $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$.

Тестовый самоконтроль (9) по теме «Оксиды»

1. Укажите формулы веществ, которые при нагревании разлагаются с образованием основных оксидов:
 - а) $\text{Al}(\text{OH})_3$; б) CaCO_3 ; в) $\text{Cu}(\text{OH})_2$; г) H_2SiO_3 .
2. Укажите, из каких веществ можно получить оксид углерода (IV):
 - а) CH_4 ; б) KHCO_3 ; в) Na_2CO_3 ; г) CO .

3. Укажите, какие элементы образуют основные оксиды:
 а) Ca; б) S; в) K; г) Si.
4. Укажите солеобразующие оксиды:
 а) CO; б) NO₂; в) P₂O₅; г) Al₂O₃.
5. Укажите группы оксидов, в которых все оксиды являются кислотными:
- а) CaO, ZnO, NO; б) SO₃, CrO₃, P₂O₃;
 в) Mn₂O₇, Cl₂O₇, N₂O₅; г) Cl₂, Al₂O₃, N₂O.
6. Укажите амфотерные оксиды:
 а) ZnO; б) SiO₂; в) Al₂O₃; г) N₂O₅.
7. Укажите, какие оксиды реагируют с водой:
 а) Al₂O₃; б) N₂O₅; в) ZnO; г) SO₂.
8. Укажите, какие оксиды реагируют с кислотами:
 а) FeO; б) SiO₂; в) NO; г) CuO.
9. Укажите вещества, которые в определенных условиях взаимодействуют с оксидом алюминия:
 а) вода; б) соляная кислота;
 в) гидроксид натрия; г) оксид серы (VI).
10. Вычислите массовую долю железа (в %) в оксиде Fe₂O₃:
 а) 30 %; б) 35 %; в) 70 %; г) 20 %.

5.2. ОСНОВАНИЯ

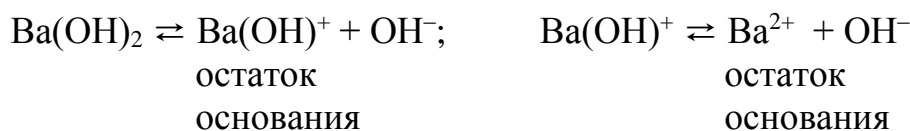
Основания — это сложные вещества, которые состоят из катиона металла и одной или нескольких гидроксогрупп — OH. Число гидроксогрупп равно степени окисления металла: NaOH, Mg(OH)₂, Al(OH)₃. Все основания — твердые вещества. Имеют разный цвет и по-разному растворяется в воде.

Номенклатура (названия) оснований состоит из слов «гидроксид» и названия металла в родительном падеже: KOH — гидроксид калия; Ba(OH)₂ — гидроксид бария. Если металл образует несколько гидроксидов, то указывают степень окисления металла: Fe(OH)₂ — гидроксид железа (II); Fe(OH)₃ — гидроксид железа (III).

По числу гидроксогрупп основания делятся на *однокислотные* — NaOH, LiOH, NH₄OH и *многокислотные* — Ca(OH)₂, Cu(OH)₂, Fe(OH)₃.

По растворимости в воде основания делятся на две группы: *растворимые в воде* (щелочи) — NaOH, KOH, Ca(OH)₂, Ba(OH)₂ и другие — и *нерастворимые в воде* — Mg(OH)₂, Fe(OH)₂, Fe(OH)₃ и другие.

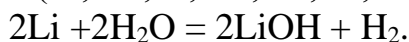
При отрыве от молекулы основания одной или нескольких гидроксогрупп образуются положительные ионы, которые называются остатками оснований. Например:



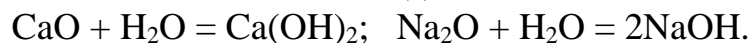
Получение оснований:

1. Растворимые в воде основания (щелочи) получают при взаимодействии:

– активных металлов (Li, Na, K, Rb, Cs, Sr, Ba) с водой:



– оксидов активных металлов с водой:

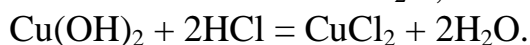
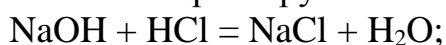


2. Нерастворимые в воде основания получают при взаимодействии водного раствора соли со щелочью:



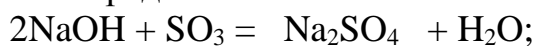
Химические свойства:

1. Основания реагируют с кислотами:

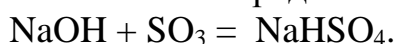


Такие реакции называются реакциями нейтрализации.

2. Основания взаимодействуют с кислотными оксидами. В результате образуются средние соли или кислые соли:

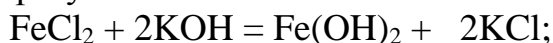


средняя соль



кислая соль

3. Растворимые в воде основания взаимодействуют с растворами солей. Образуются новые основания и соли — средние или основные:

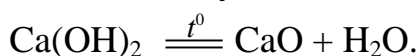


средняя соль

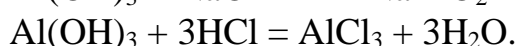
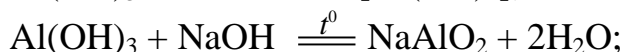
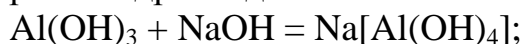


основная соль средняя соль

4. При нагревании основания (кроме NaOH и KOH) разлагаются на оксид металла и воду:



Гидроксиды, которые взаимодействуют с кислотами и щелочами, называются амфотерными. Например, Al(OH)_3 , Zn(OH)_2 и Cr(OH)_3 — амфотерные гидроксиды:



Вопросы и упражнения

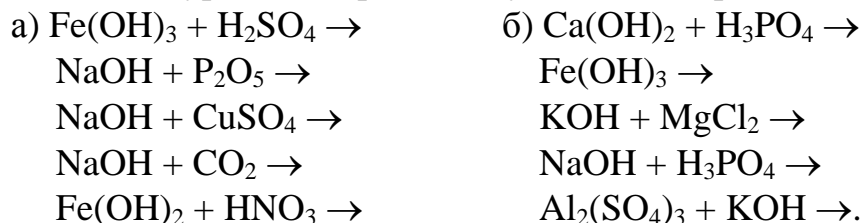
1. Какие вещества называются основаниями?
2. Какие основания называются щелочами?
3. Что такое реакция нейтрализации?

4. Напишите уравнения реакций получения: а) гидроксида калия; б) гидроксида железа (III); в) гидроксида магния; г) гидроксида цинка.

5. Даны вещества: Na, H₂SO₄, ZnO, H₂O. Напишите уравнения реакций получения гидроксида цинка из этих веществ.

6. Даны вещества: K, HCl, Fe₂O₃, H₂O. Напишите уравнения реакций получения гидроксида железа (III) из этих веществ.

7. Закончите уравнения реакций; укажите тип реакций:

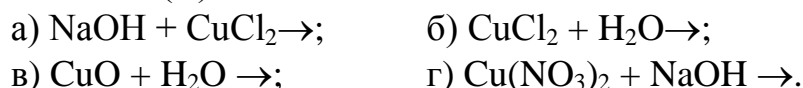


Тестовый самоконтроль (10) по теме «Основания»

1. Укажите, какие металлы образуют щелочи:

а) Zn; б) Mg; в) Ca; г) Cs.

2. Укажите уравнения реакций, с помощью которых можно получить гидроксид меди (II):



3. Укажите вещества, которые относятся к основаниям:

а) (CuOH)₂CO₃; б) NH₄OH; в) Al(OH)₃; г) NaCl.

4. Укажите те группы веществ, в которых все вещества реагируют с раствором NaOH:

а) Al ₂ O ₃ , Ca(HCO ₃) ₂ , HCl;	б) CO ₂ , H ₂ SO ₄ , KNO ₃ ;
в) Zn(OH) ₂ , NaHCO ₃ , K ₂ CO ₃ ;	г) SO ₃ , H ₃ PO ₄ , NH ₄ Cl.

5. Укажите вещества, которые реагируют с кислотами и щелочами:

а) Al₂O₃; б) CaO; в) Mg(OH)₂; г) Zn(OH)₂.

6. Укажите гидроксиды, которые являются щелочами:

а) KOH; б) Mg(OH)₂; в) Ca(OH)₂; г) Fe(OH)₃.

7. Укажите вещества, с которыми взаимодействует гидроксид цинка:

а) KOH; б) H₂O; в) H₂SO₄; г) CaCl₂.

8. Укажите вещество, с которым взаимодействует гидроксид железа (II):

а) NaOH; б) HCl; в) CaO; г) NaCl.

9. Укажите гидроксиды, которые при нагревании разлагаются:

а) Cu(OH)₂; б) KOH; в) Ca(OH)₂; г) NaOH.

10. Укажите амфотерные гидроксиды:

а) Al(OH)₃; б) Zn(OH)₂; в) Cr(OH)₃; г) Mg(OH)₂.

5.3. Кислоты

Кислоты — это сложные вещества, которые состоят из водорода, способного замещаться на металл, и кислотного остатка.

Серная, азотная и соляная кислоты — бесцветные жидкости. Ортофосфорная кислота — твердое вещество. Почти все кислоты растворимы в воде. Кремниевая кислота в воде не растворяется. Растворы кислот имеют кислый вкус.

Различают кислоты бескислородные и кислородсодержащие.

Бескислородные кислоты — это водные растворы водородных соединений неметаллов: H_2S , HCl , HF , HBr .

Кислородсодержащие кислоты содержат в своем составе кислород: H_2SO_4 , HNO_3 , H_3PO_4 , H_2CO_3 . Каждой кислородсодержащей кислоте соответствует оксид. Например, угольной кислоте H_2CO_3 соответствуют оксид углерода (IV); серной кислоте H_2SO_4 соответствует оксид серы (VI).

По числу атомов водорода, которые способны замещаться на металл, определяют основность кислоты. По основности кислоты делятся на *одноосновные* — HCl , HNO_3 ; *двухосновные* — H_2SO_4 , H_2S , H_2CO_3 ; *трехосновные* — H_3PO_4 .

Отрицательные ионы, которые образуются в результате отрыва от молекулы кислоты одного или нескольких атомов водорода, называют кислотным остатком. Многоосновные кислоты образуют несколько кислотных остатков. Например, у фосфорной кислоты три кислотных остатка: H_2PO_4^- , HPO_4^{2-} , PO_4^{3-} .

Номенклатура (названия) кислородсодержащих кислот образуется из названия неметалла и зависит от его степени окисления. Если неметалл имеет максимальную степень окисления, то к русскому названию неметалла добавляется суффикс «н» (реже «ов», «ев») и окончание «ая». При названии кислотного остатка к корню латинского названия неметалла добавляется суффикс «ат»:

H_2SO_4 — серная кислота; SO_4^{2-} — сульфат;

H_2SiO_3 — кремниевая кислота; SiO_3^{2-} — силикат.

Если неметалл образует две кислоты, то при названии кислоты с меньшей степенью окисления неметалла добавляется суффикс «ист», а в названии кислотного остатка — суффикс «ит»:

H_2SO_3 — сернистая кислота; SO_3^{2-} — сульфит.

Названия бескислородных кислот состоят из названия неметалла и слова «водородная», соединенных буквой «о», а в названии кислотного остатка добавляют суффикс «ид».

HCl — хлороводородная кислота или соляная кислота; Cl^- — хлорид.

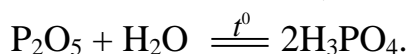
Названия основных кислот и кислотных остатков приведены в табл. 6.

Названия кислот и кислотных остатков

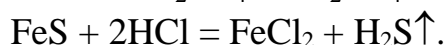
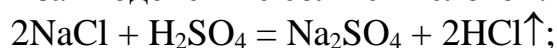
Кислота		Кислотный остаток	
Название	Формула	Название	Формула
Азотная	HNO ₃	нитрат	NO ₃ ⁻
Азотистая	HNO ₂	нитрит	NO ₂ ⁻
Серная	H ₂ SO ₄	гидросульфат	HSO ₄ ⁻
		сульфат	SO ₄ ²⁻
Сернистая	H ₂ SO ₃	гидросульфит	HSO ₃ ⁻
		сульфит	SO ₃ ²⁻
Фосфорная (ортофосфорная)	H ₃ PO ₄	дигидрофосфат	H ₂ PO ₄ ⁻
		гидрофосфат	HPO ₄ ²⁻
		фосфат	PO ₄ ³⁻
Угльная	H ₂ CO ₃	гидрокарбонат	HCO ₃ ⁻
		карбонат	CO ₃ ²⁻
Кремниевая	H ₂ SiO ₃	гидросиликат	HSiO ₃ ⁻
		силикат	SiO ₃ ²⁻
Хлороводородная (соляная)	HCl	хлорид	Cl ⁻
Сероводородная	H ₂ S	гидросульфид	HS ⁻
		сульфид	S ²⁻

Получение кислот:

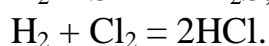
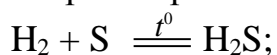
1. Взаимодействие кислотных оксидов (ангидридов) с водой:



2. Взаимодействие соли с кислотой:



3. Бескислородные кислоты получают путем их синтеза из простых веществ и растворения полученных газов в воде:

**Химические свойства:**

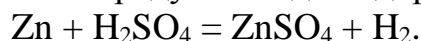
1. Действие кислот на растворы индикаторов. Индикаторами называются вещества, которые под действием растворов кислот и щелочей изменяют свой цвет. Изменение цвета наиболее широко использующихся индикаторов приведено в табл. 7.

**Изменение цвета индикаторов в растворах кислот, щелочей
и нейтральных растворах**

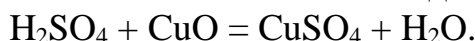
Индикаторы	Цвет индикатора		
	в щелочи	в кислоте	в нейтральных растворах
Лакмус	Синий	Красный	Фиолетовый
Фенолфталеин	Малиновый	Бесцветный	Бесцветный
Метиловый оранжевый (метилоранж)	Желтый	Розовый	Оранжевый

2. Взаимодействие кислот с металлами

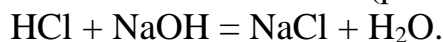
При составлении уравнений реакций взаимодействия кислот с металлами надо пользоваться электрохимическим рядом напряжений: К, Na, Mg, Al, Zn, Fe, Ni, Sn, Pb(H₂), Cu, Hg, Ag, Pt, Au. С кислотами взаимодействуют такие металлы, которые в этом ряду стоят до водорода:



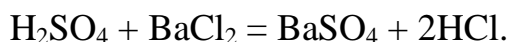
3. Взаимодействие кислот с основными оксидами:



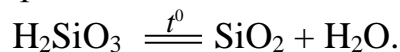
4. Взаимодействие кислот с основаниями (реакция нейтрализации):



5. Взаимодействие кислот с солями:



6. Разложение некоторых кислот:



Вопросы и упражнения

- Какие вещества называются кислотами?
- Что такое: а) бескислородные кислоты; б) кислородсодержащие кислоты? Приведите примеры.
- Как определяется основность кислоты? Приведите примеры одноосновных, двухосновных и трехосновных кислот.
- Что такое кислотный остаток?
- Какие кислотные остатки соответствуют кислотам:
а) азотной; б) угольной; в) фосфорной?
- Напишите возможные уравнения реакций получения:
а) H₃PO₄; б) H₂S; в) HNO₃; г) HCl.
- Закончите уравнения следующих реакций:
а) P₂O₅ + H₂O →; б) Fe₂O₃ + H₂SO₄ →;
HCl + CaCO₃ →; Fe + H₂SO₄ →;
Al(OH)₃ + HCl →; N₂O₅ + H₂O →;
Fe + HCl →; CaO + H₃PO₄ →;
SO₃ + H₂O →; Ca₃(PO₄)₂ + H₂SO₄ →.

8. Какие из металлов взаимодействуют с соляной кислотой: Li, Ba, Cu, Mg, Al, Au? Почему?

9. Сколько граммов сульфата цинка $ZnSO_4$ образуется при взаимодействии 9,8 г серной кислоты с 8,1 г оксида цинка?

10. Сколько граммов сульфата калия K_2SO_4 образуется при взаимодействии 49 г серной кислоты с 80 г гидроксида калия?

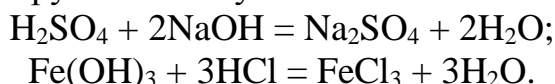
Тестовый самоконтроль (11) по теме «Кислоты»

1. Укажите, в каком растворе лакмус имеет красную окраску:
 - а) в нейтральном;
 - б) в кислом;
 - в) в щелочном.
2. Укажите кислоты, которым соответствует оксид фосфора (V):
 - а) HPO_2 ;
 - б) H_3PO_3 ;
 - в) HPO_3 ;
 - г) H_3PO_4 .
3. Укажите, какие из кислот могут выступать как одноосновные:
 - а) фосфорная;
 - б) серная;
 - в) угольная;
 - г) соляная.
4. Укажите, в результате каких реакций можно получить азотную кислоту:
 - а) $KNO_3 + HCl \rightarrow$;
 - б) $NaNO_3(тв) + H_2SO_4(к) \rightarrow$;
 - в) $N_2O_3 + H_2O \rightarrow$;
 - г) $N_2O_5 + H_2O \rightarrow$.
5. Укажите те группы веществ, в которых все вещества реагируют с раствором серной кислоты:
 - а) $CuCl_2$, $Fe(OH)_3$, ZnO ;
 - б) HCl , $Al(OH)_3$, SiO_2 ;
 - в) $Pb(NO_3)_2$, KOH , $BaCl_2$;
 - г) CuO , $Mg(OH)_2$, Zn .
6. Укажите реакции нейтрализации:
 - а) $Cu(OH)_2 + HCl \rightarrow$;
 - б) $H_2SO_4 + KOH \rightarrow$;
 - в) $KOH + CO_2 \rightarrow$;
 - г) $MgCl_2 + NaOH \rightarrow$.
7. Укажите, какие из веществ реагируют с соляной кислотой:
 - а) KNO_3 ;
 - б) Cu ;
 - в) $Cu(OH)_2$;
 - г) CuO .
8. Укажите формулу фосфорной кислоты:
 - а) HPO_3 ;
 - б) H_3PO_3 ;
 - в) H_3PO_4 ;
 - г) $H_4P_2O_7$.
9. Укажите, как изменяется сила кислот в ряду $H_2CO_3 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow H_2SO_4$ слева направо:
 - а) увеличивается;
 - б) уменьшается;
 - в) не изменяется.
10. Укажите, какие металлы вытесняют водород из соляной кислоты:
 - а) Zn ;
 - б) Hg ;
 - в) Mg ;
 - г) Cu .

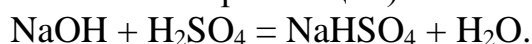
5.4. Соли

Соли — сложные вещества, которые состоят из атомов металлов (остатков оснований) и кислотных остатков. Соли делятся на три типа: нормальные (средние), кислые, основные.

Нормальные (средние) соли — это продукты полного замещения атомов водорода в молекуле кислоты атомами металла или продукты полного замещения гидроксидных групп в молекуле основания кислотными остатками:

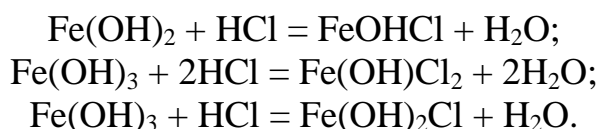


Кислые соли — это продукты неполного замещения атомов водорода в молекулах многоосновных кислот атомами металла (основания берут меньше, чем надо для полной нейтрализации):

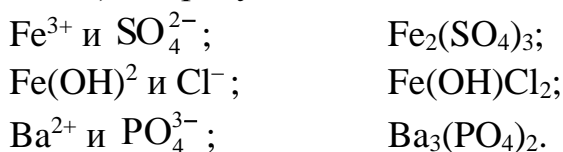


Кислые соли, кроме атомов металла и кислотного остатка, содержат атомы водорода.

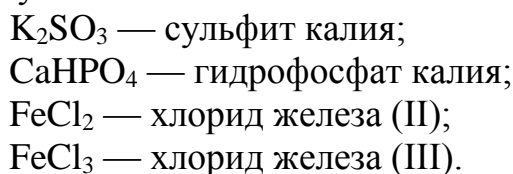
Основные соли — это продукты неполного замещения гидроксидных групп в молекулах многокислотных оснований кислотными остатками:



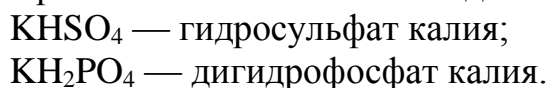
Формулы солей составляют по степени окисления металлов (остатка основания) и заряду кислотного остатка:



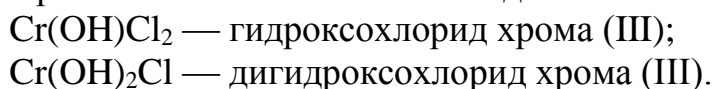
Номенклатура (названия) солей состоит из названия кислотного остатка (см. табл. 6) в именительном падеже и названия металла в родительном падеже; если металл имеет несколько степеней окисления, то ее надо указать:



При названии кислых солей добавляют слово «гидро»:

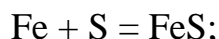


При названии основных солей добавляют слово «гидроксо»:

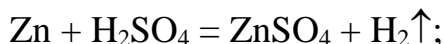


Получение солей осуществляют с помощью общих способов, в основе которых лежит взаимодействие:

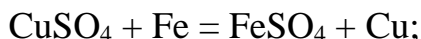
- металлов с неметаллами:



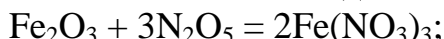
- металлов с кислотами:



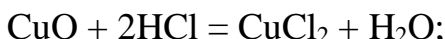
- металлов с солями:



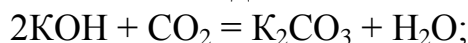
- основных оксидов с кислотными оксидами:



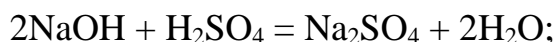
- основных оксидов с кислотами:



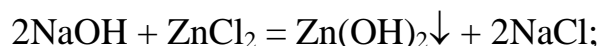
- оснований с кислотными оксидами



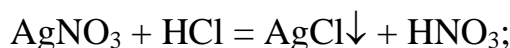
- оснований с кислотами:



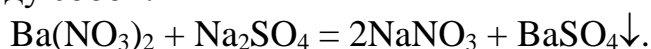
- оснований с солями:



- солей с кислотами:



- солей между собой:



Основные способы получения солей указаны в табл. 8.

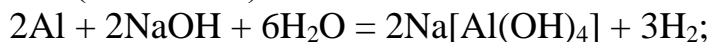
Таблица 8

Основные способы получения солей

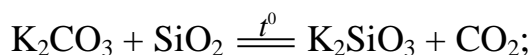
Вещества	Неметалл	Кислотный оксид	Кислота	Соль
Металл	Соль	–	Соль	Соль
Основной оксид	–	Соль	Соль	–
Основание	–	Соль	Соль	Соль
Соль	–	–	Соль	Соль

Кроме того, соли можно получать с помощью других способов, основанных на взаимодействии:

- металлов, оксиды и гидроксиды которых амфотерны, с растворимыми основаниями (щелочами):



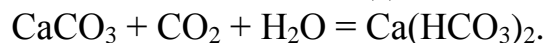
- солей с некоторыми кислотными оксидами при нагревании:



- растворимых оснований (щелочей) с галогенами:



- некоторых солей с кислотными оксидами:

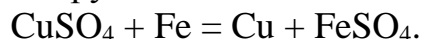


Физические свойства солей:

1. Соли — твердые вещества разного цвета, обладающие ионной связью.
2. По растворимости в воде соли делятся на растворимые (р), малорастворимые (м) и нерастворимые (н).

Химические свойства солей:

1. Растворы солей реагируют с металлами:

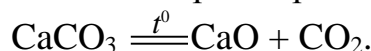


Каждый металл может вытеснить из растворов солей те металлы, которые стоят в электрохимическом ряду напряжений металлов справа от него. Металлы, которые стоят слева от магния (К, Ва, Са, Na и другие), не используют для вытеснения металлов из растворов солей. Эти металлы реагируют с водой.

2. Соли взаимодействуют:

- со щелочами: $\text{FeCl}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Fe}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NaCl}$;
- с кислотами: $\text{BaCO}_3 + 2\text{HCl} = \text{BaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- между собой: $\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{NaCl}$.

3. Некоторые соли разлагаются при нагревании:



Вопросы и упражнения

1. Какие вещества называются солями?
2. Какие типы солей Вы знаете?
3. Что такое: а) нормальные (средние) соли; б) кислые соли; в) основные соли? Приведите примеры.
4. Назовите соли: а) MgSO_4 , MgCl_2 , KH_2PO_4 , CuSO_4 , FeCl_2 , $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$; б) $\text{Al}(\text{OH})\text{SO}_4$, CuS , $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, CuOHCl .
5. Напишите формулы солей:
 - а) сульфата железа (III), сульфата натрия, дигидрофосфата бария, гидрокарбоната магния, гидроксохлорида магния;
 - б) сульфида калия, гидросульфита калия, гидросульфата калия, гидроксохлорида железа (III), гидрофосфата кальция.
6. Закончите уравнения химических реакций:
 - а) $\text{BaCl}_2 + \text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow$; б) $\text{NaOH} + \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow$;
 - $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow$; $\text{Al} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$;
 - $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow$; $\text{CaO} + \text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow$;
 - $\text{HgSO}_4 + \text{Cu} \rightarrow$; $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow$;
 - $\text{BaCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$; $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$;
 - $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NaOH} \rightarrow$; $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$.

7. Какие из веществ могут взаимодействовать друг с другом:

а) HCl , NaOH , FeSO_4 , CuO , N_2O_5 , CaCl_2 ;

б) $\text{Ca}(\text{OH})_2$, BaCl_2 , MgO , Fe_2O_3 , H_2SO_4 ;

в) K_3PO_4 , Na_2CO_3 , $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$.

Напишите уравнения возможных реакций.

8. Напишите уравнения реакций получения соли:

а) KCl ; б) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$; в) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$.

Задачи

1. Сколько граммов хлорида серебра получится при взаимодействии 5,85 г хлорида натрия с 33,8 г нитрата серебра?

2. Сколько граммов сульфата бария получится при взаимодействии 9,8 г серной кислоты с 41,6 г хлорида бария?

Тестовый самоконтроль (12) по теме «Соли»

1. Укажите, вещества (все) каких групп относятся к солям:

а) NaHCO_3 , CuS , $\text{Ba}(\text{OH})_2$; б) $\text{Fe}(\text{OH})\text{Cl}$, KHSO_3 , KAlO_2 ;

в) P_2O_5 , K_2CO_3 , H_2S ; г) ZnS , $\text{Al}(\text{OH})\text{SO}_4$, BaSO_4 .

2. Укажите формулу дигидрофосфата кальция:

а) CaHPO_4 ; б) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$; в) $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$; г) $\text{Ca}_2\text{P}_2\text{O}_7$.

3. Укажите, с какими металлами может взаимодействовать раствор нитрата свинца (II):

а) Hg ; б) Zn ; в) Au ; г) Fe .

4. Укажите, при взаимодействии каких двух веществ образуются соли:

а) NH_3 и H_3PO_4 ; б) NaHCO_3 и $\text{Ca}(\text{OH})_2$;

в) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и NaCl ; г) $\text{Al}(\text{OH})_3$ и NaOH .

5. Укажите, с какими веществами взаимодействует раствор хлорида меди (II):

а) AgNO_3 ; б) Fe ; в) $\text{Fe}(\text{OH})_2$; г) Hg .

6. Укажите, какие кислоты образуют кислые соли:

а) HNO_3 ; б) H_3PO_4 ; в) H_2SO_4 ; г) HCl .

7. Укажите, какие основания образуют основные соли:

а) NaOH ; б) $\text{Ca}(\text{OH})_2$; в) KOH ; г) $\text{Cu}(\text{OH})_2$.

8. Укажите, с какими веществами взаимодействует хлорид натрия:

а) AgNO_3 ; б) H_2SO_4 ; в) KOH ; г) Cl_2 .

9. Укажите, с какими веществами хлорид кальция образует карбонат кальция:

а) Na_2CO_3 ; б) BaCO_3 ; в) K_2CO_3 ; г) CO_2 .

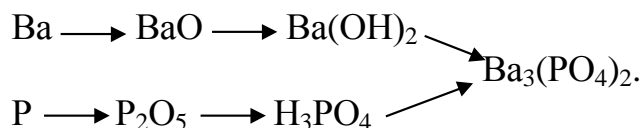
10. Укажите, какие соли взаимодействуют друг с другом:

а) CaCO_3 и KCl ; б) MgCl_2 и Na_2CO_3 ;

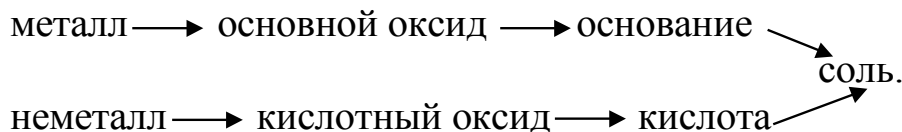
в) NaCl и K_2CO_3 ; г) BaCl_2 и K_2SO_4 .

5.5. ГЕНЕТИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ МЕЖДУ ОСНОВНЫМИ КЛАССАМИ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Из веществ одного класса можно получить вещества другого класса. Связь, которая основана на превращении веществ одного класса в вещество другого класса, называется генетической. Такую связь можно изобразить в виде цепочки:

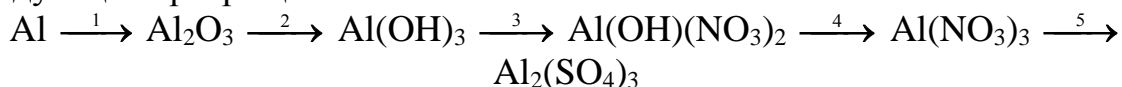


В общем виде это можно представить так:



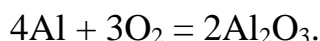
Эталон решения типовой задачи

Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно провести следующее превращение:

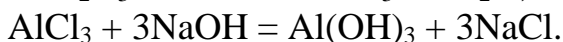
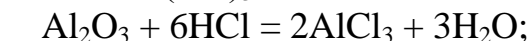


Решение:

1. Оксид алюминия получается при взаимодействии алюминия с кислородом:



2. Al_2O_3 в воде не растворяется, поэтому надо сначала получить соль, затем гидроксид алюминия Al(OH)_3 :



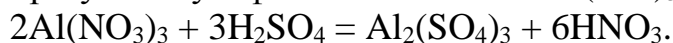
3. Основную соль получаем при взаимодействии двух молей HNO_3 и одного моля Al(OH)_3 :



4. Для получения нормальной соли к основной соли добавим еще кислоты:



5. При взаимодействии нитрата алюминия — $\text{Al(NO}_3)_3$ с серной кислотой — H_2SO_4 образуется сульфат алюминия — $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$:



Упражнения

Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно провести следующие превращения.

1. $\text{Cu} \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu(OH)}_2 \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu(NO}_3)_2$.
2. $\text{Zn} \rightarrow \text{ZnO} \rightarrow \text{ZnSO}_4 \rightarrow \text{Zn(OH)}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{ZnO}_2$.
3. $\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.
4. $\text{Mg} \rightarrow \text{MgO} \rightarrow \text{Mg(OH)}_2 \rightarrow \text{MgCl}_2 \rightarrow \text{Mg(NO}_3)_2$.
5. $\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al(OH)}_3 \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{NaAlO}_2$.
6. $\text{C} \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CO}_2$.
7. $\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{NaHSO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{CaSO}_3$.

Тестовый самоконтроль (13) по теме «Генетическая связь между основными классами неорганических соединений»

1. Укажите, с веществами каких классов соединений взаимодействует NaOH:

- а) с кислотами; б) с основными оксидами;
в) с солями; г) с кислотными оксидами.

2. Укажите, с какими веществами взаимодействует CaCO_3 :

- а) SiO_2 ; б) NaOH; в) H_2SO_4 разб.; г) $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

3. Укажите, с помощью каких реакций можно получить сульфат магния:

- а) $\text{Mg(OH)}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow$; б) $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4$ разб. \rightarrow ;
в) $\text{MgO} + \text{SO}_3 \rightarrow$; г) $\text{MgO} + \text{K}_2\text{SO}_4 \rightarrow$.

4. Укажите, какие из веществ разлагаются при нагревании:

- а) Na_2CO_3 ; б) BaCO_3 ; в) Ba(OH)_2 ; г) Al(OH)_3 .

5. Укажите формулы веществ, которые при нагревании разлагаются с образованием кислотных оксидов:

- а) H_2SO_4 ; б) BaCO_3 ; в) H_2CO_3 ; г) Fe(OH)_3 .

6. Укажите вещества, которые взаимодействуют с разбавленной H_2SO_4 :

- а) Cu; б) NaCl(твердое вещество);
в) $\text{Na[Al(OH)}_4]$; г) Fe(OH)_3 .

7. Укажите, с какими веществами взаимодействует медь:

- а) H_2SO_4 разб.; б) H_2SO_4 конц.; в) HNO_3 конц.; г) HNO_3 разб.

8. Укажите, в каких случаях первый металл вытесняет ионы второго металла из водных растворов его солей:

- а) Cu и Zn; б) Zn и Fe; в) Fe и Cu; г) Fe и Ag.

9. Укажите реакции, которые относятся к реакциям нейтрализации:

- а) $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow$; б) $\text{FeCl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$;
в) $\text{HCl} + \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow$; г) $\text{HCl} + \text{CaCO}_3 \rightarrow$.

10. Укажите, какие вещества реагируют с оксидом азота (III):

- а) CaCl_2 ; б) H_2O ; в) H_2SO_4 ; г) KOH.

ГЛАВА 6. РАСТВОРЫ. ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ

6.1. РАСТВОРЫ

Растворы — это гомогенные (однородные) системы, которые состоят из растворителя, частиц растворенного вещества и продуктов их взаимодействия. Например, раствор гидроксида калия состоит из КОН (растворенное вещество), H_2O (растворитель), K^+ и OH^- (гидратированные ионы) — продукты взаимодействия молекул воды и ионов K^+ и OH^- .

Растворы бывают жидкими, твердыми и газообразными.

Жидкие растворы — это растворы солей, сахара, спирта в воде. Кровь, лимфа, моча — тоже жидкие растворы. Жидкие растворы могут быть водные и неводные.

Водные растворы — это растворы, в которых растворителем является вода.

Неводные растворы — это растворы, в которых растворителями являются другие жидкости (бензол, спирт, эфир и т. д.).

Твердые растворы — это сплавы металлов.

Газообразные растворы — это воздух и другие смеси газов.

6.2. РАСТВОРЕНИЕ ВЕЩЕСТВ

Растворение — это сложный физико-химический процесс.

Физический процесс — это разрушение структуры растворяемого вещества и распределение его частиц между молекулами растворителя. Физический процесс идет с поглощением теплоты.

Химический процесс — это взаимодействие молекул растворителя с частицами растворенного вещества. В результате этого взаимодействия образуются сольваты. Если растворителем является вода, то образующиеся сольваты называются гидратами. Процесс образования сольватов называется *сольватацией*. Процесс образования гидратов называется *гидратацией*. При выпаривании растворов образуются кристаллогидраты. Кристаллогидраты — это кристаллические вещества, в состав которых входит определенное число молекул воды (кристаллизационная вода). Примеры кристаллогидратов: $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ — кристаллогидрат сульфата меди (II); $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ — кристаллогидрат сульфата железа (II).

Химический процесс сопровождается выделением теплоты. Если в результате гидратации (сольватации) выделяется больше теплоты, чем ее поглощается при разрушении структуры вещества, то растворение представляет собой *экзотермический процесс*. Выделение теплоты происходит при растворении NaOH , H_2SO_4 , Na_2CO_3 , ZnSO_4 и других веществ. Если для разрушения структуры вещества надо больше теплоты, чем ее образуется при гидратации, то растворение является *эндотермическим процессом*. Погло-

шение теплоты происходит при растворении в воде NaNO_3 , KCl , NH_4NO_3 , KNO_2 , NH_4Cl и других веществ.

Выделение или поглощение теплоты при растворении называется тепловым эффектом растворения.

6.3. РАСТВОРИМОСТЬ ВЕЩЕСТВ

Растворимостью называется способность вещества растворяться в воде или другом растворителе. Количественной характеристикой растворимости является коэффициент растворимости. Он показывает, какая максимальная масса вещества может раствориться в 1000 мл растворителя (воды) при данной температуре. Растворимость выражают в граммах на литр (г/л). Растворимость вещества зависит от природы растворителя и вещества, от температуры и давления (для газов). Растворимость твердых веществ в основном увеличивается при повышении температуры. Растворимость газов с повышением температуры уменьшается, но при повышении давления увеличивается.

По растворимости в воде вещества делят на три группы.

1. *Хорошо растворимые (P)*: растворимость веществ больше 10 г в 1 л воды, например, 2000 г сахара растворяется в 1000 г или в 1 л воды.

2. *Малорастворимые (M)*: растворимость веществ от 0,01 г до 10 г вещества в 1 л воды, например, 2 г гипса $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ растворяется в 1 л воды.

3. *Практически нерастворимые (H)*: растворимость веществ меньше 0,01 г вещества в 1 л воды, например, в 1 л воды растворяется $1,5 \cdot 10^{-3}$ г AgCl .

При растворении веществ образуются насыщенные и ненасыщенные растворы.

Насыщенный раствор — это раствор, в котором содержится максимальное количество растворенного вещества при данной температуре. При добавлении вещества в такой раствор вещество больше не растворяется.

Ненасыщенный раствор — это раствор, в котором содержится меньше растворяемого вещества, чем в насыщенном при данной температуре. При добавлении вещества в такой раствор вещество еще растворяется.

Вопросы и упражнения

1. Что такое растворы?
2. Какие бывают растворы?
3. Что такое водные и неводные растворы?
4. Что такое растворение? Какие процессы происходят при растворении веществ в воде?
5. Что такое растворимость?
6. Какие вещества называются кристаллогидратами? Приведите примеры.

7. Что показывает коэффициент растворимости?
8. От каких факторов зависит растворимость вещества?
9. Приведите примеры веществ: а) хорошо растворимых в воде; б) малорастворимых в воде в) практически нерастворимых в воде.
10. Как зависит растворимость газов от температуры и давления?
11. Какой раствор называется: а) насыщенным; б) ненасыщенным?

6.4. ХАРАКТЕРИСТИКА РАСТВОРОВ

Для **качественной характеристики растворов** используют понятия разбавленный раствор и концентрированный раствор.

Разбавленный раствор содержит мало растворенного вещества.

Концентрированный раствор содержит много растворенного вещества.

Количественный состав растворов выражается концентрацией. *Концентрация раствора* — это содержание растворенного вещества в определенном объеме раствора.

Массу вещества в растворе часто выражают в массовых долях. *Массовая доля растворенного вещества (X)* — это отношение массы растворенного вещества к массе раствора:

$$\omega(X) = \frac{m(X)}{m},$$

где $\omega(X)$ — массовая доля растворенного вещества, выраженная в долях единицы; (X) — масса растворенного вещества X , г; m — масса раствора, г.

Массовую долю можно выразить также в процентах (%):

$$\omega\%(X) = \frac{m(X)}{m} \cdot 100 \text{ \%}.$$

К примеру, если массовая доля растворенного хлорида натрия в растворе равна 0,03 или 3 %, то это означает, что в 100 г раствора содержится 3 г хлорида натрия и 97 г воды.

Зависимость между объемом и массой раствора выражается формулой:

$$m(\text{раствора}) = V \cdot \rho,$$

где ρ — плотность раствора, г/мл, г/см³; V — объем раствора, мл, л.

Молярная концентрация вещества — это число молей растворенного вещества в одном литре раствора. Молярную концентрацию рассчитывают по формуле:

$$C(X) = \frac{n(X)}{V},$$

где X — растворенное вещество; $C(X)$ — молярная концентрация вещества, моль/л; n — количество растворенного вещества, моль; V — объем раствора, л.

В СИ единицей измерения молярной концентрации является моль/м³; чаще применяют моль/л. Если в 1 л раствора содержится 1 моль растворенного вещества, то раствор называется молярным и обозначается 1М. Если в 1 л раствора содержится 0,1 моль или 0,01 моль растворенного вещества, то раствор называется соответственно децимолярным, сантимольным и обозначается 0,1М, 0,01М.

Вопросы

1. Какие растворы называются:
 - а) разбавленными;
 - б) концентрированными?
2. Что такое массовая доля растворенного вещества?
3. Что называется молярной концентрацией раствора?

Эталоны решения задач

1. В растворе массой 200 г содержится хлорид натрия массой 10 г. Какова масса хлорида натрия в растворе?

Дано:

$$m(\text{раствора}) = 200 \text{ г}$$

$$m(\text{NaCl}) = 10 \text{ г}$$

Найти: $\omega(\text{NaCl})$

Решение:

Массовая доля NaCl равна отношению его массы к общей массе раствора:

$$\omega(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{m(\text{раствора})} = \frac{10}{200} = 0,05.$$

Ответ: 0,05 или 5 %.

2. Глюкозу массой 10 г растворили в воде массой 40 г. Какова массовая доля (%) глюкозы в растворе?

Дано:

$$m(\text{глюкозы}) = 10 \text{ г}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 40 \text{ г}$$

Найти: $\omega(\text{глюкозы})$

Решение:

1. Определим общую массу полученного раствора:

$$m(\text{раствора}) = m(\text{H}_2\text{O}) + m(\text{глюкозы});$$

$$m(\text{раствора}) = 40 \text{ г} + 10 \text{ г} = 50 \text{ г}.$$

2. Вычислим массовую долю (%) глюкозы в растворе:

$$\omega(\text{глюкозы}) = \frac{m(\text{глюкозы})}{m(\text{раствора})} \cdot 100 \% ;$$

$$\omega(\text{глюкозы}) = \frac{10 \cdot 100 \%}{50} = 20 \% .$$

Ответ: $\omega(\text{глюкозы}) = 20 \% .$

3. Какие массы сахарозы и воды надо взять для приготовления 2 кг раствора с массовой долей сахарозы равной 20 %?

Дано:

$$m(\text{раствора}) = 2 \text{ кг} = 2000 \text{ г};$$

$$\omega(\text{сахарозы}) = 20 \%$$

Найти:

$$m(\text{сахарозы});$$

$$m(\text{H}_2\text{O})$$

Решение:

1. Определим массу сахарозы:

$$\omega(\text{сахарозы}) = m(\text{сахарозы}) : m(\text{раствора});$$

$$m(\text{сахарозы}) = m(\text{раствора}) \cdot \omega(\text{сахарозы}) = 2000 \cdot 0,2 = 400 \text{ г}.$$

2. Определим массу воды:

$$m(\text{раствора}) = m(\text{H}_2\text{O}) + m(\text{сахарозы});$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{раствора}) - m(\text{сахарозы}) = 2000 \text{ г} - 400 \text{ г} = 1600 \text{ г}.$$

$$\text{Ответ: } m(\text{сахарозы}) = 400 \text{ г}; m(\text{H}_2\text{O}) = 1600 \text{ г}.$$

4. В 500 г воды растворили 200 г кристаллогидрата сульфата меди (II) $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Вычислить массовую долю безводного сульфата меди (II) в растворе.

Дано:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 500 \text{ г};$$

$$m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 200 \text{ г}.$$

Найти: $\omega(\text{CuSO}_4)$

Решение:

1. Определим массу раствора:

$$m(\text{раствора}) = m(\text{H}_2\text{O}) + m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 500 \text{ г} + 200 \text{ г} = 700 \text{ г}.$$

2. Определим массу безводного сульфата меди в 200 г кристаллогидрата сульфата меди:
 $M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 250 \text{ г/моль}; M(\text{CuSO}_4) = 160 \text{ г/моль}.$

В 250 г ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) содержится 160 г CuSO_4 ;

в 200 г ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) содержится x г CuSO_4 ;

$$m \text{ CuSO}_4 = (160 \cdot 200) : 250 = 128 \text{ г}.$$

3. Вычислим массовую долю сульфата меди (II) в растворе: $\omega(\text{CuSO}_4) = m(\text{CuSO}_4) : m(\text{раствора}) = 128 : 700 = 0,18.$

$$\text{Ответ: } \omega(\text{CuSO}_4) = 0,18.$$

5. К 200 г раствора соли с массовой долей ее 10 % прилили 100 мл воды. Вычислить массовую долю соли в полученном растворе.

Дано:

$$m_1(\text{раствора}) = 200 \text{ г};$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = 100 \text{ мл};$$

$$\omega_1(\text{соли}) = 10 \%$$

Найти: $\omega_2(\text{соли}) - ?$

Решение:

1. Определим массу соли в исходном растворе:

$$\omega_1 = (m(\text{соли}) : m(\text{раствора})) \cdot 100 \%;$$

$$m(\text{соли}) = \frac{m(\text{раствора}) \cdot \omega_1}{100 \%} = \frac{200 \cdot 10 \%}{100 \%} = 20 \text{ г}.$$

2. Масса соли при приливании воды не изменяется. Определим массу раствора, полученного

после приливания воды:

$$m_2(\text{раствора}) = m_1(\text{раствора}) + m(\text{H}_2\text{O});$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = V \cdot \rho;$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 100 \text{ мл} \cdot 1 \text{ г/мл} = 100 \text{ г};$$

$$m_2(\text{раствора}) = 200 + 100 = 300 \text{ г}.$$

3. Определим $\omega_2(\text{соли})$:

$$\omega_2(\text{соли}) = \frac{m(\text{соли})}{m_2(\text{раствора})} \cdot 100 \% = \frac{20 \text{ г}}{300 \text{ г}} \cdot 100 \% =$$

6,67 %.

Ответ: $\omega_2(\text{соли}) = 6,67 \%$.

6. Раствор объемом 250 мл содержит NaOH массой 2,5 г. Определить молярную концентрацию этого раствора.

Дано:

$$V(\text{раствора}) = 250 \text{ мл} =$$

$$0,25 \text{ л};$$

$$m(\text{NaOH}) = 2,5 \text{ г}.$$

Найти: $C(\text{NaOH})$

Решение:

1. Вычислим число моль (ν) в 2,5 г (NaOH):

$$\nu(\text{NaOH}) = m(\text{NaOH}) : M(\text{NaOH});$$

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

$$\nu(\text{NaOH}) = 2,5 \text{ г} : 40 \text{ г/моль} = 0,0625 \text{ моль}.$$

2. Определим молярную концентрацию раство-

$$\text{ра: } C(\text{NaOH}) = \frac{\nu}{V} = 0,0625 \text{ моль} : 0,25 \text{ л} =$$

$$0,25 \text{ моль/л}.$$

Ответ: $C(\text{NaOH}) = 0,25 \text{ моль/л}.$

7. Вычислить массу хлорида натрия, которая нужна для получения 500 мл 0,5М раствора.

Дано:

$$V(\text{раствора}) = 500 \text{ мл} =$$

$$0,5 \text{ л};$$

$$C(\text{NaCl}) = 0,5\text{М}.$$

Найти: $m(\text{NaCl})$

Решение:

1. Вычислим число моль (NaCl), которое содержится в растворе объемом 0,5 л:

$$C(\text{NaCl}) = \frac{\nu}{V}; \nu = C(\text{NaCl}) \cdot V = 0,5 \text{ моль/л} \cdot 0,5 \text{ л} =$$

$$0,25 \text{ моль}.$$

2. Вычислим массу NaCl: $m(\text{NaCl}) = M(\text{NaCl}) \cdot \nu$;

$$M(\text{NaCl}) = 58,5 \text{ г/моль};$$

$$m(\text{NaCl}) = 0,25 \text{ моль} \cdot 58,5 \text{ г/моль} = 14,63 \text{ г}.$$

Ответ: $m(\text{NaCl}) = 14,63 \text{ г}.$

8. К 150 мл 3 М раствора нитрата калия прилили 200 мл воды. Найти молярную концентрацию полученного раствора.

Дано:

$V(\text{раствора}) =$

150 мл = 0,15 л

$C(\text{KNO}_3) = 3\text{М};$

$V(\text{H}_2\text{O}) = 200 \text{ мл} =$

0,20 л.

Найти:

$C(\text{раствора KNO}_3)$

Решение:

1. Вычислим количество вещества $\nu(\text{KNO}_3)$ в 150 мл раствора с молярной концентрацией 3 моль/л.

$\nu = C(\text{KNO}_3) \cdot V = 3 \text{ моль/л} \cdot 0,15 \text{ л} = 0,45 \text{ моль}.$

Это же количество KNO_3 содержится в новом растворе.

2. Вычислим объем нового раствора:

$V_2 = V(\text{раствора}) + V(\text{H}_2\text{O});$

$V_2 = 0,15 \text{ л} + 0,20 \text{ л} = 0,35 \text{ л}.$

3. Вычислим молярную концентрацию нового раство-

ра: $C(\text{раствора KNO}_3) = \frac{\nu(\text{KNO}_3)}{V_2} = \frac{0,45 \text{ моль}}{0,35 \text{ л}} =$

1,29 моль/л.

Ответ: $C(\text{раствора KNO}_3) = 1,29 \text{ моль/л}.$

Задачи

1. Определить массовую долю соли в растворе, полученном при растворении: а) соли массой 20 г в воде массой 80 г; б) соли массой 50 г в воде массой 250 г; в) соли массой 36 г в воде массой 264 г.

2. Определить массу вещества: а) в 140 г раствора гидроксида натрия с массовой долей его 20 %; б) в 200 мл раствора серной кислоты с массовой долей ее 50 % и плотностью 1,39 г/мл.

3. К 250 мл раствора серной кислоты с массовой долей 20 % и плотностью 1,14 г/мл прилили 50 мл воды. Определить массовую долю серной кислоты в полученном растворе.

4. К 200 г раствора хлорида натрия с массовой долей его 20 % прилили 100 г воды. Определить массовую долю хлорида натрия в растворе.

5. К 300 г раствора нитрата бария с массовой долей его 20 % прибавили 50 г этой соли. Определить массовую долю нитрата бария в растворе.

6. В 100 г воды растворили: а) 20 г медного купороса — $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$; б) 10 г железного купороса — $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$; в) 25 г глауберовой соли — $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$. Определить массовую долю безводной соли в каждом полученном растворе.

7. Какую массу медного купороса — $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ и воды надо взять для приготовления раствора сульфата меди (II) массой 30 г с массовой долей безводной соли CuSO_4 3 %?

8. Сколько миллилитров раствора азотной кислоты с массовой долей ее 15 % и плотностью 1,085 г/мл можно приготовить из 700 г раствора с массовой долей 30 %?

9. Сколько граммов воды надо прилить к 500 г раствора соляной кислоты с массовой долей ее 30 %, чтобы получить раствор с массовой долей 10 %?

10. Сколько моль хлористого водорода содержится в 300 мл раствора соляной кислоты с массовой долей хлористого водорода 28 % и плотностью раствора 1,14 г/мл?

11. Сколько миллилитров раствора азотной кислоты с ее массовой долей 10 % и плотностью 1,055 г/мл надо взять для нейтрализации 20 г гидроксида натрия в растворе?

12. Сколько граммов хлорида натрия надо взять для приготовления: а) 100 мл 2 М раствора; б) 200 мл 0,1 М раствора; в) 300 мл 0,01 М раствора?

13. Найти молярную концентрацию раствора, если: а) в 50 мл раствора растворено 5 г гидроксида натрия; б) в 100 мл раствора растворено 50 г серной кислоты; в) в 500 мл раствора растворено 150 г хлорида натрия.

14. Какой объем раствора соляной кислоты с массовой долей хлористого водорода HCl 36 % и плотностью 1,18 г/мл надо взять для приготовления: а) 200 мл 0,1 М раствора; б) 100 мл 0,01 М раствора; в) 50 мл 1 М раствора.

15. Какую массу глауберовой соли — $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ надо взять для приготовления 100 мл 0,5 М раствора?

Тестовый самоконтроль (14) по теме «Растворы. Количественный состав растворов»

1. Укажите, при растворении каких веществ в воде происходит выделение теплоты:

- а) гидроксида калия; б) нитрата аммония;
в) серной кислоты; г) карбоната натрия.

2. Растворимость кислорода в воде увеличивается при:

- а) понижении температуры; б) увеличении давления;
в) повышении температуры; г) понижении давления.

3. Укажите вещества, которые являются кристаллогидратами:

- а) K_2SO_3 ; б) $\text{CaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$; в) $\text{BaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$; г) KOH.

4. Укажите вещества, которые растворяются в воде:

- а) AlPO_4 ; б) AgNO_3 ; в) ZnS ; г) H_3PO_4 .

5. Укажите, по какой формуле можно рассчитать массовую долю растворенного вещества:

а) $m = V \cdot \rho$;

б) $C(X) = \frac{v}{V}$;

в) $\omega = \frac{m(\text{вещества})}{m(\text{раствора})}$;

г) $m(\text{вещества}) = m(\text{раствора}) - m(\text{H}_2\text{O})$.

6. Укажите, сколько граммов растворенного вещества содержится в 200 г раствора с массовой долей вещества 5 %:

- а) 40 г; б) 10 г; в) 5 г; г) 2,5 г.

7. Укажите, сколько молей растворенного вещества содержится в 500 мл децимолярного раствора:

- а) 0,1 моль; б) 0,01 моль; в) 0,05 моль; г) 0,5 моль.

8. Укажите, сколько граммов воды содержится в 100 г водного раствора с массовой долей вещества 10 %:

- а) 10 г; б) 90 г; в) 5 г; г) 45 г.

9. Укажите, по какой формуле можно рассчитать молярную концентрацию раствора:

а) $m(\text{раствора}) = m(\text{H}_2\text{O}) + m(\text{вещества})$;

б) $C(X) = \frac{\nu}{V}$; в) $m = V \cdot \rho$; г) $V = \nu \cdot V_M$.

10. Укажите массу вещества, которую надо взять для получения 500 г раствора с массовой долей вещества 10 %:

- а) 5 г; б) 50 г; в) 10 г; г) 100 г.

6.5. ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ

Электролиты — это вещества, растворы или расплавы которых проводят электрический ток. **Неэлектролиты** — это вещества, растворы или расплавы которых не проводят электрический ток. Соли, кислоты, щелочи — электролиты. Этиловый спирт, сахар, глюкоза — неэлектролиты.

Основные положения теории электролитической диссоциации сформулированы шведским ученым С. Аррениусом (1887).

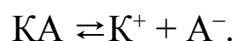
1. Молекулы электролитов при растворении в воде частично или полностью распадаются на ионы.

Процесс распада молекул электролитов на ионы в воде называются электролитической диссоциацией или ионизацией.

Ионы — это одноатомные или многоатомные частицы, имеющие положительный или отрицательный заряд (Na^+ , Mg^{2+} , S^{2-} , NO_3^- , NH_4^+ и др.). Положительно заряженные ионы называются катионами, отрицательно заряженные ионы — анионами.

2. При пропускании через раствор или через расплав электрического тока катионы движутся к катоду, анионы к аноду.

3. Диссоциация — процесс обратимый (для слабых электролитов):



4. Ионы по физическим, химическим и физиологическим свойствам отличаются от нейтральных атомов, из которых они образовались. Например, ионы натрия — Na^+ и хлорид ионы — Cl^- в растворе окружены молекулами воды, не имеют цвета, запаха, не ядовиты. Атомы натрия — Na^0

энергично реагируют с водой. Вещество хлор — Cl_2^0 — это газ желто-зеленого цвета, ядовит, сильный окислитель.

6.6. СТЕПЕНЬ ДИССОЦИАЦИИ. СИЛЬНЫЕ И СЛАБЫЕ ЭЛЕКТРОЛИТЫ

Степень диссоциации (α) — это отношение числа молекул, которые распались на ионы (n), к общему числу растворенных молекул (N):

$$\alpha = \frac{n}{N} \cdot 100 \% .$$

Степень диссоциации определяют в долях единицы или в процентах. Например, $\alpha = 0,9$ или 90 %. Если $\alpha = 90 \%$, то это означает, что из 100 молекул на ионы распадается 90 молекул. Степень диссоциации зависит от природы растворителя и растворяемого вещества, от концентрации раствора, от температуры и других факторов.

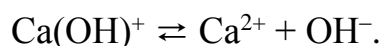
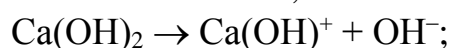
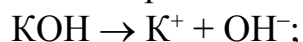
В зависимости от степени диссоциации электролиты делятся на сильные и слабые.

Сильные электролиты — это такие электролиты, которые в водных растворах полностью распадаются на ионы; их степень диссоциации равна 1 (100 %). В водных растворах сильных электролитов находятся только ионы, поэтому в уравнениях диссоциации сильных электролитов надо ставить знак необратимости \rightarrow . Сильные электролиты — это соли, сильные кислоты (HClO_4 , H_2SO_4 , HNO_3 , HCl и др.); щелочи (NaOH , KOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$).

Слабые электролиты — это такие электролиты, которые в водных растворах не полностью распадаются на ионы; их степень диссоциации меньше 1 (меньше 100 %). В уравнениях диссоциации этих электролитов ставят знак обратимости \rightleftharpoons . В водных растворах слабых электролитов имеются ионы и недиссоциированные молекулы. Слабые электролиты — это слабые кислоты (HNO_2 , H_2SO_3 , H_2CO_3 , H_3PO_4 , CH_3COOH , H_2S и др.); слабые нерастворимые в воде основания ($\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Pb}(\text{OH})_2$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$ и др.); гидроксид аммония NH_4OH ; вода.

6.7. ДИССОЦИАЦИЯ ОСНОВАНИЙ, КИСЛОТ И СОЛЕЙ В ВОДНЫХ РАСТВОРАХ

Основания — это электролиты, которые при диссоциации образуют только один вид анионов — гидроксид — ионы OH^- :



Кислоты — это электролиты, которые при диссоциации образуют только один вид катионов — катионы водорода H^+ :

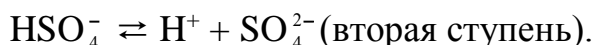


Соли — это электролиты, которые, в зависимости от их типа, диссоциируют по-разному.

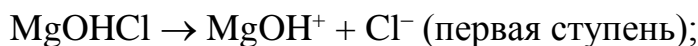
Средние соли при диссоциации образуют катионы металлов и анионы кислотного остатка:



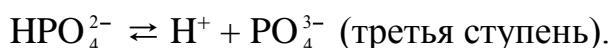
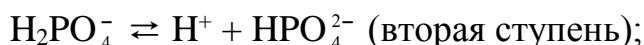
Кислые соли диссоциируют ступенчато на катионы металлов, ионы водорода и кислотные остатки:



Основные соли диссоциируют также ступенчато на катионы металлов, остатки оснований и кислотные остатки:



Многоосновные кислоты диссоциируют следующим образом:



Вопросы и упражнения

1. Какие вещества называются: а) электролитами; б) неэлектролитами? Приведите примеры.
2. Что такое электролитическая диссоциация?
3. Что такое ионы? Чем они отличаются от нейтральных атомов и молекул?
4. Какие ионы называются: а) катионами; б) анионами? Приведите примеры.
5. Назовите основные положения теории электролитической диссоциации.
6. Что такое степень диссоциации электролита?
7. От каких факторов зависит степень диссоциации электролитов?
8. Какие электролиты называются: а) сильными; б) слабыми? Приведите примеры.
9. Какие электролиты называются: а) кислотами; б) основаниями; в) солями?
10. Как диссоциируют: а) многоосновные кислоты; б) многокислотные основания; в) кислые соли; г) основные соли? Приведите примеры.
11. Напишите уравнения диссоциации следующих веществ: а) HCl , H_2SO_4 , H_3PO_4 ; б) KOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$; в) KCl , $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, KH_2PO_4 , Na_2SO_4 , NH_4NO_3 ; г) H_2S , Na_2SiO_3 , $\text{Fe}(\text{OH})\text{Cl}_2$, $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$.

12. Напишите уравнения диссоциации следующих веществ ступенчато: H_2SO_4 , H_3PO_4 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$, KH_2PO_4 , $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$.

6.8. ИОННЫЕ УРАВНЕНИЯ РЕАКЦИЙ

Реакции в растворах электролитов — это реакции между ионами. Они называются ионными реакциями, а уравнения этих реакций — ионными уравнениями.

При составлении ионных уравнений в виде ионов записывают формулы сильных кислот (HClO_4 , H_2SO_4 , HCl , HNO_3 , HI и др.), сильных оснований — щелочей — NaOH , KOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и других, растворимых в воде солей (NaBr , KNO_3 , BaCl_2 и др.). В виде молекул записывают формулы воды, слабых кислот — H_2CO_3 , H_2SO_3 , CH_3COOH , HNO_2 ; слабых оснований — NH_4OH , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$ и других; практически нерастворимых солей — BaSO_4 , AgCl , CaCO_3 , FeS и других; амфотерных гидроксидов — $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$. Формулы газов (NH_3 , SO_2 , CO_2 , H_2S), оксидов металлов и неметаллов (Na_2O , P_2O_5 , CaO , SiO_2) записывают тоже в виде молекул.

Реакции обмена в растворах электролитов идут до конца (необратимо) при следующих условиях.

1. Образование осадка:

а) молекулярное уравнение $\text{CaCl}_2 + 2\text{AgNO}_3 = 2\text{AgCl} + \text{Ca}(\text{NO}_3)_2$;

б) полное ионное уравнение $\text{Ca}^{2+} + 2\text{Cl}^- + 2\text{Ag}^+ + 2\text{NO}_3^- = 2\text{AgCl} + \text{Ca}^{2+} + 2\text{NO}_3^-$;

в) сокращенное ионное уравнение $\text{Cl}^- + \text{Ag}^+ = \text{AgCl}$ (показывает, какие ионы участвуют в реакции).

2. Выделение газа:

$$\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O};$$
$$2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ + 2\text{Cl}^- = 2\text{Na}^+ + 2\text{Cl}^- + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O};$$
$$\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}.$$

3. Образование малодиссоциирующего вещества:

$$\text{HCl} + \text{KOH} = \text{KCl} + \text{H}_2\text{O};$$
$$\text{H}^+ + \text{Cl}^- + \text{K}^+ + \text{OH}^- = \text{K}^+ + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O};$$
$$\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}.$$

Если в растворе нет ионов, которые могут взаимодействовать между собой, то реакция обмена не идет до конца, т. е. является обратимой.

$$\text{MgCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons \text{MgSO}_4 + 2\text{NaCl};$$
$$\text{Mg}^{2+} + 2\text{Cl}^- + 2\text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{Na}^+ + 2\text{Cl}^-.$$

Уравнения таких реакций обмена не пишут.

Вопросы и упражнения

1. Какие реакции называются ионными?
2. Что показывает сокращенное ионное уравнение?
3. При каких условиях реакции обмена: а) идут до конца; б) являются обратимыми?
4. Напишите полные и сокращенные ионные уравнения реакций между растворами:
 - а) хлорида магния и нитрата серебра;
 - б) гидроксида натрия и сульфата железа (III);
 - в) нитрата бария и сульфата калия;
 - г) гидроксида калия и серной кислоты;
 - д) карбоната натрия и азотной кислоты.
5. Напишите уравнения в молекулярном виде соответствующих ионных уравнений.
 - а) $\text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_3$;
 - б) $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl}$;
 - $2\text{H}^+ + \text{SiO}_3^{2-} = \text{H}_2\text{SiO}_3$;
 - $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ = \text{Zn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$;
 - $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$;
 - $2\text{H}^+ + \text{SO}_3^{2-} = \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
 - $2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} = \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
 - $\text{CO}_3^{2-} + \text{Ba}^{2+} = \text{BaCO}_3$.

Тестовый самоконтроль (15) по теме «Электролитическая диссоциация. Ионные уравнения»

1. Укажите формулы веществ, которые распадаются на ионы при растворении в воде:
 - а) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$;
 - б) FeSO_4 ;
 - в) NaHSO_4 ;
 - г) C_6H_6 .
2. Укажите группы веществ, в которых все три электролита являются сильными:
 - а) CH_3COOH , MgCl_2 , KOH ;
 - б) H_2S , H_2SO_3 , H_2SO_4 ;
 - в) $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, HI ;
 - г) NaHCO_3 , HClO_4 , CsOH .
3. Определите степень диссоциации электролита, если из каждых 250 молекул электролита 100 распадаются на ионы:
 - а) 2,5;
 - б) 0,4;
 - в) 40 %;
 - г) 250 %.
4. Укажите электролиты, которые содержат в водном растворе ионы водорода:
 - а) CH_3COOH ;
 - б) NH_4OH ;
 - в) NaHCO_3 ;
 - г) MgOHCl .
5. Укажите электролиты, которые содержат в водном растворе гидроксид-ионы:
 - а) NaOH ;
 - б) CaOHCl ;
 - в) H_3PO_4 ;
 - г) $\text{Fe}(\text{OH})_3$.
6. Укажите вещества, которые образуют в водном растворе ионы CO_3^{2-} :
 - а) Na_2CO_3 ;
 - б) CaCO_3 ;
 - в) NaHCO_3 ;
 - г) K_2CO_3 .

7. Укажите, сколько ионов образуется при диссоциации двух молекул $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$:

- а) 3; б) 6; в) 11; г) 22.

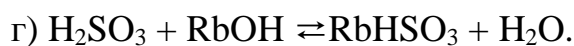
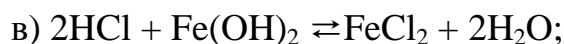
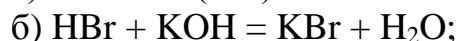
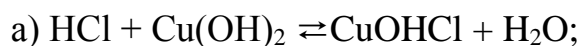
8. Укажите, какие ионы электролитов не участвуют в реакции взаимодействия карбоната кальция с соляной кислотой:

- а) Ca^{2+} ; б) H^+ ; в) Cl^- ; г) CO_3^{2-} .

9. Укажите, какие ионы могут находиться в растворе одновременно:

- а) Na^+ и OH^- ; б) Zn^{2+} и OH^- ; в) Cu^{2+} и SO_4^{2-} , г) Al^{3+} и OH^- .

10. Укажите, какая из следующих реакций выражается сокращенным ионным уравнением $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$:



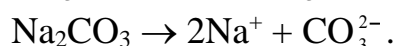
6.9. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

Слово «гидролиз» означает разложение водой («гидро» — вода, «лизис» — разложение).

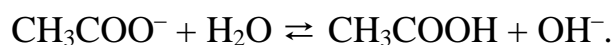
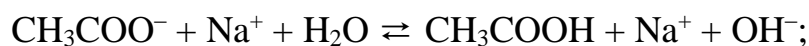
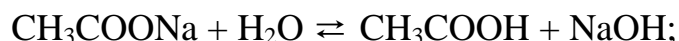
Гидролиз соли — это взаимодействие ионов соли с водой, которое приводит к образованию слабых электролитов.

Примеры гидролиза солей:

1. Соль сильного основания и слабой кислоты (образуется при взаимодействии сильного основания и слабой кислоты) — CH_3COONa , Na_2CO_3 . Такие соли диссоциируют полностью в водных растворах:

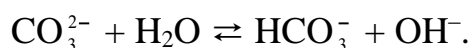
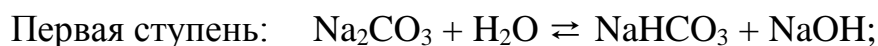


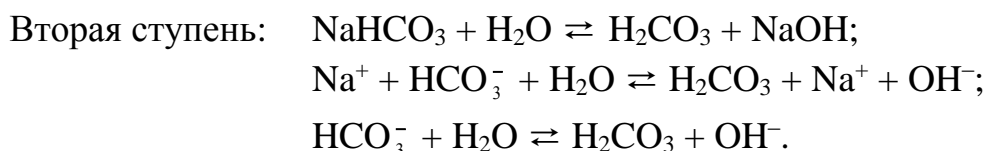
В водном растворе соли подвергаются гидролизу, например:



Из последнего уравнения следует, что гидролиз ацетата натрия происходит по аниону слабой кислоты. В результате образуется слабый электролит — уксусная кислота. Среда щелочная.

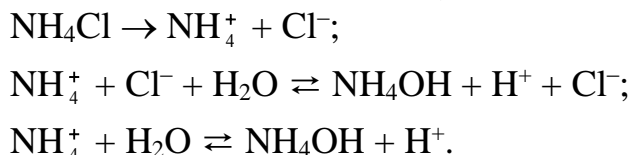
Гидролиз соли, которая образована сильным основанием и слабой многоосновной кислотой происходит ступенчато.





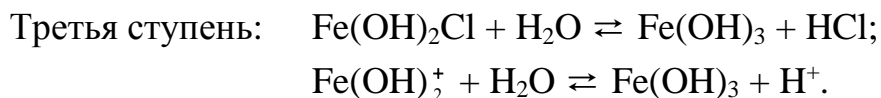
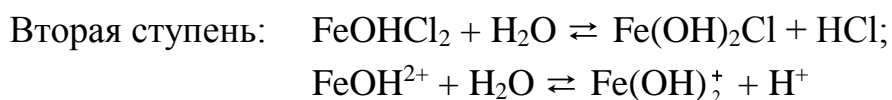
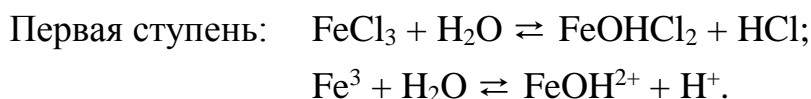
По второй ступени гидролиз происходит меньше, чем по первой.

2. Соль сильной кислоты и слабого основания (образуется при взаимодействии сильной кислоты и слабого основания) — NH_4Cl , FeCl_3 :



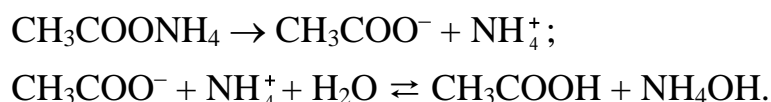
Гидролиз данной соли происходит по катиону слабого основания. Образуется слабый электролит — гидроксид аммония NH_4OH . Среда кислая.

Если соль образована слабым двух- или трехкислотным основанием и сильной кислотой, то гидролиз происходит по ступеням.



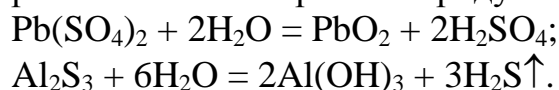
По второй и третьей ступеням гидролиз происходит меньше, чем по первой ступени.

3. Соль слабого основания и слабой кислоты (образуется при взаимодействии слабого основания и слабой кислоты) — NH_4CN , $\text{CH}_3\text{COONH}_4$, Al_2S_3 :



Гидролиз данной соли происходит по катиону слабого основания и аниону слабой кислоты. Образуются два слабых электролита — NH_4OH и CH_3COOH . Степени диссоциации NH_4OH и CH_3COOH равны. Поэтому среда нейтральная.

Гидролизу подвергаются те соли, которые растворимы в воде. Реакция гидролиза — обратимый процесс. При нагревании или разбавлении раствора соли гидролиз ее ускоряется. Гидролиз соли необратим, если образуются малорастворимые или газообразные продукты:



4. Соль сильного основания и сильной кислоты (образуется при взаимодействии сильного основания и сильной кислоты) — NaCl , NaNO_3 , K_2SO_4 .

У таких солей гидролиз не происходит. Ионы таких солей не образуют с ионами воды слабых электролитов. Равновесие диссоциации воды не нарушается. Раствор имеет нейтральную среду.

Вопросы и упражнения

1. Что называется гидролизом соли?
2. Какие соли подвергаются гидролизу. Приведите примеры.
3. Какие соли гидролизуются: а) по катиону; б) по аниону; в) по катиону и аниону? Приведите примеры.
4. Составьте ионные уравнения гидролиза: а) карбоната калия; б) сульфида натрия; в) хлорида меди (II); г) нитрата алюминия; д) карбоната аммония.

Тестовый самоконтроль (16) по теме «Гидролиз солей»

1. Укажите, в растворе каких солей среда щелочная:
а) NaCl ; б) Na_2SO_3 ; в) K_2CO_3 ; г) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$.
2. Укажите, в растворе какой соли самая высокая концентрация ионов водорода H^+ :
а) Na_2SO_4 ; б) NaCl ; в) Na_2CO_3 ; г) ZnCl_2 .
3. Укажите, растворы каких солей имеют нейтральную среду:
а) NH_4Cl ; б) CH_3COONa ; в) $\text{CH}_3\text{COONH}_4$; г) KCl .
4. Укажите, в растворах каких солей гидролиз не происходит:
а) CaCO_3 ; б) Al_2S_3 ; в) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$; г) KCl .
5. Укажите, в растворах каких солей гидролиз происходит только по катиону:
а) NH_4Cl ; б) Na_2SO_4 ; в) $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$; г) K_2CO_3 .
6. Укажите, в растворах каких солей окраска метилоранжа желтая:
а) NaHCO_3 ; б) $\text{CH}_3\text{COONH}_4$; в) Na_2S ; г) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$.
7. Укажите, какую окраску имеет лакмус в растворе нитрата меди (II):
а) красную; б) фиолетовую; в) малиновую; г) синнюю.
8. Укажите, какова среда в растворе сульфида натрия:
а) кислая; б) щелочная; в) нейтральная.
9. Укажите, в растворах каких солей гидролиз происходит только по аниону:
а) CH_3COONa ; б) Na_2CO_3 ; в) AlCl_3 ; г) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$.
10. Укажите, как можно уменьшить скорость гидролиза соли хлорида железа (III) в растворе:
а) нагреванием раствора;
б) охлаждением раствора;
в) добавлением раствора соляной кислоты;
г) добавлением хлорида железа (III).

ЧАСТЬ II. ХИМИЯ ЭЛЕМЕНТОВ

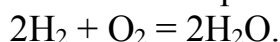
ГЛАВА 7. НЕМЕТАЛЛЫ И ИХ НЕОРГАНИЧЕСКИЕ СОЕДИНЕНИЯ

7.1. ОБЩИЕ СВОЙСТВА НЕМЕТАЛЛОВ

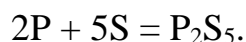
Неметаллы находятся в главных подгруппах III, IV, V, VI, VII и VIII групп периодической системы элементов. К неметаллам относятся бор (В), углерод (С), кремний (Si), азот (N), фосфор (P), мышьяк (As), кислород (O), сера (S), селен (Se), теллур (Te), водород (H), фтор (F), хлор (Cl), бром (Br), йод (I), астат (At). К неметаллам также относятся инертные газы: гелий (He), неон (Ne), аргон (Ar), криптон (Kr), ксенон (Xe), радон (Rn). Все неметаллы являются *p*-элементами, кроме водорода и гелия. Водород и гелий — *s*-элементы. Большинство неметаллов (кроме трех) на внешнем электронном уровне имеют от 4 до 8 электронов. Например, атом водорода имеет один электрон ($1s^1$); атом гелия — два электрона ($1s^2$); атом бора — три электрона ($2s^2 2p^1$). Электронные конфигурации атомов других неметаллов изменяются от $ns^2 np^2$ до $ns^2 np^6$.

При химических реакциях атомы неметаллов могут присоединять или отдавать электроны. Способность присоединять электроны характеризует *окислительные свойства неметаллов*. Окислительные свойства неметаллов увеличиваются с увеличением порядкового номера элементов в одном периоде и уменьшаются с увеличением порядкового номера в группе. В ряду F, O, N, Cl, S, C, P, H, Si способность присоединять электроны уменьшается слева направо. Фтор характеризуется наибольшей электроотрицательностью (ЭО) и поэтому у него самые сильные окислительные свойства.

Неметаллы играют роль окислителя при взаимодействии с водородом:

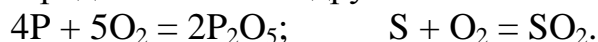


Любой неметалл является окислителем в реакциях с теми неметаллами, которые имеют меньшее значение ЭО:



В этой реакции сера — окислитель, а фосфор — восстановитель.

Способность атома неметалла отдавать электроны характеризует *восстановительные свойства неметаллов*. В этом случае электроны атомов неметаллов смещаются к атомам элементов — окислителей. Например, все неметаллы при взаимодействии с кислородом являются восстановителями, потому что ЭО кислорода больше ЭО других неметаллов (кроме фтора):



Неметаллы при взаимодействии с металлами образуют соединения с ионной связью (KCl, MgO, Na₂S). При взаимодействии атомов неметаллов с друг другом образуются соединения с ковалентной связью (H₂O, NH₃). С кислородом неметаллы образуют кислотные оксиды, с водородом —

дом — летучие водородные соединения (HCl — хлороводород, H₂S — сероводород). Водные растворы водородных соединений неметаллов главных подгрупп VI и VII групп являются кислотами.

Неметаллы плохо проводят электрический ток и тепло. При нормальных условиях неметаллы водород, фтор, хлор, кислород, азот и инертные газы (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn) — это газы; бром — жидкость, остальные неметаллы — твердые вещества.

Вопросы и упражнения

1. В каких подгруппах находятся неметаллы?
2. Какие неметаллы относятся к *s*-семейству, какие — к *p*-семейству?
3. Какое число электронов может быть у атомов неметаллов на внешнем электронном уровне?
4. При взаимодействии с какими веществами неметаллы играют роль:
а) окислителей; б) восстановителей?
5. Как изменяются окислительные и восстановительные свойства неметаллов: а) в группе; б) в периоде?
6. Какой тип химической связи образуется: а) при взаимодействии неметаллов с металлами; б) при взаимодействии неметаллов с неметаллами?
7. Охарактеризуйте водородные соединения неметаллов.
8. Назовите неметаллы, атомы которых имеют электронную конфигурацию внешнего слоя: ns^2np^5 , ns^2np^3 .
9. Какой неметалл легче присоединяет электроны: а) углерод или азот; б) кислород или хлор?

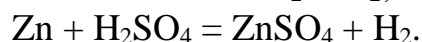
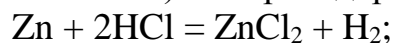
7.2. Водород

Молекула водорода состоит из двух атомов. Его электронная конфигурация $1s^1$. Известны три изотопа водорода: протий — ${}^1_1\text{H}$, дейтерий — ${}^2_1\text{H}$ (D), тритий ${}^3_1\text{H}$ (T). Атом водорода может присоединять или отдавать электрон. Водород сильнее проявляет неметаллические свойства, чем металлические. По свойствам водород более близок к галогенам, поэтому его помещают в VII группу периодической системы элементов. Валентность водорода равна 1, степень окисления равна +1, 0, -1 (в соединениях с металлами). Водород входит в состав природного газа.

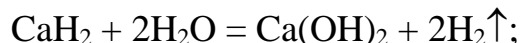
Получение водорода:

1. В лаборатории при взаимодействии:

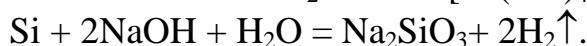
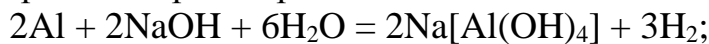
– металлов (цинка или железа) с хлороводородной и серной кислотами:



– гидридов металлов с водой:

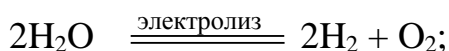


- алюминия, кремния с растворами щелочей:

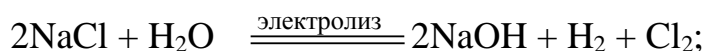


2. В промышленности путем:

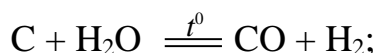
- электролиза воды в присутствии электролитов (NaCl, KCl):



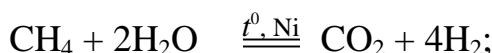
- электролиза водного раствора хлорида натрия:



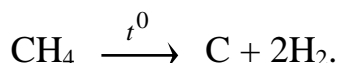
- конверсионного способа:



- конверсии метана с водяным паром:



- крекинга метана:

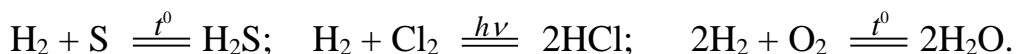


Физические свойства водорода:

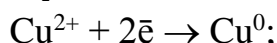
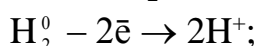
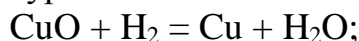
- бесцветный газ, без запаха и вкуса, мало растворим в воде;
- самый легкий газ, в 14,5 раза легче воздуха.

Химические свойства:

- в молекуле водорода связь между атомами очень прочная, поэтому при обычной температуре активность молекулярного водорода небольшая;
- взаимодействует с неметаллами: серой, галогенами, кислородом:

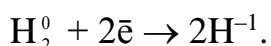
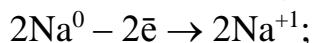
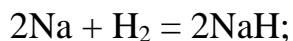


- при высоких температурах восстанавливает металлы из их оксидов:



в этой реакции водород — восстановитель: атомы водорода отдают электроны;

- при нагревании водорода со щелочными и щелочно-земельными металлами образуются гидриды:



Применение водорода: горение водорода в кислороде используют для получения высоких температур; водород применяют для получения металлов из их оксидов, для получения аммиака NH_3 , для гидрогенизации жиров.

Вопросы и упражнения

1. Назовите изотопы водорода. Каковы их массовые числа? Укажите число нейтронов в каждом из изотопов.
2. Какие степени окисления имеет водород?
3. Укажите способы получения водорода: а) в лаборатории; б) в промышленности.
4. Приведите примеры реакций, где водород является: а) окислителем; б) восстановителем.
5. Охарактеризуйте физические свойства водорода.
6. Закончите уравнения реакций и определите, в какой из них водород является окислителем, а в каких восстановителем:
а) $\text{H}_2 + \text{Na} \rightarrow \text{NaH}$; б) $\text{H}_2 + \text{Br}_2 \rightarrow \text{HBr}$;
в) $\text{H}_2 + \text{N}_2 \rightarrow \text{NH}_3$; г) $\text{H}_2 + \text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{S}$.
7. Напишите уравнения реакций для следующих превращений:
а) $\text{H}_2 \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{H}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$;
б) $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2 \rightarrow \text{KH} \rightarrow \text{NH}_3 \rightarrow \text{H}_2$.
8. Напишите уравнения реакций восстановления водорода металлов из их оксидов: Ag_2O , CuO , NiO , WO_3 .

Задачи

1. Сколько литров водорода выделится (н.у.) при растворении 36 г Al в растворе серной кислоты?
2. Сколько литров водорода выделится (н.у.) при растворении 4,8 г магния в 100 мл раствора серной кислоты с массовой долей ее 20 %?
3. Одинаковое ли количество воды образуется при восстановлении водородом 10 г оксида меди (I) и 10 г оксида меди (II). Ответ подтвердите расчетом.

7.3. ВОДА. ЕЕ ФИЗИЧЕСКИЕ И ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

Вода — это оксид водорода. Чистой воды в природе нет, она всегда содержит примеси. Получают чистую воду путем перегонки. Такая вода называется *дистиллированной*.

Вода — самое распространенное на Земле вещество. Поверхность земли на $\frac{3}{4}$ покрыта водой (океаны, моря, озера, реки, ледники). В больших количествах вода также находится в атмосфере и земной коре. Вода является главной составной частью живых организмов.

Физические свойства:

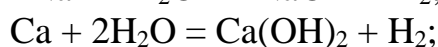
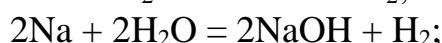
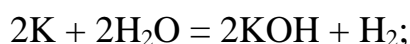
- при обычных условиях вода — жидкое прозрачное вещество без цвета, вкуса и запаха;
- при 4 °С плотность воды имеет максимальное значение — 1 г/см³ (1000 кг/м³);

- плотность воды уменьшается при более низких и высоких температурах;
- при 0 °С вода переходит из жидкого состояния в твердое (лед);
- при 100 °С вода кипит и переходит в газообразное состояние (водяной пар);
- вода плохо проводит тепло и очень плохо — электрический ток;
- вода — хороший растворитель.

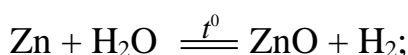
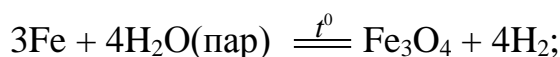
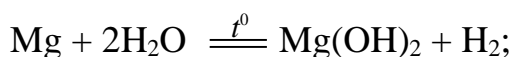
Химические свойства:

1. Взаимодействие с металлами:

- калий, натрий, кальций взаимодействуют с водой при обычной температуре:

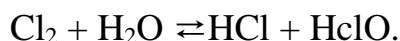
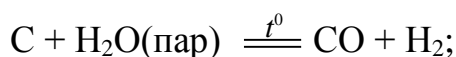


- магний, цинк, железо взаимодействуют с водой при нагревании:

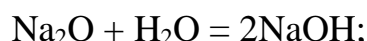


- свинец, медь, ртуть, серебро, золото не взаимодействуют с водой даже при нагревании.

2. Взаимодействие с неметаллами:



3. Взаимодействие воды с оксидами:

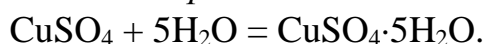


основной оксид

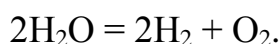


кислотный оксид

4. Образование кристаллогидратов:



- 5. Действие на воду электрического тока и высокой температуры (2000 °С):



Вопросы и упражнения

1. С какими веществами реагирует вода: CuO, CaO, K, NaOH, Cl₂, SiO₂, SO₂, CH₄? Напишите уравнения соответствующих реакций.
2. Что такое дистиллированная вода?
3. Почему при растворении в воде электролиты распадаются на ионы?

7.4. ГАЛОГЕНЫ. ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА

Элементы фтор, хлор, бром, йод, астат называются галогенами. Они находятся в главной подгруппе седьмой группы периодической системы элементов и имеют на внешнем энергетическом уровне по 7 электронов. Это *p*-элементы. Электронная конфигурация их атомов ns^2np^5 . Галогены имеют степени окисления $-1, 0, +1, +3, +5, +7$. Фтор имеет степени окисления -1 и 0 .

Молекулы галогенов простых веществ состоят из двух атомов и имеют общую формулу — Hal_2 : F_2, Cl_2, Br_2, I_2 . При обыкновенных условиях фтор и хлор — газы; бром — жидкость, йод — твердое вещество. Все галогены имеют резкий запах.

Водные растворы водородных соединений галогенов являются кислотами: HF — фтороводородная (плавиковая); HCl — хлороводородная (соляная); HBr — бромоводородная; HI — йодоводородная кислоты. Сила кислот в ряду $HF \rightarrow HCl \rightarrow HBr \rightarrow HI$ увеличивается слева направо при ослаблении связи водород–галоген.

В главной подгруппе сверху вниз в ряду $F \rightarrow Cl \rightarrow Br \rightarrow I \rightarrow At$ уменьшается химическая активность галогенов. В этом ряду впереди стоящий галоген вытесняет последующий из кислот типа $HNaI$ и их солей. Самый активный галоген — фтор. Галогены — сильные окислители. Их окислительные свойства уменьшаются от фтора к йоду.

Вопросы и задания

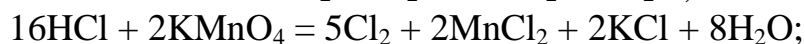
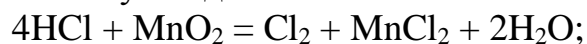
1. Какие Вы знаете элементы, являющиеся галогенами; укажите их положение в периодической системе элементов Д.И. Менделеева.
2. Охарактеризуйте физические свойства простых веществ — галогенов.
3. Какие степени окисления характерны для атомов галогенов?
4. Какой из галогенов является: а) самым электроотрицательным; б) самым активным элементом? Почему?
5. Какими свойствами обладают водные растворы галогеноводородов?

7.5. Хлор

Нахождение в природе: хлор — химически активный элемент, встречается только в виде соединений, важнейшими из которых являются: хлорид натрия — $NaCl$ (поваренная соль); хлорид калия — KCl ; хлорид магния — $MgCl_2 \cdot 6H_2O$, сильвинит — $KCl \cdot NaCl$, карналлит — $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$.

Получение:

– в лаборатории — путем действия окислителя на соляную кислоту:



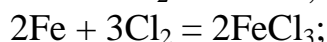
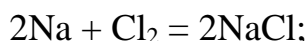
– в промышленности — с помощью электролиза водного раствора или расплава $NaCl$.

Физические свойства: хлор — ядовитый газ желто-зеленого цвета с резким запахом; в 2,5 раза тяжелее воздуха; его раствор в воде называется хлорной водой; он хорошо растворяется в органических растворителях; раздражает дыхательные пути (вдыхание больших количеств хлора приводит к смерти).

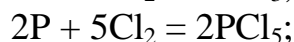
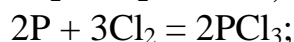
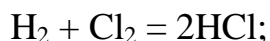
Химические свойства:

1. Взаимодействие с простыми веществами:

– с металлами:



– с неметаллами:



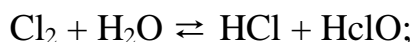
– с водородом — начинается при освещении и нагревании;

– непосредственно с азотом и углеродом хлор не соединяется;

– с кислородом — взаимодействует под действием электрического разряда или ультрафиолетового излучения (соединения кислорода с хлором неустойчивы, поэтому их получают косвенным путем).

2. Взаимодействие со сложными веществами:

– с водой:

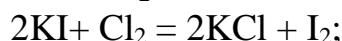
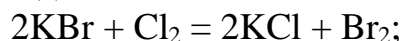


хлорноватистая кислота

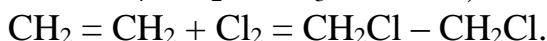
– со щелочами:



– с солями брома и йода:



– с органическими веществами:



Вопросы и упражнения

1. В виде каких соединений хлор находится в природе?

2. Как получают хлор: а) в лаборатории; б) в промышленности?

Напишите уравнения реакций.

3. Напишите уравнения реакций, в которых хлор взаимодействует:
а) с простыми веществами; б) со сложными веществами.

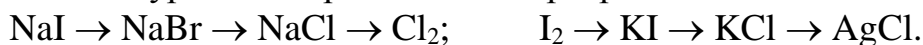
4. Как называется раствор хлора в воде?

5. Закончите уравнения реакций:



Назовите полученные соли.

6. Напишите уравнения реакций для превращений:



7.6. ХЛОРОВОДОРОД, СОЛЯНАЯ КИСЛОТА И ЕЕ СОЛИ

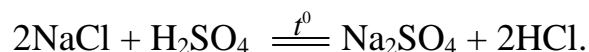
Хлороводород — это бесцветный газ с резким запахом. Он тяжелее воздуха, хорошо растворяется в воде. Раствор хлороводорода в воде имеет кислую реакцию и называется хлороводородной или соляной кислотой.

Получение хлороводорода:

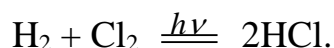
1. *В лаборатории* — при взаимодействии сухого хлорида натрия NaCl с концентрированной серной кислотой H₂SO₄:



при сильном нагревании получается сульфат натрия:



2. *В промышленности* — при взаимодействии хлора и водорода:



Получение соляной кислоты: растворение хлороводорода в воде.

Физические свойства соляной кислоты:

– бесцветная жидкость с резким запахом, сильно дымит во влажном воздухе.

Массовая доля хлороводорода в концентрированной соляной кислоте плотностью 1,19 г/см³ составляет около 37%.

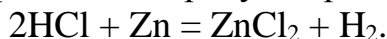
Химические свойства соляной кислоты:

1. Сильный электролит; изменяет цвет индикаторов. В водном растворе диссоциирует на ионы:

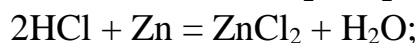
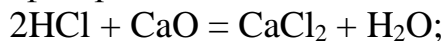


2. Взаимодействует:

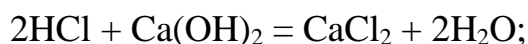
– с металлами, которые стоят в ряду напряжений до водорода:



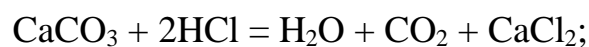
– с основными и амфотерными оксидами:



– с основаниями:



– с солями:

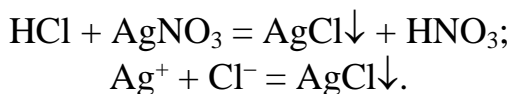


– с окислителями:





– с нитратом серебра AgNO_3 (является качественной реакцией на хлорид-ионы Cl^-):



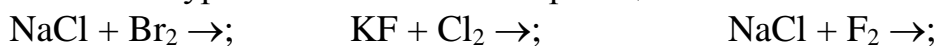
При взаимодействии соляной кислоты и ее солей с нитратом серебра образуется белый осадок хлорида серебра — AgCl , который не растворяется в кислотах.

Соляная кислота содержится в желудочном соке людей и животных. Она необходима для процесса пищеварения.

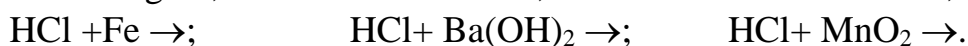
Соли соляной кислоты называются хлоридами. Большинство из них хорошо растворяется в воде. Хлорид натрия — NaCl используется в пищевой промышленности; для получения хлора и гидроксида натрия в промышленности. Раствор хлорида натрия с массовой долей его 0,85 % применяют в медицине. Хлорид калия применяют как удобрение. Хлорид кальция — CaCl_2 используют для ускорения свертывания крови.

Вопросы и упражнения

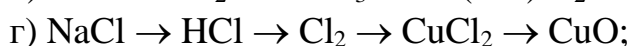
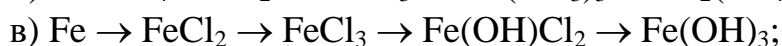
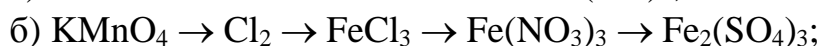
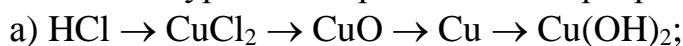
1. Охарактеризуйте физические свойства хлороводорода.
2. Как называется раствор хлороводорода в воде?
3. Охарактеризуйте химические свойства соляной кислоты.
4. Какая реакция является качественной реакцией на хлорид-ион?
5. Назовите соли соляной кислоты, которые применяются в медицине.
6. Закончите уравнения возможных реакций:



7. Закончите уравнения реакций:



8. Напишите уравнения реакций для превращений:



Задачи

1. При действии избытка серной кислоты на хлорид натрия массой 29,25 г получили хлороводород и растворили его в 73 г воды. Определить массовую долю хлороводорода в полученном растворе.

2. Какой объем хлороводорода образуется при взаимодействии 8 л хлора и 12 л водорода (н.у.)?

3. Сколько миллилитров соляной кислоты с массовой долей хлороводорода 36 % (плотность 1,18 г/мл) вступило в реакцию с оксидом марганца (IV), если выделившийся при этом хлор вытеснил из раствора йодида калия 25,4 г йода?

4. Какой объем хлора образуется при взаимодействии 2 моль хлороводорода и 3 моль оксида марганца (IV)?

5. Смесь газов, содержащую хлор, пропустили через раствор йодида калия. Выделилось 2,54 г йода и осталось 4,776 л газа. Определить объемную долю хлора в смеси газов.

6. Массовые доли калия, хлора и кислорода в соединении равны соответственно 0,32, 0,29, 0,39. Найдите формулу этого соединения.

Тестовый самоконтроль (17) по теме

«Общая характеристика неметаллов. Водород. Вода. Галогены»

1. Укажите элементы, которые относятся к неметаллам:

а) Zn; б) Cl; в) H; г) Ag.

2. Укажите, какие неметаллы образуют двухатомные молекулы:

а) азот; б) кислород; в) криптон; г) углерод.

3. Укажите вещества, с которыми реагирует молекулярный водород:

а) S; б) Fe₂O₃; в) Cl₂; г) KBr.

4. Укажите вещества, при взаимодействии которых с водой выделяется водород:

а) натрий; б) медь;
в) гидрид кальция; г) сульфид аммония.

5. Укажите, в какой реакции водород проявляет окислительные свойства:

а) H₂ + Cl₂ →; б) H₂ + Na →;
в) H₂ + Zn →; г) H₂ + Fe₂O₃ →.

6. Укажите соединения, в которых водород проявляет положительную степень окисления:

а) CaH₂; б) NH₃; в) SiH₄; г) NaOH.

7. Укажите, сколько нейтронов у изотопов ³⁵₁₇Cl и ³⁷₁₇Cl:

а) 17 и 17; б) 35 и 37; в) 18 и 20; г) 52 и 54.

8. Укажите, какой галоген при обычных условиях является жидкостью:

а) фтор; б) хлор; в) бром; г) йод?

9. Укажите формулу природного соединения хлора-сильвинита:

а) NaCl; б) KCl; в) KCl · MgCl₂ · 6H₂O; г) KCl · NaCl.

10. Укажите, в каком ряду уменьшается реакционная способность галогенов:

а) F → Cl → Br → I; б) I → Br → Cl → F;
в) F → Br → I → Cl; г) F → Cl → I → Br.

11. Укажите схемы процессов восстановления:
- а) $\text{ClO}_4^- \rightarrow \text{Cl}^-$; б) $\text{Cl}_2 \rightarrow \text{HClO}$;
 в) $2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2$; г) $2\text{ClO}_3^- \rightarrow \text{Cl}_2$.
12. Укажите, с чем не реагирует соляная кислота:
- а) железом; б) золотом;
 в) оксидом меди (II); г) гидроксидом меди (II).
13. Укажите вещества, с которыми реагирует соляная кислота:
- а) P_2O_5 ; б) Zn ; в) $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$; г) CuO .
14. Укажите вещества, с которыми реагирует хлор:
- а) H_2O ; б) NaI ; в) HCl ; г) Cu .
15. Укажите, в какой цвет окрасится метилоранж в растворе, содержащем 4 моля гидроксида натрия и 80 л бромистого водорода:
- а) красный; б) синий; в) желтый; г) розовый.

7.7. ПОДГРУППА КИСЛОРОДА.

ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА ЕЕ ЭЛЕМЕНТОВ

В подгруппу кислорода входят кислород (O), сера (S), селен (Se), теллур (Te) и полоний (Po). Элементы получили общее название — халькогены. Они представляют собой *p*-элементы VI группы главной подгруппы периодической системы элементов. Строение внешнего электронного уровня атомов халькогенов ns^2np^4 . В соединениях с водородом халькогены проявляют степень окисления, равную -2 ; в соединениях с кислородом и другими активными неметаллами — обычно $+4$ и $+6$. С увеличением порядкового номера сверху вниз в подгруппе неметаллические свойства элементов ослабевают, а металлические усиливаются.

Халькогены — окислители, но более слабые, чем галогены. Халькогенид-ионы могут только отдавать электроны и поэтому являются восстановителями.

Водородные соединения халькогенов имеют общую формулу H_2R (R — это O, S, Se, Te). При растворении их в воде образуются кислоты, сила которых увеличивается с возрастанием порядкового номера элемента в периодической системе.

Сера, селен, теллур образуют с кислородом соединения, общая формула которых RO_2 и RO_3 . Им соответствуют кислоты типа H_2RO_3 и H_2RO_4 . С увеличением порядкового номера элемента сила этих кислот уменьшается. Кислоты типа H_2RO_4 проявляют свойства окислителей, а типа H_2RO_3 — и окислителей, и восстановителей.

Вопросы

1. Какие элементы входят в подгруппу кислорода? Как их называют?
2. Где расположены халькогены в периодической системе элементов Д. И. Менделеева?

3. Какова общая конфигурация внешнего электронного уровня атомов халькогенов?

4. Какую степень окисления халькогены проявляют в соединениях: а) с водородом; б) с кислородом?

5. Какова общая формула водородных соединений элементов подгруппы кислорода? Что образуется при растворении водородных соединений в воде?

6. Оксиды какой общей формулы образуют халькогены? Какие кислоты им соответствуют?

7.8. Кислород

Кислород в виде простого вещества — O_2 входит в состав атмосферного воздуха (20,94 % по объему). Кислород входит в состав воды, горных пород, многих минералов и солей, органических веществ и живых организмов. Природный кислород состоит из трех изотопов ^{16}O , ^{17}O , ^{18}O .

В большинстве своих соединений кислород имеет степень окисления -2 . В пероксидах водорода и металлов (H_2O_2 , Na_2O_2 , CaO_2 и др.) степень окисления кислорода -1 . В соединении фторид кислорода — OF_2 кислород имеет положительную степень окисления $+2$.

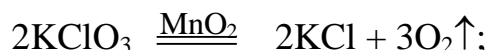
Получение:

I. В лабораторных условиях кислород получают:

1. Путем термического разложения:

а) солей:

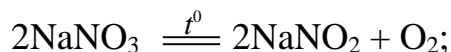
– бертолетовой соли (хлората калия):



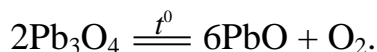
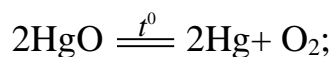
– перманганата калия:



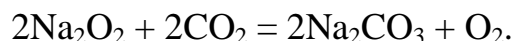
– нитратов щелочных металлов:



– оксидов:



2. При взаимодействии пероксидов щелочных металлов с углекислым газом:



3. Путем электролиза воды в присутствии щелочей или солей.



II. В промышленных условиях кислород получают с помощью электролиза воды и из жидкого воздуха.

Физические свойства: при обычных условиях кислород — это газ без цвета и запаха, тяжелее воздуха; мало растворимый в воде; при $-183\text{ }^{\circ}\text{C}$ превращается в голубоватую жидкость.

Химические свойства: во всех реакциях кислород играет роль окислителя, взаимодействует:

– со всеми металлами, кроме золота и платины:



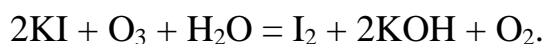
– с неметаллами:



– со сложными неорганическими и органическими веществами:



Аллотропной модификацией кислорода является озон. Его молекула состоит из трех атомов кислорода. Молекулярная формула озона O_3 . Озон — газ с характерным запахом. Он окисляет органические вещества и металлы, в том числе золото и платину. Из раствора йодида калия озон вытесняет йод:



Озон более сильный окислитель, чем кислород.

Процессы горения, ржавления, гниения и дыхания протекают при участии кислорода. Это окислительно-восстановительные процессы.

Вопросы и упражнения

1. Как получают кислород: а) в лаборатории; б) в промышленности?
2. Каковы физические свойства кислорода?
3. Каковы химические свойства кислорода? Напишите уравнения реакций.
4. Что такое озон? Почему озон более сильный окислитель, чем кислород?
5. Определите степень окисления кислорода в соединениях:



6. Закончите уравнения реакций:



Задачи

1. Сколько граммов нитрата натрия надо для получения 1 л кислорода (н.у.)?
2. Определите, какая масса кислорода вступила в реакцию, если получено: а) 30 г оксида фосфора (V); б) 4,4 г оксида углерода (IV); в) 4 г оксида алюминия; г) 2,25 г оксида азота (II).

3. Рассчитайте, в каком случае выделяется больше кислорода: при разложении 1 моля пероксида водорода H_2O_2 или 1 моля хлората калия KClO_3 ?

7.9. СЕРА

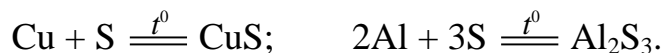
В природе сера встречается в свободном состоянии (самородная сера) и в виде соединений — сульфидов металлов (FeS_2 — железный колчедан или пирит, ZnS — цинковая обманка и др.); сульфатов кальция и натрия ($\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ — гипс, $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ — глауберова соль). Сера содержится в нефти, каменном угле, в белках растений и животных.

Физические свойства: сера — твердое, хрупкое вещество желтого цвета; не растворяющееся в воде, но хорошо растворяющееся в органических растворителях; она плохо проводит тепло и электрический ток; образует несколько аллотропных модификаций (ромбическая или α -сера; моноклинная или β -сера, и пластическая).

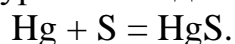
Химические свойства: сера имеет четыре степени окисления -2 , 0 , $+4$, $+6$ и вступает в реакции:

1. При высоких температурах — со всеми элементами, кроме азота, золота и платины, в частности, взаимодействует:

– с металлами:

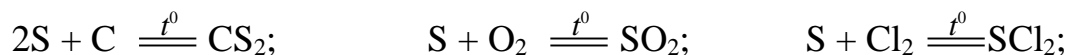


2. При обычной температуре взаимодействует с ртутью:



3. Взаимодействует:

– с неметаллами:

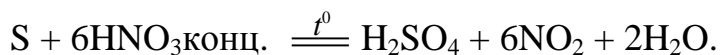
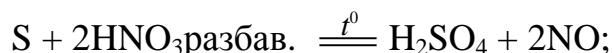
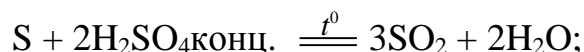


– на холоду — со фтором:



Сера в химических реакциях с металлами, углеродом, фосфором, водородом является окислителем; с кислородом, хлором и фтором — восстановителем.

4. Взаимодействует со сложными веществами — с кислотами-окислителями (HNO_3 , H_2SO_4) при нагревании:



Применение: сера применяется для получения серной кислоты, резины, спичек, черного пороха, для борьбы с вредителями растений, для лечения кожных болезней.

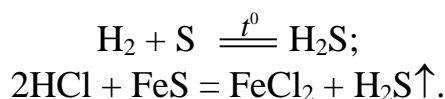
Вопросы и задания

1. В каком виде сера встречается в природе?
2. Охарактеризуйте физические свойства серы.
3. Какие степени окисления имеет сера в своих соединениях?
4. Приведите примеры уравнений реакций, в которых сера играет роль окислителя, восстановителя.
5. Определите степень окисления серы в соединениях: K_2S , Na_2SO_4 , $KHSO_3$, FeS , $Ba(HS)_2$.
6. Определите массовую долю серы в соединениях K_2SO_4 , FeS_2 , H_2S .

7.10. СЕРОВОДОРОД И СЕРОВОДОРОДНАЯ КИСЛОТА

Сероводород — H_2S встречается в природе в вулканических газах и в водах минеральных источников. Образуется при гниении органических веществ.

Получение: сероводород можно получить при взаимодействии серы с водородом либо действием разбавленной соляной или серной кислоты на сульфид железа (II).

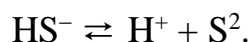


Физические свойства: сероводород — бесцветный газ с запахом тухлых яиц, хорошо растворим в воде. Раствор сероводорода в воде называется сероводородной водой.

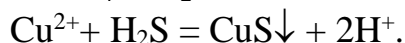
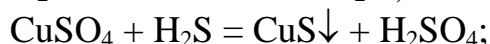
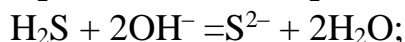
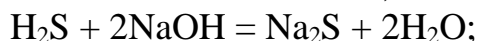
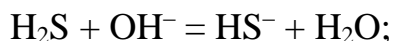
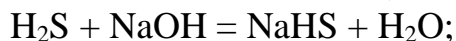
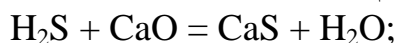
Химические свойства:

I. *Кислотно-основные свойства:*

1. Сероводородная вода — слабая двухосновная кислота; диссоциирует ступенчато:



2. Сероводородная кислота имеет все общие свойства кислот:

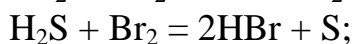
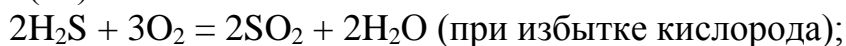


3. Сульфиды (соли сероводородной кислоты) многих металлов не растворяются в воде и кислотах.

II. *Окислительно-восстановительные свойства:*

В окислительно-восстановительных реакциях газообразный сероводород и сероводородная кислота проявляют сильные восстановительные свойства.

Сероводород легко окисляется кислородом воздуха, галогенами и солями железа (III):



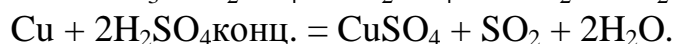
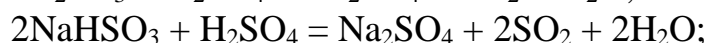
Применение: сероводородная вода применяется в медицине для лечения ревматизма и кожных заболеваний; сероводород входит в состав некоторых минеральных вод.

7.11. Оксид серы (IV)

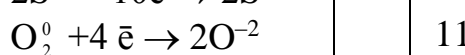
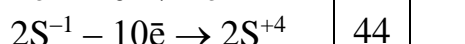
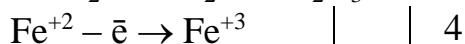
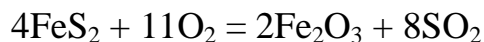
Физические свойства: оксид серы (IV), или сернистый газ, — бесцветный газ с резким запахом; ядовит; тяжелее воздуха; хорошо растворяется в воде, при этом образуется сернистая кислота — H_2SO_3 .

Получение:

1. *В лаборатории* оксид серы (IV) — SO_2 получают при взаимодействии соли сернистой кислоты или меди с концентрированной серной кислотой при нагревании:



2. *В промышленности* оксид серы (IV) получают путем прокаливания на воздухе пирита — FeS_2 :



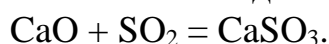
Химические свойства: SO_2 — кислотный оксид, имеет все свойства кислотных оксидов:

1. Растворяется в воде с образованием сернистой кислоты:

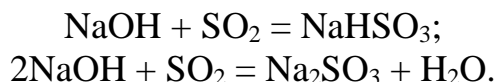


Сернистая кислота существует только в растворе и обладает всеми общими свойствами кислот.

2. Взаимодействует с основными оксидами:

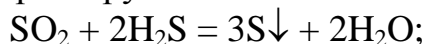


3. Взаимодействует со щелочами:

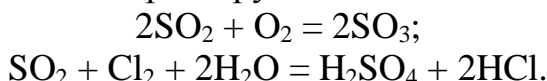


4. Проявляет окислительные и восстановительные свойства:

а) как окислитель реагирует с более сильными восстановителями:



б) как восстановитель реагирует с более сильными окислителями:

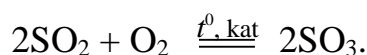


Применение: для уничтожения вредных микроорганизмов; для производства серной кислоты.

7.12. Оксид серы (VI)

Оксид серы (VI) — SO_3 — серный ангидрид.

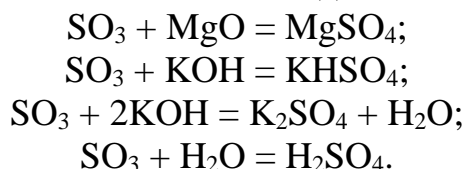
Получение оксида серы: серный ангидрид образуется при окислении сернистого газа — SO_2 :



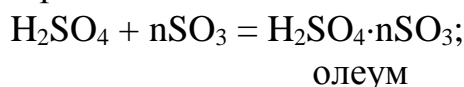
Физические свойства серного ангидрида — бесцветная жидкость; очень хорошо поглощает влагу; при температуре ниже 17°C превращается в белое, твердое и кристаллическое вещество.

Химические свойства серного ангидрида:

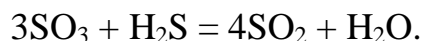
1. Имеет все свойства кислотных оксидов:



2. Способен хорошо растворяться в серной кислоте (раствор серного ангидрида в безводной серной кислоте называется олеумом):



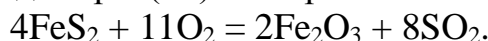
3. Обладает сильными окислительными свойствами:



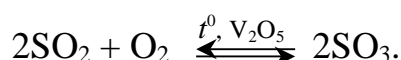
Получение серной кислоты — H_2SO_4 :

В промышленности серную кислоту получают контактным способом в три стадии:

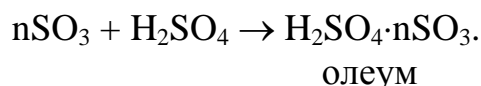
1. Получение оксида серы (IV) из пирита — FeS_2 :



2. Окисление оксида серы (IV) до оксида серы (VI):



3. Оксид серы (VI) поглощают концентрированной серной кислотой; образуется олеум:

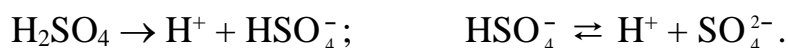


Олеум разбавляют водой и получают серную кислоту любой концентрации.

Физические свойства серной кислоты: безводная серная кислота — тяжелая маслянистая жидкость без цвета и запаха, хорошо растворяется в воде с выделением большого количества теплоты; при растворении концентрированной серной кислоты ее надо осторожно приливать в воду (а не наоборот) и перемешивать раствор.

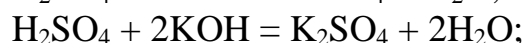
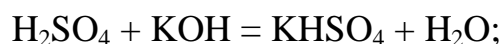
Химические свойства серной кислоты:

1. Диссоциирует в водных растворах:

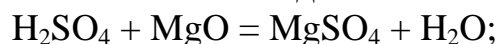


2. Взаимодействует:

а) с основаниями:



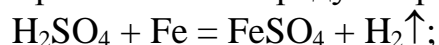
б) с основными оксидами:



в) с солями:

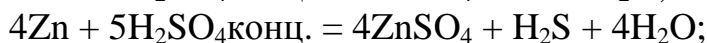
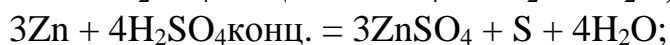
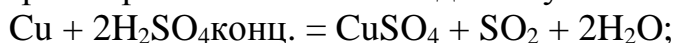
$\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 = \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{NaCl}$ (качественная реакция на сульфат-ион — SO_4^{2-});

г) разбавленная серная кислота взаимодействует с металлами, которые в электрохимическом ряду напряжений находятся до водорода:



д) концентрированная серная кислота является сильным окислителем:

– при нагревании она взаимодействует со многими металлами:



– при обычной температуре не взаимодействует с Fe, Cr, Al, Pt, Au:

– взаимодействует с неметаллами:



Применение серной кислоты: для получения удобрений, красителей, лекарственных и взрывчатых веществ, для очистки и высушивания веществ.

Вопросы и задания

1. Где встречается сероводород в природе?

2. Составьте уравнения реакций образования сероводорода из: а) серы и водорода; б) сульфида железа и соляной кислоты.

3. Каковы физические свойства сероводорода?
4. Каковы химические свойства сероводорода и сероводородной кислоты?
5. Закончите уравнения реакций:

а) $\text{H}_2\text{S} + \text{KOH} \rightarrow$;	б) $\text{H}_2\text{S} + \text{BaO} \rightarrow$;
в) $\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2$ (избыток) \rightarrow ;	г) $\text{H}_2\text{S} + \text{CuSO}_4 \rightarrow$;
д) $\text{H}_2\text{S} + \text{I}_2 \rightarrow$;	е) $\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2$ (недостаток) \rightarrow .
6. Как получают сернистый газ:

а) в лаборатории;	б) в промышленности?
-------------------	----------------------
7. Какими химическими свойствами обладает сернистый газ? Напишите уравнения реакций.
8. Закончите уравнения реакций:

а) $\text{SO}_2 + \text{KOH} \rightarrow$;	б) $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{Br}_2 \rightarrow$;
в) $\text{SO}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$;	г) $\text{KHSO}_3 + \text{KOH} \rightarrow$;
д) $\text{SO}_2 + \text{BaO} \rightarrow$;	е) $\text{K}_2\text{SO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$.
9. Какими физическими и химическими свойствами обладает серный ангидрид?
10. Какими химическими свойствами обладает серная кислота: а) разбавленная; б) концентрированная?
11. Закончите уравнения реакций:

а) $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4$ разб. \rightarrow ;	б) $\text{Ag} + \text{H}_2\text{SO}_4$ конц. \rightarrow ;
в) H_2SO_4 конц. + $\text{H}_2\text{S} \rightarrow$;	г) $\text{P} + \text{H}_2\text{SO}_4$ конц. $\rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \dots$
12. Напишите уравнения реакций для превращений:

а) $\text{CuS} \rightarrow \text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{NaHSO}_3$;	б) $\text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{S} \rightarrow \text{SO}_3 \rightarrow \text{NaHSO}_4$;
в) $\text{FeS} \rightarrow \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3$;	г) $\text{CuSO}_4 \rightarrow \text{SO}_3 \rightarrow \text{NaHSO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaHSO}_4$;
д) $\text{S} \rightarrow \text{ZnS} \rightarrow \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{CaSO}_3$;	е) $\text{CuS} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4$.

Задачи

1. При 950 °С относительная плотность паров серы по азоту равна 2,286. Из какого числа атомов состоит молекула серы в этих условиях?
2. При 446 °С относительная плотность паров ртути по воздуху равна 6,92. Каков состав молекул ртути в парах?
3. Через раствор, содержащий 5 г гидроксида натрия, пропустили сероводород массой 10 г. Определите массу соли, которая образовалась.
4. Сколько граммов кристаллогидрата сульфита натрия $\text{Na}_2\text{SO}_3 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ потребуется для получения из него 0,5 л сернистого газа (н.у.)?

5. Какой объем газа (н.у.) образуется при взаимодействии 13 г цинка с 400 г раствора серной кислоты с массовой долей 10 %?

6. Какой объем газа (н.у.) образуется при взаимодействии 12,8 г меди с 200 г раствора серной кислоты с массовой долей 96 %?

7. Какой объем раствора серной кислоты с массовой долей 16 % и плотностью 1,1 г/мл можно получить из 1 л серной кислоты с массовой долей 96 % и плотностью 1,84 г/мл?

Тестовый самоконтроль (18) по теме «Кислород. Сера»

1. Укажите, как изменяется у элементов главной подгруппы VI группы сила кислородных кислот с увеличением относительных атомных масс:

- а) уменьшается; б) увеличивается; в) не изменяется?

2. Укажите вещества, которые реагируют с кислородом при обычных условиях:

- а) Li; б) N₂; в) H₂S; г) Na₂SO₃.

3. Укажите формулы веществ, в которых степень окисления кислорода равна –2:

- а) BaO₂; б) F₂O; в) PbO₂; г) SiO₂.

4. Укажите, в каких соединениях кислород имеет положительную степень окисления:

- а) H₂O₂; б) H₂O; в) OF₂; г) O₂F₂.

5. Укажите, как у элементов главной подгруппы VI изменяется с ростом порядкового элемента сила кислот общей формулы H₂R:

- а) увеличивается; б) уменьшается; в) не изменяется.

6. Укажите вещества, у которых атомы серы имеют одинаковую степень окисления:

- а) S₈; б) SO₂; в) Ca(HSO₃)₂; г) FeS₂.

7. Укажите вещества, с которыми сера взаимодействует как окислитель:

- а) O₂; б) H₂; в) C; г) Cu.

8. Укажите, какое из веществ реагирует как восстановитель:

- а) H₂S; б) H₂SO₃; в) SO₂; г) SO₃.

9. Укажите, какие из веществ реагируют и как восстановители, и как окислители:

- а) H₂S; б) S; в) SO₂; г) H₂SO₄ конц.

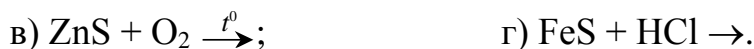
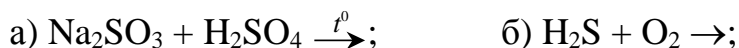
10. Укажите, что собой представляет превращение S⁻² → S⁰:

- а) окисление; б) восстановление;
в) без изменения степени окисления.

11. Охарактеризуйте свойства оксида серы (VI):

- а) амфотерные; б) кислотные;
в) реагирует с водой; г) не растворяется в воде.

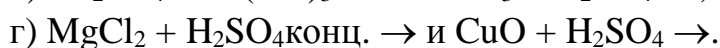
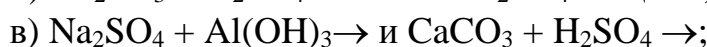
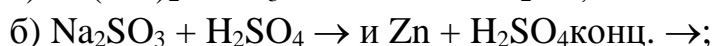
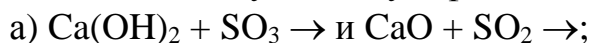
12. Укажите схемы реакций, с помощью которых можно получить оксид серы (IV):



13. Укажите, какие группы веществ взаимодействуют с разбавленной серной кислотой:



14. Укажите пары схем реакций, в которых обе реакции могут быть использованы для получения сульфатов:



15. Найдите сумму коэффициентов в уравнении:



7.13. ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА ЭЛЕМЕНТОВ ПОДГРУППЫ АЗОТА

Элементы подгруппы азота расположены в главной подгруппе V группы периодической системы элементов Д.И. Менделеева. В главную подгруппу данной группы входят азот (N), фосфор (P), мышьяк (As), сурьма (Sb) и висмут (Bi). Это *p*-элементы. На внешнем энергетическом уровне их атомы имеют по пять электронов. Одинаковое строение внешнего энергетического уровня выражается общей формулой ns^2np^3 , где *n* — номер периода. В соединениях элементы подгруппы азота имеют степени окисления в интервале от -3 до $+5$. Сверху вниз в подгруппе, от азота к висмуту, неметаллические свойства ослабевают, а металлические — усиливаются. Азот, фосфор, мышьяк являются неметаллами, а сурьма и висмут относятся к металлам. С кислородом элементы подгруппы азота образуют оксиды общей формулы R_2O_3 и R_2O_5 . Оксидам соответствуют кислоты HRO_2 и HRO_3 , ортокислоты H_3RO_4 (кроме азота). Кислотные свойства оксидов R_2O_3 и R_2O_5 ослабевают с ростом порядкового номера элемента.

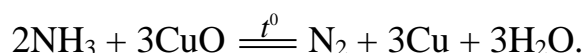
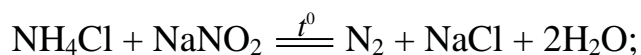
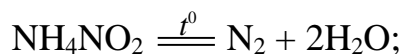
Элементы подгруппы азота также как галогены и халькогены образуют газообразные водородные соединения с общей формулой RH_3 . Устойчивость водородных соединений от NH_3 к BiH_3 уменьшается. Водные растворы водородных соединений, например, аммиака — NH_3 и фосфина — PH_3 , представляют собой основания, а не кислоты.

7.14. Азот

В воздухе содержится около 78 % азота по объему. Азот входит в состав органических соединений.

Получение:

1. В лаборатории:



2. В промышленности — из жидкого воздуха.

Физические свойства: газ без цвета и запаха, немного легче воздуха, плохо растворяется в воде, температура кипения азота -196°C . Природный азот состоит из двух изотопов: ${}^{14}_7\text{N}$ и ${}^{15}_7\text{N}$.

Химические свойства:

1. Связь между атомами в молекуле азота очень прочная, так как образована тремя парами электронов:

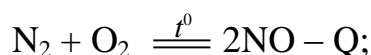


поэтому при обычной температуре малоактивен; в реакции вступает только при высоких температурах; имеет следующие степени окисления в своих соединениях: $-3(\text{NH}_3)$, $0(\text{N}_2)$, $+1(\text{N}_2\text{O})$, $+2(\text{NO})$, $+3(\text{N}_2\text{O}_3)$, $+4(\text{NO}_2)$, $+5(\text{N}_2\text{O}_5)$.

– атом азота не может переходить в возбужденное состояние, так как на втором энергетическом уровне ($n = 2$) нет d -подуровня, поэтому азот не имеет валентность, равную 5.

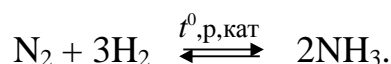
2. Взаимодействует с неметаллами:

– с кислородом — при температуре $3000\text{--}4000^\circ\text{C}$:



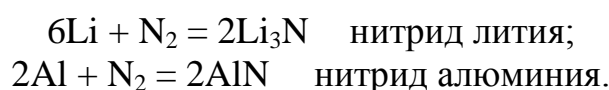
другие оксиды азота при взаимодействии кислорода с азотом не образуются;

– с водородом — при высокой температуре и давлении в присутствии катализатора:



С галогенами (кроме фтора) и с серой не реагирует.

3. Взаимодействует с металлами: при комнатной температуре реагирует только с литием (с другими металлами реагирует при высоких температурах):



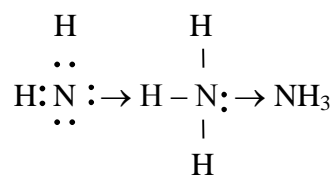
Применение: используют для получения аммиака, азотной кислоты и азотных удобрений.

Вопросы и задания

1. Назовите элементы, которые входят в главную подгруппу пятой группы.
2. Как изменяются свойства элементов в подгруппе сверху вниз?
3. Какие степени окисления имеет азот в своих соединениях?
4. Почему атом азота не имеет валентность, равную 5?
5. По положению в периодической системе определите, какой из элементов более активный неметалл: а) азот или фосфор; б) азот или кислород; в) фосфор или сера? Почему?
6. Каковы физические свойства азота?
7. Как получают азот: а) в лаборатории; б) в промышленности?
8. Закончите уравнения реакций:
а) $Mg + N_2 \rightarrow$; б) $Na + N_2 \rightarrow$;
в) $N_2 + O_2 \rightarrow$; г) $N_2 + H_2 \rightarrow$.
9. Рассчитайте: а) плотность азота по воздуху; б) массу азота объемом 2 л при н.у.

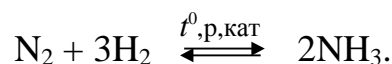
7.15. АММИАК И СОЛИ АММОНИЯ

Аммиак — это газообразное соединение азота с водородом:



Получение:

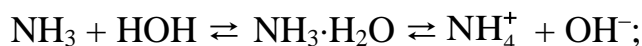
- в лаборатории — при взаимодействии солей аммония со щелочами:
 $2\text{NH}_4\text{Cl} + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaCl}_2 + \text{NH}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$;
- в промышленности — при взаимодействии азота с водородом:



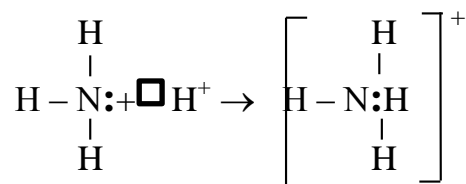
Физические свойства: аммиак — бесцветный газ с резким запахом, почти в два раза легче воздуха, хорошо растворяется в воде; раствор аммиака в воде называют аммиачной водой или нашатырным спиртом.

Химические свойства:

1. Кислотно-основные свойства — взаимодействие:
– с водой:



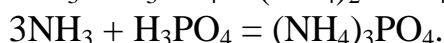
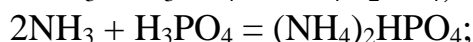
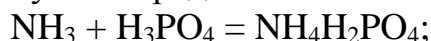
гидрат аммиака — $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ — слабое основание проявляет слабощелочную реакцию; ион аммония — NH_4^+ — комплексный ион (азот имеет степень окисления -3 , а валентность 4), образуется при присоединении молекулой аммиака одного протона водорода молекулы воды:



– с галогеноводородами:

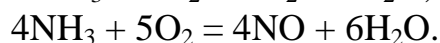
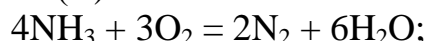


– с кислотами; образуются средние и кислые соли:

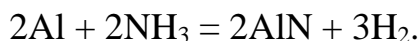


2. Окислительно-восстановительные свойства — взаимодействие:

– с кислородом без катализатора образуется азот; с катализатором — окисляется до оксида азота (II):



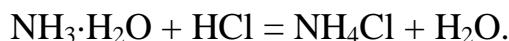
– с металлами: при высокой температуре образуется нитрид металла и водород:



– с оксидами металлов:



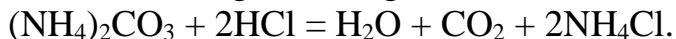
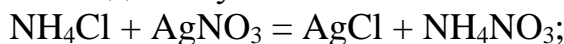
Соли аммония образуются при взаимодействии аммиака или гидрата аммиака с кислотами:



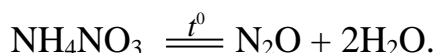
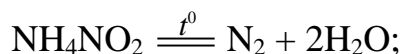
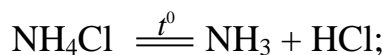
Все соли аммония — кристаллические вещества, хорошо растворимые в воде. Сильные электролиты в водном растворе диссоциируют на ионы:



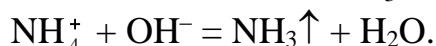
Соли аммония взаимодействуют с солями и с кислотами:



При нагревании соли аммония разлагаются:

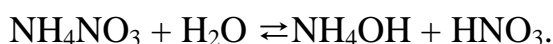


Реакция взаимодействия солей аммония со щелочью является качественной реакцией на катион аммония NH_4^+ :



Выделяющийся аммиак определяют по запаху или по посинению влажной лакмусовой бумажки.

Соли аммония гидролизуются в водных растворах:



Из аммиака получают азотную кислоту, гидрат аммония (нашатырный спирт — применяется в медицине), соли аммония (нитрат аммония, фосфат аммония и другие аммонийные соли используются в сельском хозяйстве как удобрения).

Вопросы и задания

1. Как можно получить аммиак: а) в лаборатории; б) в промышленности?
2. Каковы физические свойства аммиака?
3. Перечислите кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства аммиака.
4. Как аммиак взаимодействует с кислородом: а) без катализатора; б) с катализатором?
5. Напишите формулы:
 - а) фторида аммония;
 - б) карбоната аммония;
 - в) сульфата аммония;
 - г) нитрата аммония;
 - д) дигидрофосфата аммония;
 - е) гидрофосфата аммония.
6. Какая реакция является качественной на катион аммония?
7. Где применяются азот, аммиак и соли аммония?
8. Закончите уравнения реакций:
 - а) $2\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$;
 - б) $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$;
 - в) $\text{NH}_3 + \text{Ca} \rightarrow$;
 - г) $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$;
 - д) $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$;
 - е) $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{FeCl}_3 \rightarrow$.
9. Напишите уравнения реакций разложения аммонийных солей: NH_4NO_2 , NH_4NO_3 , $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$, $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, NH_4Cl .

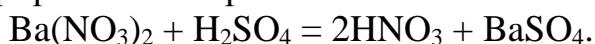
Задачи

1. Какой объем кислорода и воздуха необходим для окисления 20 л аммиака: а) без катализатора; б) с катализатором?
2. Какой объем аммиака (н.у.) взаимодействует с 200 г раствора соляной кислоты с массовой долей хлористого водорода 15 %?

7.16. АЗОТНАЯ КИСЛОТА И ЕЕ СОЛИ

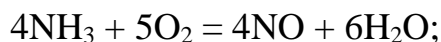
Получение:

1. В лаборатории — при взаимодействии безводных солей азотной кислоты с концентрированной серной кислотой:



2. В промышленности процесс получения азотной кислоты идет в три стадии:

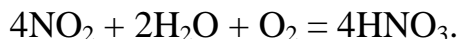
– окисление аммиака до оксида азота (II) кислородом воздуха в присутствии платины:



– окисление оксида азота (II) кислородом воздуха:



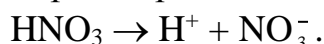
– растворение оксида азота (IV) в горячей воде в присутствии кислоты:



Физические свойства: азотная кислота — бесцветная жидкость с запахом, кипит при 86 °С, легко испаряется; с водой смешивается в любых соотношениях.

Химические свойства:

1. Диссоциация в водных растворах:



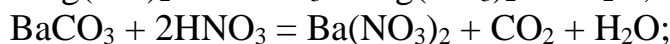
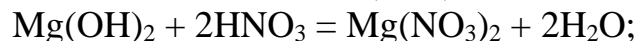
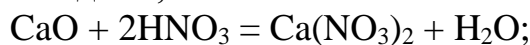
2. Разложение при нагревании и на свету:



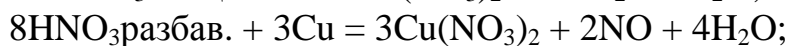
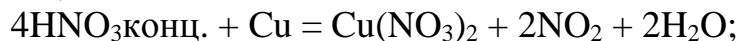
Выделяющийся газ — NO₂ окрашивает азотную кислоту в бурый цвет.

3. Взаимодействие:

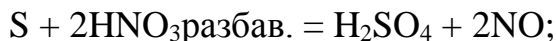
– с основными оксидами, основаниями и солями:



– с металлами (азотная кислота — сильный окислитель; окислителем являются ионы NO₃⁻, а не водорода H⁺, поэтому при взаимодействии HNO₃ с металлами водород не выделяется; в зависимости от активности металла и концентрации кислоты она восстанавливается до NO, NO₂, N₂O, N₂, NH₃(NH₄NO₃); концентрированная азотная кислота не взаимодействует с Fe, Cr, Al, Pt, Au):

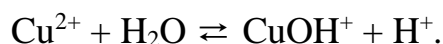
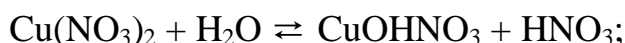


– с неметаллами:

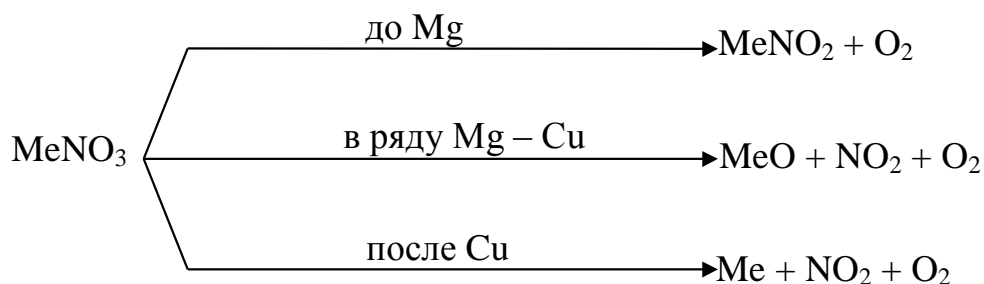


Все соли азотной кислоты называются нитратами (нитраты натрия, калия, аммония и кальция называются селитрами; NaNO₃ — натриевая селитра, NH₄NO₃ — аммиачная селитра и т. д.), хорошо растворяются в воде.

Соли, образованные слабыми основаниями, гидролизуются в водных растворах:



При нагревании все нитраты разлагаются с выделением кислорода, выделение других продуктов разложения зависит от положения металла в ряду напряжений:



Применение: азотную кислоту применяют для получения азотных удобрений, лекарственных и взрывчатых веществ; ее соли — NaNO₃, KNO₃, Ca(NO₃)₂, NH₄NO₃ — используются как азотные удобрения.

Вопросы и задания

1. Как можно получить азотную кислоту в лаборатории?
2. Напишите, какие химические реакции происходят при получении азотной кислоты из аммиака?
3. Каковы физические свойства азотной кислоты?
4. Каковы химические свойства азотной кислоты?
5. Напишите ионные уравнения реакций между:
 - а) гидроксидом кальция и азотной кислотой;
 - б) оксидом бария и азотной кислотой;
 - в) карбонатом кальция и азотной кислотой;
 - г) нитратом серебра и хлоридом натрия.
6. Почему азотная кислота — окислитель, а аммиак — восстановитель?
7. Закончите уравнения реакций:

а) H ₂ S + HNO ₃ →;	б) HNO ₃ конц. + Ag →;
в) HNO ₃ разб. + Ag →;	г) HNO ₃ разб. + Zn → N ₂ O + ...;
д) HNO ₃ + NH ₃ →;	е) P + H ₂ O + HNO ₃ разб. → H ₃ PO ₄ + ...
8. Напишите уравнения реакций для превращений:
 - а) N₂ → NH₃ → NO → Cu(NO₃)₂ → NO₂ → NO;
 - б) NH₃ → N₂ → NO → Ca(NO₃)₂ → HNO₃ → NO₂;
 - в) NH₃ → NO₂ → HNO₃ → NO → KNO₃ → O₂;
 - г) N₂ → NH₃ → HNO₃ → NaNO₃ → NaNO₂ → HNO₂;
 - д) NH₄NO₂ → N₂ → NO₂ → NaNO₃ → HNO₃ → NO;

- е) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{NO}_2 \rightarrow \text{NaNO}_3 \rightarrow \text{HNO}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{NO}_2$;
 ж) $\text{NH}_3 \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O}$;
 з) $\text{NH}_4\text{HCO}_3 \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{NH}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2 \rightarrow \text{AlN}$.

Задачи

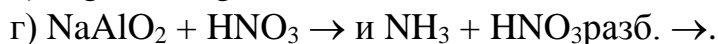
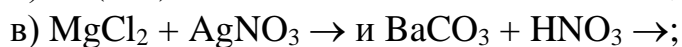
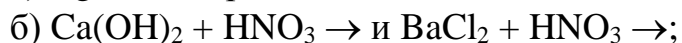
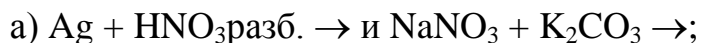
1. Определите массу раствора азотной кислоты с массовой долей ее 58 %, которую можно получить из нитрата натрия массой 1,7 кг.
2. Вычислите массу нитрата калия, который надо разложить для получения кислорода объемом 11,2 л при нормальных условиях.
3. При действии на смесь меди и оксида меди (II) массой 14,4 г разбавленной азотной кислотой выделился газ объемом 1,49 л (н.у.). Определите массовую долю (в %) оксида меди в смеси.

Тестовый самоконтроль (19) по теме «Азот и его соединения»

1. Укажите вещества, у которых валентность атома азота равна 3:
 - а) нитрат натрия;
 - б) азот;
 - в) нитрат аммония;
 - г) аммиак.
2. Укажите, как изменяется устойчивость соединений в ряду $\text{NH}_3 \rightarrow \text{PH}_3 \rightarrow \text{AsH}_3$:
 - а) уменьшается;
 - б) увеличивается;
 - в) не изменяется.
3. Укажите, как изменяется химическая активность элементов в ряду $\text{N} \rightarrow \text{O} \rightarrow \text{F}$:
 - а) уменьшается;
 - б) увеличивается;
 - в) не изменяется.
4. Укажите вещество, с которым азот реагирует при комнатной температуре:
 - а) водород;
 - б) литий;
 - в) кислород;
 - г) магний.
5. Укажите вещества, у которых степень окисления атома азота равна -3:
 - а) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$;
 - б) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$;
 - в) KNO_2 ;
 - г) NH_3 .
6. Реакция между кислородом и азотом является:
 - а) эндотермической;
 - б) экзотермической;
 - в) каталитической;
 - г) окислительно-восстановительной.
7. Укажите реакции, которые заканчиваются образованием аммиака:
 - а) $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow$;
 - б) $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 \rightarrow$;
 - в) $\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow$;
 - г) $\text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$.
8. Укажите, как можно сместить равновесие реакции $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3 + \text{Q}$ вправо:
 - а) понизить давление;
 - б) понизить температуру;
 - в) добавить катализатор;
 - г) увеличить концентрацию азота.
9. Укажите вещества, при взаимодействии с которыми аммиак проявляет основные свойства:
 - а) O_2 ;
 - б) H_2O ;
 - в) H_3PO_4 ;
 - г) HCl .

10. Укажите вещества, с которыми реагирует аммиак:
 а) вода; б) кислоты; в) щелочи; г) соли.
11. Аммиак реагирует с кислородом и образуется:
 а) свободный азот; б) оксид азота (I);
 в) оксид азота (II); г) оксид азота (IV).
12. Все соли аммония разлагаются щелочами с выделением:
 а) N_2 ; б) NO ; в) NO_2 ; г) NH_3 .
13. Укажите схемы реакций, которые могут быть использованы для получения солей аммония:
 а) $NH_3 + H_3PO_4 \rightarrow$; б) $NH_4Cl + KOH \rightarrow$;
 в) $NH_4NO_3 + KCl \rightarrow$; г) $(NH_4)_2SO_4 + BaCl_2 \rightarrow$.
14. Укажите вещества, с которыми реагирует карбонат аммония:
 а) $NaCl$; б) NH_3 ; в) H_2SO_4 ; г) $NaOH$.
15. Укажите, какие соли разлагаются с выделением аммиака:
 а) NH_4NO_2 ; б) $(NH_4)_2CO_3$; в) $(NH_4)_3PO_4$; г) $(NH_4)_2SO_4$.
16. Укажите, в какую сторону смещается равновесие реакции
 $4NO_2 + O_2 + 2H_2O \rightleftharpoons 4HNO_3 + Q$ при повышении температуры:
 а) влево; б) вправо; в) не смещается.
17. Укажите степень окисления и валентность азота в азотной кислоте:
 а) +5 и -5; б) +3 и 5; в) -5 и 3; г) +5 и 4.
18. Укажите общее число электронов, которое участвует в реакции
 $Cu + HNO_3_{разб.} = Cu(NO_3)_2 + NO + H_2O$:
 а) 10; б) 6; в) 3; г) 5.
19. Укажите, какой является реакция $4NH_3 + 3O_2 = 2N_2 + 6H_2O + Q$:
 а) каталитической; б) обратимой;
 в) экзотермической; г) окислительно-восстановительной.
20. Укажите реакции, которые протекают при обычных условиях:
 а) $NH_4Cl + H_3PO_4 \rightarrow$; б) $(NH_4)_2CO_3 + H_3PO_4 \rightarrow$;
 в) $(NH_4)_2SO_4 + H_3PO_4 \rightarrow$; г) $NH_4OH + H_3PO_4 \rightarrow$.
21. Укажите реакции, которые протекают с выделением оксида азота (II):
 а) $NH_3 + O_2 \xrightarrow{кат} \rightarrow$; б) $Cu + HNO_{3конц.} \rightarrow$;
 в) $Cu + HNO_{3разб.} \rightarrow$; г) $NH_3 + O_2 \rightarrow$.
22. Укажите, что представляет собой превращение $NO_2^- \rightarrow NO_3^-$:
 а) окисление; б) восстановление;
 в) без изменения степени окисления.
23. Укажите, что представляет собой превращение $NO_2^- \rightarrow NO$:
 а) окисление; б) восстановление;
 в) без изменения степени окисления.
24. Укажите, с какими веществами реагирует азотная кислота:
 а) оксид меди (II); б) золото;
 в) гидроксид натрия; г) аммиак.

25. Укажите пары схем реакций, с помощью которых можно получить нитраты:



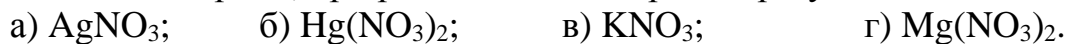
26. Укажите нитраты, которые разлагаются с образованием оксида металла:



27. Укажите, какие газы выделяются при термическом разложении нитрата алюминия:



28. Укажите нитраты, при разложении которых образуется металл:



29. Укажите, какие соли азотной кислоты подвергаются гидролизу:



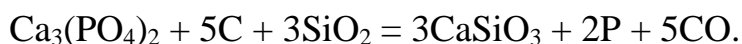
30. Укажите реакции, которые протекают с выделением оксида азота (IV):



7.17. Фосфор

Фосфор находится в природе в виде минералов — фосфорита $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ и апатита $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{X}$ ($\text{X} = \text{F}, \text{Cl}, \text{OH}$). Соединение $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}$ входит в состав костной и зубной ткани. В виде других соединений фосфор входит в состав белков, нервной и мозговой ткани.

Получение: из фосфата кальция, песка и угля при температуре 1500°C :



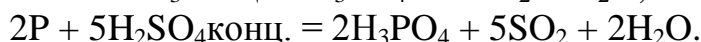
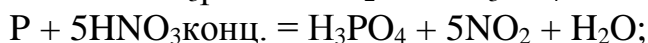
Физические свойства: фосфор — простое вещество, может существовать в виде нескольких аллотропных модификаций, которые имеют различные кристаллические решетки и отличаются друг от друга по химическим свойствам; наиболее устойчивыми модификациями фосфора являются белый, красный и черный фосфор (белый фосфор имеет молекулярную кристаллическую решетку и на воздухе быстро окисляется и светится в темноте; он ядовит, в воде не растворяется, но химически более активен, чем красный и черный фосфор; красный фосфор имеет атомную кристаллическую решетку, не светится в темноте, не ядовит; черный фосфор имеет кристаллическую решетку как графит, не ядовит, проводит электрический ток).

Химические свойства: фосфор более активен, чем азот, взаимодействует:

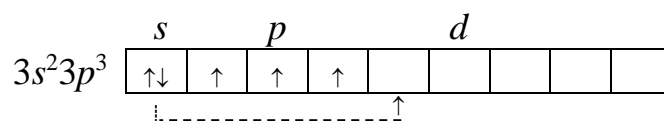
– с кислородом, галогенами, серой и некоторыми металлами (Na, Ca):



– со сложными веществами:



В соединениях фосфор имеет степени окисления -3 , $+3$ и $+5$. Это объясняет электронная конфигурация внешнего энергетического уровня атома фосфора:



Применение: в основном — для получения фосфорной кислоты; красный фосфор — при изготовлении спичек, белый — для получения дымообразующих и зажигательных веществ.

Вопросы и упражнения

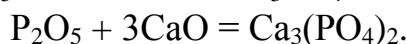
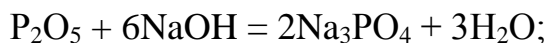
1. Какие природные соединения фосфора Вы знаете?
2. Напишите реакцию получения фосфора.
3. Какие физические свойства имеют белый, красный и черный фосфор?
4. Напишите уравнения реакций взаимодействия фосфора с хлором, бромом, кислородом, серой.
5. Для чего применяется белый и красный фосфор?

7.18. Оксид фосфора (V). Ортофосфорная кислота и ее соли

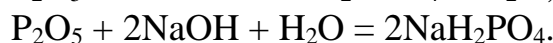
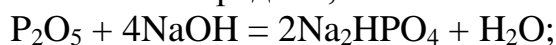
Оксид фосфора (V) — белый, рыхлый порошок; при растворении в воде образует разные кислоты:



Взаимодействует с основаниями и основными оксидами:



При взаимодействии P_2O_5 со щелочами в зависимости от соотношения реагентов образуются не только средние, но и кислые соли:

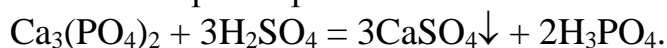


Применяют оксид фосфора (V) для высушивания веществ.

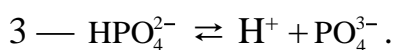
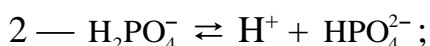
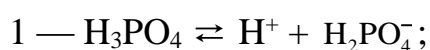
Фосфорная (ортофосфорная) кислота H_3PO_4 — белое кристаллическое вещество, хорошо растворяется в воде, не проявляет свойств окислителя за счет анионов, так как степень окисления +5 очень устойчива для фосфора.

В лаборатории фосфорную кислоту получают путем окисления фосфора разбавленной азотной кислотой.

В промышленности H_3PO_4 получают при взаимодействии фосфата кальция с серной кислотой при нагревании:

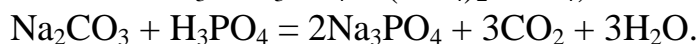
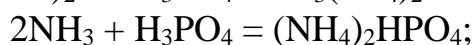
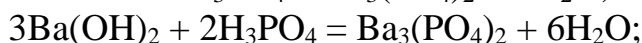
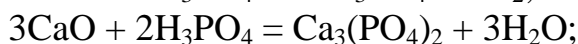
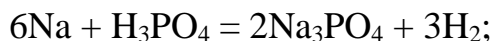


В водных растворах фосфорная кислота диссоциирует в три стадии:



Диссоциация происходит преимущественно по 1-й стадии, поэтому в растворе фосфорной кислоты преобладают ионы H_2PO_4^- .

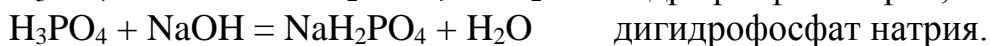
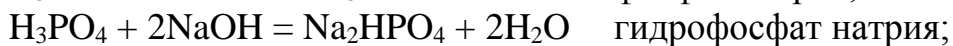
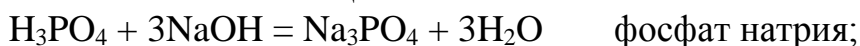
Фосфорная кислота имеет все общие свойства кислот, но значительно слабее серной и азотной кислот:



При нагревании фосфорная кислота превращается в пиррофосфорную (дифосфорную) кислоту:



Соли фосфорной кислоты называются фосфатами. Фосфорная кислота — трехосновная, поэтому образует три типа солей. Например, при нейтрализации фосфорной кислоты гидроксидом натрия образуются *фосфаты*, *гидрофосфаты* и *дигидрофосфаты* в зависимости от молярного соотношения кислоты и щелочи:



Большинство фосфатов нерастворимо в воде, кроме фосфатов щелочных металлов и аммония. Дигидрофосфаты хорошо растворяются в воде.

Фосфаты и гидрофосфаты кальция и аммония применяют как удобрения.

Вопросы и задания

1. Какие кислоты могут образоваться при растворении оксида фосфора (V) в воде?

2. Как получают фосфорную кислоту: а) в лаборатории; б) в промышленности?
3. Напишите уравнения диссоциации фосфорной кислоты.
4. Какие типы солей образует фосфорная кислота, и какова их растворимость в воде?
5. Закончите уравнения реакций:
- а) $P_2O_5 + H_2O \rightarrow$;
- б) $P_2O_5 + H_2O \rightarrow$;
- в) $P_2O_5 + CaO \rightarrow$ фосфат кальция;
- г) $H_2O + P_2O_5 + CaO \rightarrow$ дигидрофосфат кальция;
- д) $H_2O + P_2O_5 + CaO \rightarrow$ гидрофосфат кальция.
6. Назовите соли: K_2HPO_4 , $Ca_3(PO_4)_2$, $CaHPO_4$, $Ca(H_2PO_4)_2$, $(NH_4)_2HPO_4$.
7. Напишите формулы всех солей, которые образуются при взаимодействии фосфорной кислоты с аммиаком?
8. Напишите уравнения реакций для превращений:
- а) $Ca_3(PO_4)_2 \rightarrow P \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow KH_2PO_4 \rightarrow K_3PO_4 \rightarrow KH_2PO_4$;
- б) $P_2O_5 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 \rightarrow Ca(H_2PO_4)_2 \rightarrow CaHPO_4 \rightarrow H_3PO_4$;
- в) $P \rightarrow P_2O_5 \rightarrow Ca(H_2PO_4)_2 \rightarrow CaHPO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2$;
- г) $P \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow (NH_4)_3PO_4 \rightarrow (NH_4)_2HPO_4 \rightarrow NH_4H_2PO_4 \rightarrow NH_3$;
- д) $P \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 \rightarrow Ca(H_2PO_4)_2 \rightarrow (NH_4)_3PO_4 \rightarrow NH_3 \rightarrow NO$.

Задачи

1. Вычислите массовую долю (в %) оксида фосфора (V) в химически чистом гидрофосфате кальция.
2. Оксид фосфора (V), который образовался при сжигании 3,1 г фосфора, растворили в 70 мл раствора гидроксида калия с его массовой долей 14 % и плотностью 1,14 г/мл. Определить массовую долю образовавшейся соли в растворе (в %).

Тестовый самоконтроль (20) по теме «Фосфор и его соединения»

1. Укажите конфигурацию валентных электронов атомов фосфора в возбужденном состоянии:
- а) $\dots 3s^2 3p^3 3d^0$; б) $\dots 3s^1 3p^3 3d^1$;
- в) $\dots 3s^2 3p^2 3d^1$; г) $\dots 3s^1 3p^2 3d^2$.
2. Укажите вещества, в реакциях с которыми фосфор является восстановителем:
- а) O_2 ; б) Cl_2 ; в) Mg ; г) HNO_3 .
3. Укажите вещества, в реакциях с которыми фосфор является окислителем:
- а) Ca ; б) HNO_3 разб.; в) H_2SO_4 конц.; г) Mg .

4. Укажите, с какими из веществ будет реагировать оксид фосфора (V):
 а) CaCl_2 ; б) SiO_2 ; в) CaO ; г) NaOH .
5. Укажите, какие ионы преобладают в растворе фосфорной кислоты:
 а) H_2PO_4^- ; б) HPO_4^{2-} ; в) HPO_4^{3-} ; г) HPO_4^{2-} и PO_4^{3-} .
6. Укажите, какие степени окисления имеет фосфор в своих соединениях:
 а) -3 ; б) $+3$; в) $+5$; г) $+1$.
7. Укажите, что собой представляет превращение $\text{P} \rightarrow \text{PO}_4^{3-}$:
 а) окисление; б) восстановление;
 в) без изменения степени окисления.
8. Укажите вещества, с которыми реагирует фосфорная кислота:
 а) Cu ; б) Zn ; в) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$; г) CaHPO_4 .
9. Укажите соединение, которое является основным компонентом костной и зубной ткани:
 а) CaCO_3 ; б) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$; в) $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3(\text{OH})$; г) $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$.
10. Укажите вещества, с которыми реагирует дигидрофосфат аммония:
 а) H_3PO_4 ; б) H_2SO_4 ; в) NH_3 ; г) KOH .

7.19. ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА ЭЛЕМЕНТОВ ПОДГРУППЫ УГЛЕРОДА

В главной подгруппе IV группы периодической системы элементов Д. И. Менделеева находятся элементы углерод (C), кремний (Si), германий (Ge), олово (Sn) и свинец (Pb). Углерод и кремний являются неметаллами, а германий, олово и свинец — металлами.

На внешнем энергетическом уровне атомы элементов подгруппы углерода имеют по два неспаренных электрона: ns^2np^2 . Поэтому данные элементы могут иметь валентность 2. В возбужденном состоянии один из s -электронов переходит на свободную p -орбиталь и появляются 4 неспаренных электрона: $ns^2np^2 \rightarrow ns^1np^3$. В этом случае элементы IV группы имеют максимальную валентность 4.

Углерод и кремний в кислородных соединениях имеют положительную степень окисления — $\overset{+4}{\text{C}}\text{O}_2$, $\overset{+4}{\text{Si}}\text{O}_2$. В водородных соединениях углерод имеет отрицательную степень окисления ($\overset{-4}{\text{C}}\text{H}_4^{+1}$), кремний — положительную ($\overset{+4}{\text{Si}}\text{H}_4^{-1}$).

Углерод и кремний образуют оксиды общей формулы RO и RO_2 , а водородные соединения имеют общую формулу RH_4 . Оксидам RO_2 соответствуют кислоты H_2RO_3 . Кислотные свойства оксидов RO_2 ослабевают с увеличением порядкового номера элемента. От углерода к свинцу снижа-

ется прочность водородных соединений RH_4 . В подгруппе сверху вниз неметаллические свойства ослабевают, а металлические — усиливаются.

Вопросы и задания

1. Какие элементы входят в подгруппу углерода?
2. Какую конфигурацию внешнего энергетического уровня имеют атомы элементов подгруппы углерода в основном и возбужденном состояниях?
3. Приведите примеры соединений, в которых элементы подгруппы углерода имеют: а) положительную степень окисления; б) отрицательную степень окисления.
4. Каков характер оксидов элементов подгруппы углерода?
5. Как изменяются свойства элементов в подгруппе углерода сверху вниз?

7.20. УГЛЕРОД

Углерод входит в состав многих неорганических веществ (известняк, мел, мрамор и другие), растительных и животных организмов, а также углей, нефти и торфа. В воздухе он содержится в виде углекислого газа CO_2 . В свободном состоянии углерод бывает в виде нескольких аллотропных модификаций, важнейшими из которых являются алмаз, графит, карбин и фуллерен.

Физические свойства: алмаз и графит имеют атомную кристаллическую решетку.

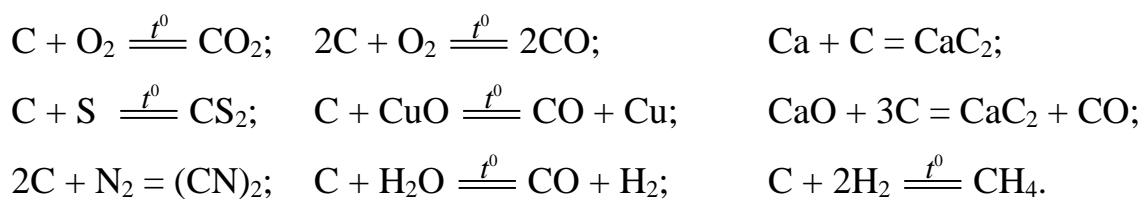
Алмаз представляет собой бесцветные и прозрачные кристаллы и является самым твердым в природе веществом. Он не проводит электрический ток. Применяют его как ювелирное украшение, для резки стекла и обработки металлов.

Графит — мягкое темно-серое вещество с металлическим блеском. Хорошо проводит электрический ток. Применяют графит для получения электродов и карандашей.

Карбин — это черный порошок с атомной кристаллической решеткой. При сильном нагревании превращается в графит.

Фуллерены представляют собой кристаллические вещества черного цвета с металлическим блеском. В настоящее время получены фуллерены C_{60} , C_{70} , C_{80} и т. д.

Химические свойства: при обычной температуре углерод мало активен; при нагревании — реагирует с простыми и сложными веществами:



Соединения углерода с металлами называются карбидами. Из галогенов углерод реагирует только с фтором:

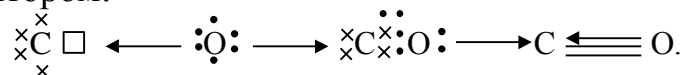


Вопросы и задания

1. В каком виде углерод встречается в природе?
2. Назовите аллотропные видоизменения углерода?
3. Каковы физические свойства алмаза, графита, карбина и фуллерена?
4. Где применяются алмаз и графит?
5. Напишите уравнения реакций углерода с неметаллами, металлами и оксидами металлов.
6. Напишите формулы соединений углерода с железом, алюминием, бериллием.

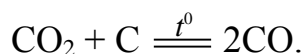
7.21. Оксиды УГЛЕРОДА

Оксид углерода (II) — CO, или **угарный газ**, является несолеобразующим оксидом и представляет собой бесцветный, ядовитый газ, без запаха. Он несколько легче воздуха, мало растворим в воде. При обычных условиях не реагирует ни с кислотами, ни со щелочами. В молекуле оксида углерода (II) имеется тройная связь. Третья ковалентная связь образуется по донорно-акцепторному механизму. Атом кислорода дает одну из свободных электронных пар атому углерода. Кислород является донором, углерод — акцептором:

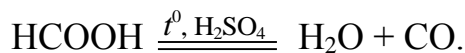


В этом соединении валентность углерода равна 3, а степень окисления +2.

В промышленности оксид углерода (II) получают по реакции:



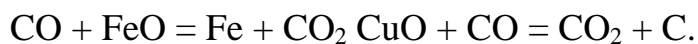
В лаборатории оксид углерода (II) получают разложением муравьиной кислоты:



Оксид углерода (II) в воздухе и кислороде горит голубым пламенем.



Он — сильный восстановитель, восстанавливает металлы из их оксидов.



Оксид углерода (II) соединяется с гемоглобином крови. Образующееся при этом соединение не переносит кислород к тканям. Человек может умереть после долгого вдыхания оксида углерода (II).

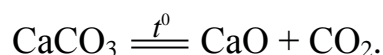
Оксид углерода (IV), или **углекислый газ** — CO_2 , образуется в природе при горении и гниении органических веществ. Выделяется при дыхании животных и растений.

Оксид углерода (IV) — бесцветный газ, тяжелее воздуха, хорошо растворяется в воде. В молекуле CO_2 все четыре ковалентные связи полярны. Молекула имеет линейное строение и неполярна.

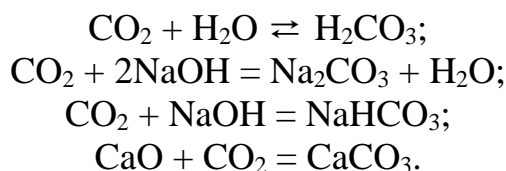
В лаборатории данный оксид получают при действии соляной кислоты на известняк, мрамор, мел:



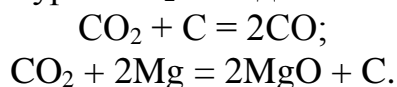
В промышленности оксид углерода (IV) получают при разложении известняка:



Оксид углерода (IV) — это кислотный оксид. Он реагирует с водой, с растворами щелочей и основными оксидами:



При высоких температурах CO_2 обладает окислительными свойствами.



Оксид углерода (IV) применяется для получения соды, органических кислот, для тушения пожаров, приготовления газированных напитков.

Вопросы и задания

1. Каковы физические и химические свойства: а) оксида углерода (II); б) оксида углерода (IV)?

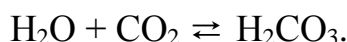
2. Как получают в лаборатории: а) оксид углерода (II); б) оксид углерода (IV)?

3. Закончите уравнения реакций:



7.22. УГОЛЬНАЯ КИСЛОТА И ЕЕ СОЛИ

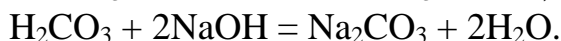
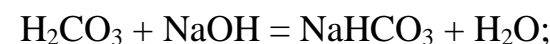
Угольная кислота — H_2CO_3 — непрочное соединение, существует она только в растворе:



Это слабая двухосная кислота. Она диссоциирует в две стадии и дает соли гидрокарбонаты и карбонаты:

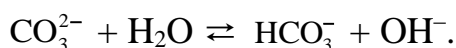


Угольная кислота образует кислые и средние соли, реагируя со щелочами:

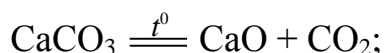


Карбонаты щелочных металлов — Na_2CO_3 , K_2CO_3 и аммония — $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ и гидрокарбонаты щелочноземельных металлов — $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, $\text{Ba}(\text{HCO}_3)_2$ — хорошо растворяются в воде. Карбонаты щелочноземельных металлов — CaCO_3 , BaCO_3 , SrCO_3 — в воде не растворяются.

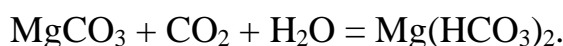
Растворы карбонатов щелочных металлов гидролизуются и имеют щелочную реакцию:



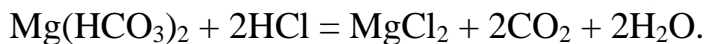
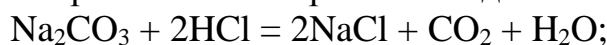
При нагревании все соли угольной кислоты, кроме карбонатов щелочных металлов, разлагаются с выделением CO_2 :



Карбонаты в водном растворе в присутствии CO_2 превращаются в гидрокарбонаты:



Качественной реакцией на карбонаты и гидрокарбонаты является взаимодействие их с растворами кислот. При этом выделяется углекислый газ:



Применяют карбонат кальция в строительстве; карбонаты натрия и калия используют для получения мыла и стекла; гидрокарбонат натрия — NaHCO_3 применяют в медицине при желудочных заболеваниях.

Вопросы и задания

1. Как образуется угольная кислота? Напишите уравнение диссоциации этой кислоты.
2. Какие соли образует угольная кислота?
3. Какова растворимость в воде солей угольной кислоты?
4. Напишите уравнение реакции гидролиза соли карбоната калия.
5. Какая реакция является качественной на карбонаты и гидрокарбонаты?
6. Напишите уравнения реакций для превращений:
 - а) $\text{CO}_2 \rightarrow \text{MgCO}_3 \rightarrow \text{Mg}(\text{HCO}_3)_2 \rightarrow \text{MgCO}_3 \rightarrow \text{CO}_2$;
 - б) $\text{CO}_2 \rightarrow \text{CO} \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{NaHCO}_3$;
 - в) $\text{CO}_2 \rightarrow \text{Ba}(\text{HCO}_3)_2 \rightarrow \text{BaCO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{CO}$;
 - г) $\text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{NH}_4\text{HCO}_3 \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{NH}_3$.

Задачи

1. Какой объем оксида углерода (IV) при н.у. потребуется для получения гидрокарбоната кальция из 14,8 г гидроксида кальция?

2. При нагревании 20 г гидрокарбоната натрия выделилось 2,24 л оксида углерода (IV) при н.у. Какая массовая доля (в %) гидрокарбоната разложилась?

Тестовый самоконтроль (21) по теме «Углерод и его соединения»

1. Укажите электронную конфигурацию атома углерода в возбужденном состоянии:

а) $1s^2 2s^2 2p^2$; б) $1s^2 2s^2 2p^2 3s^1$; в) $1s^2 2s^1 2p^1 3d^2$; г) $1s^2 2s^1 2p^3$.

2. Алмаз — аллотропное видоизменение углерода:

а) серого цвета; б) непрозрачен;
в) не проводит электрический ток; г) твердый.

3. Укажите, какая у графита кристаллическая решетка:

а) молекулярная; б) атомная;
в) ионная; г) атомно-ионная.

4. Графит — аллотропное видоизменение углерода:

а) бесцветен; б) прозрачен;
в) мягок; г) проводит электрический ток.

5. Аллотропными модификациями углерода являются:

а) графит; б) алмаз; в) карбин; г) уголь.

6. Укажите вещества, с которыми реагирует углерод при определенных условиях:

а) алюминий; б) соляная кислота;
в) оксид углерода (II); г) оксид углерода (IV).

7. Укажите, в реакциях с какими веществами углерод проявляет окислительные свойства:

а) O_2 ; б) H_2 ; в) Al; г) CuO.

8. Укажите, в реакциях с какими веществами углерод проявляет восстановительные свойства:

а) CO_2 ; б) FeO; в) H_2O ; г) Ca.

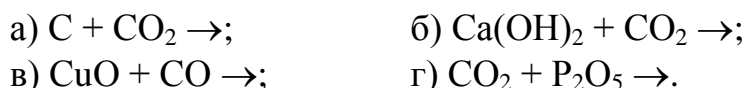
9. Укажите, в каком соединении валентность углерода равна 3, а степень окисления +2:

а) CO_2 ; б) CO; в) CaC_2 ; г) CH_4 .

10. Укажите схемы реакций, где возможно образование оксида углерода (II):

а) $CO_2 + C \xrightarrow{t^0}$; б) $C + H_2O \xrightarrow{t^0}$;
в) $C + O_2(\text{избыток}) \xrightarrow{t^0}$; г) $HCOOH \xrightarrow{t^0, H_2SO_4}$.

11. Укажите схемы реакций, которые протекают при определенных условиях:



12. Укажите, какие свойства характерны для оксида углерода (II):

- а) ядовитый газ;
б) очень мало растворим в воде;
в) тяжелее воздуха;
г) бесцветный.

13. Укажите вещества, с которыми реагирует CO_2 при определенных условиях:



14. Углекислый газ приобретает окислительные свойства при взаимодействии с:

- а) оксидом кальция; б) углем;
в) гидроксидом натрия; г) водой.

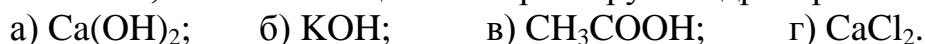
15. Укажите, какие из указанных схем реакций можно использовать для получения оксида углерода (IV):



16. Укажите источники образования углекислого газа:

- а) горение и плавление органических веществ;
б) разложение карбоната кальция;
в) действие сильных кислот на карбонаты;
г) $HCOOH \xrightarrow{t^0}$.

17. Укажите, с какими веществами реагирует гидрокарбонат натрия:



18. Укажите вещества, которые надо прибавить к системе $CO_3^{2-} + H_2O \rightleftharpoons HCO_3^- + OH^-$ для смещения равновесия вправо:



19. Укажите, какие вещества можно использовать для превращения гидрокарбоната кальция в карбонат кальция:

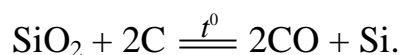
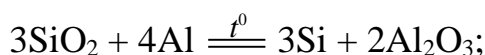
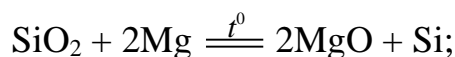


20. Укажите уравнения реакций, которые заканчиваются образованием карбонатов:



7.23. КРЕМНИЙ И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ

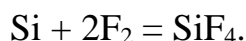
Кремний в природе встречается только в виде соединений. Среди них: оксид кремния (IV) — SiO_2 (песок, кремнезем), каолинит — $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, полевой шпат — $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$. Кремний — главный элемент неживой природы. Его получают при восстановлении оксида кремния (IV) магнием, алюминием или углеродом:



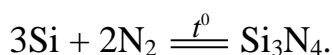
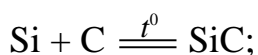
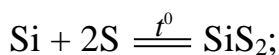
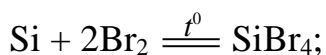
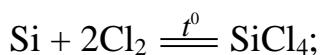
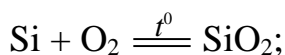
Известен аморфный и кристаллический кремний.

Аморфный кремний — это бурый порошок. *Кристаллический кремний* — твердое вещество темно-серого цвета со слабым металлическим блеском, проводит тепло и электричество. Структура кристаллического кремния аналогична структуре алмаза. Аморфный кремний легче вступает в химические реакции, чем кристаллический кремний.

При комнатной температуре кремний непосредственно реагирует только с фтором:

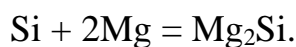


При нагревании кремний реагирует с кислородом, хлором, бромом, серой, углеродом, азотом:

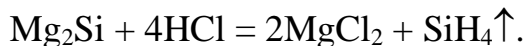


В этих реакциях кремний играет роль восстановителя.

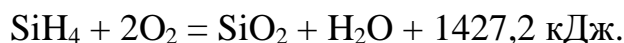
При нагревании кремний также реагирует с металлами, образуя силициды, и играет роль окислителя:



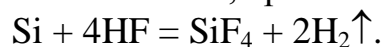
При действии кислот на силициды металлов образуется кремневодород SiH_4 (силан):



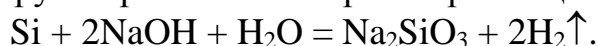
Силан — бесцветный газ, сильный восстановитель, реагирует с кислородом воздуха:



Кремний не реагирует с кислотами, кроме плавиковой:

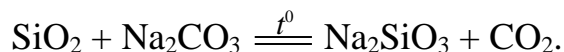
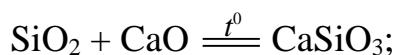
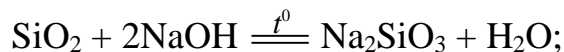


Кремний реагирует с расплавами и растворами щелочей:

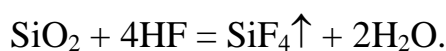


Применяется кремний для получения солнечных батарей для радио- и телеаппаратуры космических аппаратов.

Оксид кремния (IV) — кислотный оксид, имеет атомную кристаллическую решетку и не растворяется в воде. В природе встречается в виде песка. При нагревании реагирует со щелочами, с основными оксидами и карбонатами щелочных металлов:

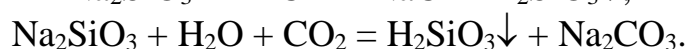
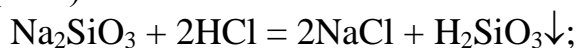


Из всех кислот оксид кремния (IV) реагирует только с плавиковой кислотой:



Применяется оксид кремния (IV) для получения стекла, силикатных кирпичей и других изделий.

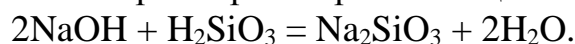
Кремниевая кислота — H_2SiO_3 — очень слабая кислота. Ее получают из растворов ее солей (силикатов) действием более сильных кислот: соляной, серной, уксусной и даже угольной. При этом кремниевая кислота выпадает в осадок (гель):



В воде ионы водорода — H^+ от молекул кремниевой кислоты почти не отщепляются, и поэтому она не изменяет цвет индикаторов. При обычных условиях или при нагревании (быстрее) кремниевая кислота разлагается на воду и оксид кремния:



Кремниевая кислота хорошо растворяется в щелочах:



Только силикаты щелочных металлов — Na_2SiO_3 и K_2SiO_3 — растворяются в воде. Водный раствор силиката натрия используют в качестве силикатного клея. Природные силикаты используются для получения стекла, фарфора и фаянса, цемента, керамических изделий.

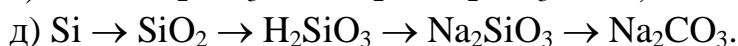
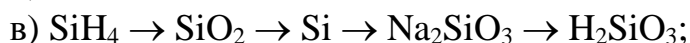
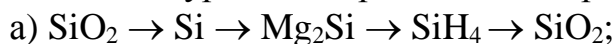
Вопросы и задания

1. В виде каких соединений кремний встречается в природе?
2. Напишите уравнения реакций получения кремния.
3. Каковы физические и химические свойства: а) кремния; б) оксида кремния (IV)? Напишите уравнения реакций.
4. Как из оксида кремния (IV) получить кремниевую кислоту? Напишите уравнения реакций.

5. Каковы химические свойства кремниевой кислоты? Напишите уравнения реакций.

6. Напишите ионное уравнение реакции гидролиза силиката натрия.

7. Напишите уравнения реакций для превращений:



Задачи

1. Имеется смесь кремния, графита и карбоната кальция. Найдите ее количественный состав, если известно, что при обработке 34 г смеси раствором NaOH получено 22,4 газа (н.у.), а при обработке такого же количества смеси соляной кислотой получено 2,24 л газа (н.у.).

2. При сплавлении SiO_2 с карбонатом натрия получено 6,1 г Na_2SiO_3 . Выделившийся газ был поглощен 18 мл NaOH с массовой долей его 10 % и плотностью 1,1 г/мл. Каков состав образующейся соли и ее массовая доля (в %) в растворе?

3. Сколько литров углекислого газа (н.у.) выделится при сплавлении 90 г оксида кремния (IV) с 200 г карбоната кальция?

4. Силикат натрия получают при сплавлении гидроксида натрия с песком. Какова массовая доля (в %) оксида кремния (IV) в песке, если из 25 кг песка было получено 48,8 кг силиката натрия?

Тестовый самоконтроль (22) по теме «Кремний и его соединения»

1. Укажите степень окисления атома кремния в молекуле SiH_4 :

а) -4; б) +4; в) +2; г) -2.

2. Укажите вещества, с которыми реагирует кремний:

а) H_2O ; б) KOH; в) Mg; г) HF-кислота.

3. Кремний интенсивно растворяется в растворах щелочей. Укажите, что является при этом окислителем:

а) ионы Na^+ ; б) вода; в) кремний; г) ионы OH^- .

4. Укажите, какое из природных соединений кремния является полевым шпатом:

а) SiO_2 ; б) $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$;

в) $\text{K}_2\text{O}_3 \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$; г) $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$.

5. Укажите, какая у оксида кремния (IV) кристаллическая решетка:

а) атомная; б) молекулярная;

в) ионная; г) атомно-ионная.

6. Укажите, с какими веществами реагирует силикат калия:

- а) вода;
- б) соляная кислота;
- в) водный раствор углекислого газа;
- г) гидроксид натрия.

7. Укажите схемы реакций, согласно которым образуется кремниевая кислота:

- а) $\text{SiO}_2 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t^0}$;
- б) $\text{Si} + \text{HNO}_3 \text{ конц.} \rightarrow$;
- в) $\text{K}_2\text{SiO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$;
- г) $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$.

8. Водные растворы каких веществ окрашивают лакмус в красный цвет:

- а) NaHCO_3 ;
- б) CO_2 ;
- в) H_2SiO_3 ;
- г) H_2SO_4 .

9. Укажите вещество, которое надо добавить в систему $\text{SiO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HSiO}_3^- + \text{OH}^-$ для смещения равновесия влево:

- а) KOH ;
- б) HCl ;
- в) Na_2SiO_3 ;
- г) H_2O .

10. Укажите схемы реакций, которые протекают при определенных условиях:

- а) $\text{SiO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$;
- б) $\text{SiO}_2 + \text{CaO} \rightarrow$;
- в) $\text{SiO}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow$;
- г) $\text{SiO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$.

ГЛАВА 8. МЕТАЛЛЫ И ИХ НЕОРГАНИЧЕСКИЕ СОЕДИНЕНИЯ

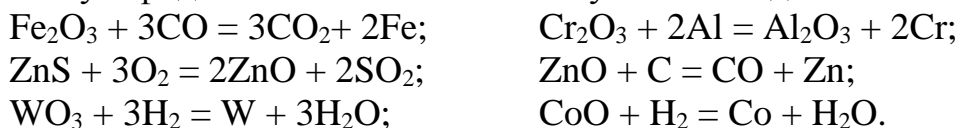
8.1. ПОЛОЖЕНИЕ МЕТАЛЛОВ В ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЕ ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА. НАХОЖДЕНИЕ В ПРИРОДЕ И ПОЛУЧЕНИЕ ИХ

Большинство известных химических элементов относятся к металлам. Все элементы первой, второй и третьей групп (кроме водорода и бора), а также все элементы побочных подгрупп (*d*- и *f*-элементы) четвертой, пятой, шестой, седьмой и восьмой групп — металлы. В главной подгруппе четвертой группы все элементы (кроме кремния и углерода) — металлы. В главной подгруппе пятой группы находятся два металла — сурьма (Sb) и висмут (Bi), а в главной подгруппе шестой группы один металл — полоний (Po).

В природе металлы встречаются в виде оксидов (Fe_3O_4 , Fe_2O_3), сульфидов (ZnS , PbS , FeS_2), сульфатов (CaSO_4 , BaSO_4), хлоридов (KCl , NaCl), карбонатов (CaCO_3 , FeCO_3 , ZnCO_3), фосфатов — $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, нитратов (NaNO_3 , KNO_3). В свободном состоянии в земной коре встречаются медь, ртуть, серебро, золото, платина.

Наиболее активные металлы (Na, Ca, Mg, K) получают путем электролиза. Электролиз — это окислительно-восстановительный процесс, который протекает на электродах при прохождении электрического тока через

расплав или раствор электролита. Менее активные металлы восстанавливают из их оксидов углем, оксидом углерода (II), водородом или алюминием, а из сульфидов металлов сначала получают оксиды.



Вопросы

1. Где расположены элементы — металлы в периодической системе?
2. В каком виде встречаются металлы в природе?
3. Какие существуют способы получения металлов?

8.2. ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ

Все металлы, кроме ртути и франция, при обычных условиях — твердые вещества, имеющие кристаллическую решетку. В узлах кристаллической решетки имеются положительно заряженные ионы и нейтральные атомы. Между ними передвигаются свободные электроны. Связь между свободными электронами и ионами металлов называется металлической.

Для всех металлов характерен металлический блеск и непрозрачность. Все металлы хорошо проводят электрический ток и теплоту. Лучшие проводники электрического тока и теплоты — серебро и медь.

Важными свойствами металлов является их пластичность, упругость, прочность. Они способны изменять свою форму под давлением, не разрушаясь. Наиболее пластичный металл — золото.

Металлы имеют различную плотность. Плотность легких металлов $< 5 \text{ г/см}^3$ (Li, Na, Mg, Al и др.), тяжелых — $> 5 \text{ г/см}^3$ (Zn, Fe, Cu, Hg, Au, Pt, Os и др.). Самый легкий металл — литий, самый тяжелый — осмий.

Металлы имеют разные температуры плавления и кипения. Самая низкая температура плавления у ртути ($-38,9 \text{ }^\circ\text{C}$), самая высокая — у вольфрама ($3410 \text{ }^\circ\text{C}$).

Металлы различаются по твердости. Самый твердый металл — хром (режет стекло), а самые легкие — калий, рубидий и цезий. Они легко режутся ножом.

Вопросы

1. Какой тип химической связи имеется в металлах?
2. Какие металлы хорошо проводят электрический ток?
3. Какие мягкие металлы Вы знаете?
4. Какие металлы самые твердые, самые мягкие?
5. Какой металл самый пластичный?

8.3. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ

Атомы металлов имеют большой радиус и на внешнем энергетическом уровне, обычно несут от одного до трех электронов, поэтому легко отдают их. В химических реакциях атомы металлов являются восстановителями.

Металлы образуют электрохимический ряд напряжений (Li, K, Ca, Na, Mg, Al, Zn, Cr, Fe, Ni, Sn, Pb, H, Cu, Hg, Ag, Pt, Au), который характеризует активность металлов только в водных растворах и при комнатной температуре.

Металлы вступают в химические реакции с различными окислителями.

1. С простыми веществами:

– с кислородом — образуют оксиды:



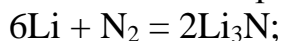
– с галогенами — соли – галогениды:



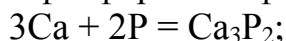
– с серой — сульфиды:



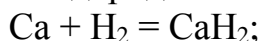
– с азотом — нитриды:



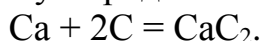
– с фосфором — фосфиды:



– с водородом — гидриды:



– с углеродом — карбиды:



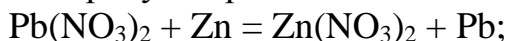
2. Со сложными веществами:

– металлы, расположенные в ряду напряжений до водорода, вытесняют его из воды:



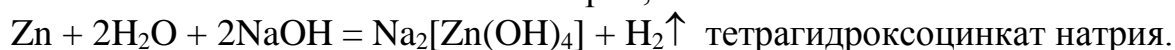
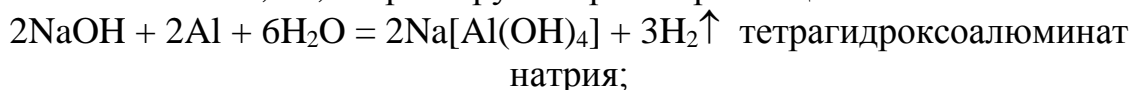
– металлы, расположенные в ряду напряжений до водорода, взаимодействуют с разбавленными кислотами (HCl, H₂SO₄);

– металлы вытесняют из водных растворов солей те металлы, которые стоят в ряду напряжений после него:



– металлы Li, Na, K, Ca в этих условиях будут восстанавливать водород воды, а не металл;

– металлы Al, Cr, Zn реагируют с растворами щелочей:



Вопросы и задания

1. Почему в химических реакциях металлы являются восстановителями?
2. Что такое электрохимический ряд напряжений металлов?
3. Какие металлы: а) вытесняют водород из кислот; б) не вытесняют водород из кислот; в) вытесняют водород из воды; г) не вытесняют водород из воды?
4. Закончите уравнения реакций:
а) $\text{Cu} + \text{Hg}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow$; б) $\text{Fe} + \text{ZnSO}_4 \rightarrow$;
в) $\text{Mg} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$; г) $\text{K} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$;
д) $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$; е) $\text{Al} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$.
5. Напишите уравнения реакций для превращений:
а) $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{Cu}$;
б) $\text{CuO} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Cu} \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{CuS} \rightarrow \text{CuO}$;
в) $\text{ZnS} \rightarrow \text{ZnO} \rightarrow \text{Zn} \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{ZnO}_2 \rightarrow \text{ZnSO}_4$;
г) $\text{CuS} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2$.

Задачи

1. При обработке 8 г смеси магния и оксида кальция соляной кислотой выделилось 5,6 л водорода (н.у.). Какова массовая доля (в %) оксида кальция в исходной смеси?
2. Сколько граммов алюминия надо взять для получения 39 г хрома из его оксида Cr_2O_3 ?

Тестовый самоконтроль (23) по теме «Металлы»

1. Укажите, в каком виде металлы находятся в природе:
а) хлоридов; б) оксидов;
в) сульфидов; г) в свободном состоянии.
2. Укажите, какие металлы получают путем электролиза:
а) калий; б) железо; в) кальций; г) магний.
3. Укажите физические свойства металлов:
а) электропроводность и теплопроводность;
б) имеют кристаллическую решетку и свободные электроны;
в) некоторые металлы реагируют с водой;
г) имеют характерный металлический блеск.
4. Укажите самый твердый металл:
а) железо; б) хром; в) золото; г) платина.
5. Укажите металлы, которые не вытесняют водород из воды при нагревании:
а) Cu ; б) Mg ; в) Fe ; г) Ag .
6. Укажите металл, который при нагревании с водой образует оксид:
а) кальций; б) магний; в) цинк; г) ртуть.

7. Укажите металл, который не растворяется в концентрированной азотной кислоте:

а) серебро; б) медь; в) свинец; г) золото.

8. Укажите металлы, которые реагируют с растворами щелочей:

а) цинк; б) кальций; в) алюминий; г) медь.

9. Укажите, как изменяются металлические свойства простых веществ в ряду $K \rightarrow Mg \rightarrow Al$:

а) уменьшаются; б) увеличиваются; в) не изменяются.

10. Укажите, какова электронная конфигурация валентных электронов в основном состоянии у атома кобальта:

а) $...3d^84s^1$; б) $...3d^94s^0$; в) $...3d^74s^2$; г) $...4s^24p^7$.

8.4. МЕТАЛЛЫ ГЛАВНОЙ ПОДГРУППЫ ПЕРВОЙ ГРУППЫ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

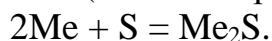
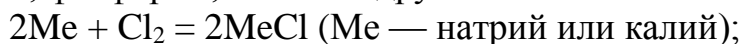
Металлы литий (Li), натрий (Na), калий (K), рубидий (Rb) и цезий (Cs) называются щелочными металлами, так как они и их оксиды при взаимодействии с водой образуют щелочи. Щелочные металлы находятся в первой группе главной подгруппы периодической системы. Это *s*-элементы. Их атомы на внешнем энергетическом уровне имеют по одному *s*-электрону (ns^1). При химических реакциях эти атомы отдают внешний электрон и имеют степень окисления +1. Все щелочные металлы — сильные восстановители. С увеличением порядкового номера элементов сверху вниз увеличивается радиус атома и, следовательно, — активность металлов.

В природе щелочные металлы в свободном виде не встречаются; они находятся в виде соединений. Например, основные соединения натрия — это поваренная соль — NaCl и глауберова соль — $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$. Данные соли натрия применяются в медицине. Калий входит в состав сильвинита — $KCl \cdot NaCl$, карналлита — $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$. Соединения калия применяются как удобрения. Соединения других щелочных металлов редко встречаются в природе.

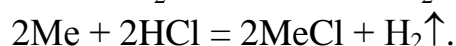
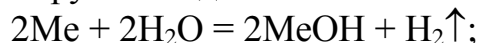
Щелочные металлы получают путем электролиза расплавленных хлоридов или гидроксидов.

Все щелочные металлы серебристо-белого цвета, мягкие, легкие, пластичные, хорошо проводят электрический ток и теплоту.

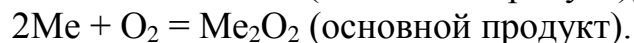
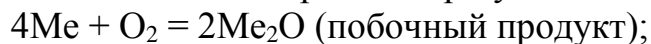
Щелочные металлы легко реагируют со многими неметаллами — галогенами, серой, фосфором, азотом и другими элементами:



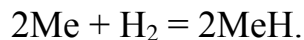
Натрий и калий реагируют с водой и кислотами при обычных условиях:



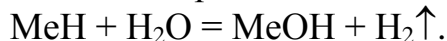
При их взаимодействии с кислородом образуются оксиды и пероксиды:



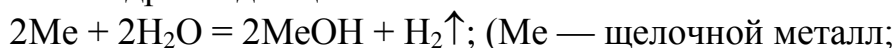
При нагревании натрий и калий при взаимодействии с водородом образуют гидриды:



Гидриды натрия и калия легко разлагаются водой:

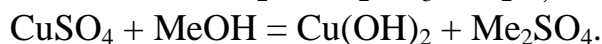
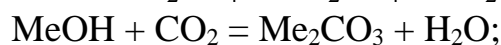
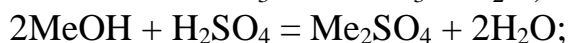
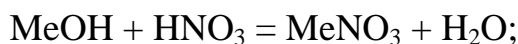


При взаимодействии щелочных металлов или их оксидов с водой образуются гидроксиды щелочных металлов:



Гидроксиды щелочных металлов представляют собой белые кристаллические вещества, хорошо растворимые в воде. Их растворимость в воде и сила оснований возрастают в ряду $\text{LiOH} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{KOH} \rightarrow \text{RbOH} \rightarrow \text{CsOH}$ слева направо. В водных растворах щелочей лакмус имеет синий цвет; а фенолфталеин — малиновый.

Гидроксиды щелочных металлов реагируют с кислотами и кислотными оксидами, солями:



При нагревании гидроксиды щелочных металлов не разлагаются. Гидроксиды NaOH и KOH применяются для получения мыла.

Вопросы и задания

1. Какие элементы относятся к щелочным металлам? Где в периодической системе находятся эти металлы?

2. Почему все щелочные металлы являются сильными восстановителями?

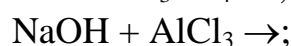
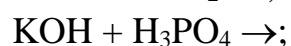
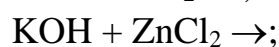
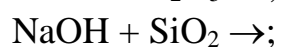
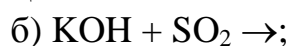
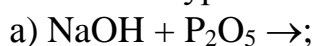
3. Почему усиливаются металлические свойства щелочных металлов в подгруппе сверху вниз с увеличением их порядкового номера?

4. Могут ли щелочные металлы встречаться в природе в свободном состоянии? Назовите основные соединения натрия и калия.

5. Каковы физические свойства щелочных металлов?

6. Где применяются соединения натрия и калия?

7. Закончите уравнения реакций:



8. Напишите уравнения реакций для превращений:
- а) $\text{Na} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{NaCl}$;
 - б) $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaCl} \rightarrow \text{NaNO}_3 \rightarrow \text{NaNO}_2$;
 - в) $\text{K} \rightarrow \text{KCl} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KOH} \rightarrow \text{KHCO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3$;
 - г) $\text{Na} \rightarrow \text{NaH} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{AgCl}$.

Задачи

1. Сколько граммов раствора NaOH с массовой долей его 10 % надо взять для нейтрализации 196 г раствора серной кислоты с массовой долей ее 20 %.

2. Определите формулы и массы солей, которые образуются при смешивании: а) 8 г гидроксида калия с 9,8 г серной кислоты; б) 1 моля фосфорной кислоты с 2 молями гидроксида калия.

3. Сколько литров водорода (н.у.) образуется при взаимодействии 2,3 г натрия с водой?

8.5. МЕТАЛЛЫ ГЛАВНОЙ ПОДГРУППЫ ВТОРОЙ ГРУППЫ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

В главную подгруппу второй группы периодической системы входят бериллий (Be), магний (Mg) и щелочно-земельные металлы: кальций (Ca), стронций (Sr), барий (Ba), радий (Ra). Это *s*-элементы. Атомы этих элементов имеют на внешнем энергетическом уровне по два *s*-электрона (ns^2). Сверху вниз в подгруппе с увеличением порядкового номера радиусы атомов и металлические свойства увеличиваются. У атомов элементов второй группы главной подгруппы металлические свойства более слабые, чем у щелочных металлов. Это объясняется тем, что при химических реакциях атомы данных металлов отдают два электрона.

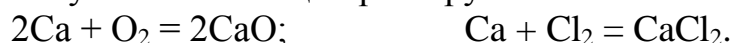
В природе щелочно-земельные металлы встречаются в виде кальцита CaCO_3 (мел, известняк, мрамор), фосфорита $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, гипса $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, барита BaSO_4 , доломита $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$.

Щелочно-земельные металлы получают путем электролиза расплавленных солей.

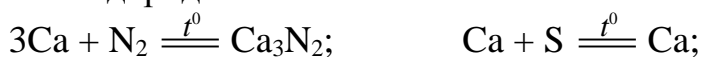
Все щелочно-земельные металлы второй группы имеют серебристо-белый цвет, хорошо проводят электрический ток. Их температуры плавления и плотности выше, чем у щелочных металлов.

Химические свойства щелочно-земельных металлов рассмотрим на примере кальция.

При обычных условиях кальций реагирует с галогенами и кислородом:

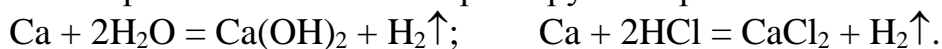


При нагревании кальций реагирует с азотом, серой, фосфором, углеродом и водородом:

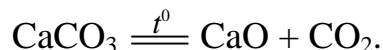




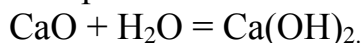
При обычной температуре кальций реагирует с водой, но медленнее, чем калий и натрий. С кислотами он реагирует энергично:



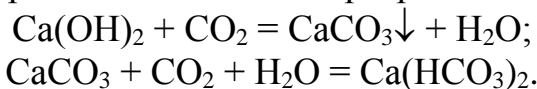
Оксид кальция, или **негашеная известь**, представляет собой порошок белого цвета. Образуется он при разложении CaCO_3 :



Оксид кальция энергично реагирует с водой. В результате чего образуется гидроксид кальция, который называется *гашеной известью*:

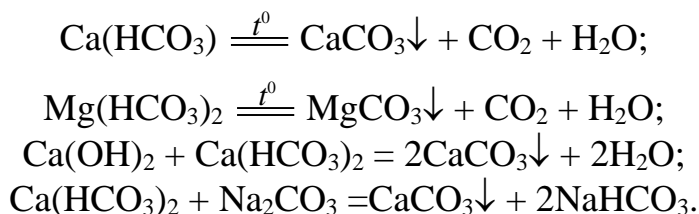


Раствор гашеной извести в воде называется *известковой водой*. При пропускании оксида углерода (IV) через известковую воду сначала появляется осадок CaCO_3 , который при длительном пропускании оксида углерода (IV) растворяется и в результате образуется гидрокарбонат кальция — $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$; раствор при этом становится прозрачным:

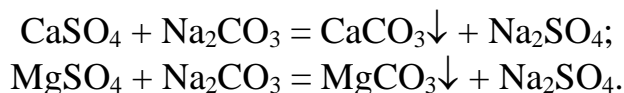


Данную реакцию используют для обнаружения в газах углекислого газа — CO_2 .

Присутствие в воде ионов Ca^{2+} и Mg^{2+} обуславливает жесткость воды. Она может быть временной или постоянной. Временная (или карбонатная) жесткость воды обуславливается присутствием в ней гидрокарбонатов кальция и магния. Ее устраняют путем кипячением либо действия известковой воды или соды:



Постоянная (или некарбонатная) жесткость воды обуславливается наличием в ней сульфатов и хлоридов кальция и магния. Ее устраняют действием соды:



Карбонатная и некарбонатная жесткости в сумме составляют общую жесткость воды.

Хлорид кальция применяется для улучшения свертываемости крови; сульфат кальция — для наложения гипсовых повязок при переломах костей.

Вопросы и задания

1. Почему у металлов главной подгруппы второй группы металлические свойства более слабые, чем у металлов главной подгруппы первой группы?
2. Назовите природные соединения кальция.
3. Закончите уравнения реакций:
 $\text{Ca} + \text{O}_2 \rightarrow;$ $\text{Ca} + \text{N}_2 \rightarrow;$ $\text{Ca} + \text{S} \rightarrow;$
 $\text{Ca} + \text{Cl}_2 \rightarrow;$ $\text{Ca} + \text{C} \rightarrow;$ $\text{Ca} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow;$
 $\text{Ca} + \text{H}_2 \rightarrow;$ $\text{Ca} + \text{P} \rightarrow;$ $\text{Ca} + \text{HCl} \rightarrow.$
4. Почему известковую воду можно применять для обнаружения углекислого газа? Напишите уравнения реакций.
5. Какая вода называется жесткой?
6. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно устранить временную и постоянную жесткость воды.
7. Напишите уравнения реакций для превращений:
а) $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{Ca(HCO}_3)_2 \rightarrow \text{CaCO}_3;$
б) $\text{CaO} \rightarrow \text{CaCl}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca(HCO}_3)_2 \rightarrow \text{CO}_2;$
в) $\text{Ca} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca(NO}_3)_2 \rightarrow \text{O}_2;$
г) $\text{Ca} \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaCl}_2 \rightarrow \text{Ca(NO}_3)_2.$

Задачи

1. Через 300 г воды, содержащей 0,01 моль гидроксида кальция, пропустили 0,336 л оксида углерода (IV) при н.у. Вычислить массовую долю соли, которая образовалась в растворе.
2. Вычислите, сколько граммов кальция в виде ионов поступает в организм при приеме внутрь столовой ложки (15 мл) раствора, в 100 мл которого содержится 5 г гексагидрата хлорида кальция — $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.

Тестовый самоконтроль (24) по теме «Металлы главных подгрупп первой и второй групп»

1. Укажите, какими могут быть щелочные металлы:
а) только окислители;
б) только восстановители;
в) как окислители, так и восстановители.
2. Укажите, какой может быть степень окисления водорода в гидриде кальция:
а) $-1;$ б) $+1;$ в) $-2;$ г) $+2.$
3. Укажите, какой цвет имеет метилоранж в растворах щелочей:
а) красный; б) синий; в) желтый; г) бесцветный.
4. Укажите, какие схемы реакций идут при определенных условиях:
а) $\text{NaOH} + \text{CO}_2 \rightarrow;$ б) $\text{NaOH} + \text{NO} \rightarrow;$
в) $\text{KOH} + \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow;$ г) $\text{KOH} + \text{CaO} \rightarrow.$

5. Укажите, какую электронную конфигурацию имеет ион Na^+ :
- а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$; б) $1s^2 2s^2 2p^6$;
 в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$; г) $1s^2 2s^2 2p^5 3s^2$.
6. Укажите, в виде которых соединений кальций находится в природе:
- а) CaO ; б) Ca(OH)_2 ; в) CaCO_3 ; г) $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.
7. Укажите, какую химическую формулу имеет гашеная известь:
- а) CaO ; б) Ca(OH)_2 ; в) $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$; г) $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.
8. Укажите, какую химическую формулу имеет доломит:
- а) CaCO_3 ; б) MgCO_3 ; в) $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$; г) CaSO_4 .
9. Укажите, какие вещества можно использовать для устранения временной жесткости воды:
- а) NaOH ; б) NaCl ; в) Na_2CO_3 ; г) Ca(OH)_2 .
10. Укажите, какое вещество можно использовать для устранения постоянной жесткости воды:
- а) NaCl ; б) HCl ; в) Na_2CO_3 ; г) NaOH .

8.6. АЛЮМИНИЙ И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ

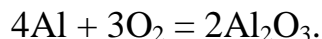
Алюминий находится в главной подгруппе третьей группы периодической системы элементов Д. И. Менделеева. Электронная конфигурация атома алюминия $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$. Это *p*-элемент. В своих соединениях алюминий всегда имеет степень окисления +3.

В свободном состоянии алюминия в природе нет. Основная масса его содержится в алюмосиликатах. Алюмосиликаты — это соли, которые состоят из оксидов алюминия, кремния, щелочных и щелочно-земельных металлов. К алюмосиликатам относятся корунд — Al_2O_3 , бокситы — $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$, полевые шпаты — $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$, глины — $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, нефелины — $(\text{Na}, \text{K})_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2$.

В промышленности алюминий получают путем электролиза Al_2O_3 в расплаве криолита — Na_3AlF_6 .

Алюминий — серебристо-белый металл, легкий, твердый, пластичный. Он хорошо проводит теплоту и электрический ток, легко образует сплавы, при 600°C становится хрупким.

Алюминий — сильный восстановитель и легко соединяется с кислородом при обычной температуре. Поверхность его покрывается тонкой, но очень прочной пленкой оксида алюминия Al_2O_3 :



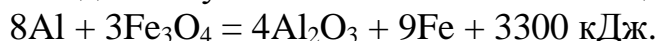
Эта пленка защищает алюминий от действия влаги и кислорода воздуха. Если оксидную пленку разрушить, алюминий медленно реагирует с водой при обычных условиях:



С галогенами алюминий реагирует при обычных условиях, с серой, азотом и углеродом — при высокой температуре:

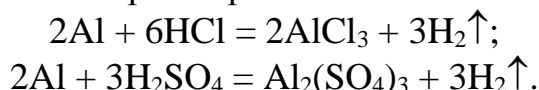


Алюминий взаимодействует с оксидами большинства металлов, поэтому его применяют для получения металлов из их оксидов:



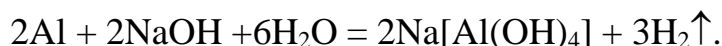
Метод восстановления металлов из их оксидов алюминием называется алюминотермией.

Алюминий легко растворяется в хлороводородной и разбавленной серной кислотах, особенно при нагревании:



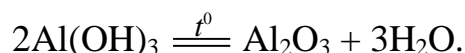
С концентрированными азотной и серной кислотами алюминий при обычной температуре не реагирует, так как пассивируется ими. Эти концентрированные кислоты хранят в алюминиевых сосудах.

Алюминий — амфотерный металл, поскольку он реагирует с растворами щелочей:

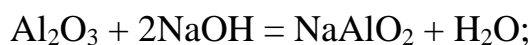


Применяют алюминий и его сплавы в ракетной технике, авиации, судостроении и приборостроении, а также для изготовления электрических проводов и кухонной посуды.

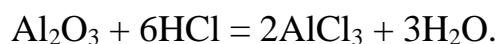
Оксид алюминия — Al_2O_3 (глинозем) — вещество белого цвета, твердое, плавится при 2050°C . В природе встречается в виде минерала корунда. В лаборатории его получают путем сжигания алюминия в кислороде или разложения гидроксида алюминия:



По химическим свойствам — это амфотерный оксид. Он реагирует со щелочами и с кислотами:



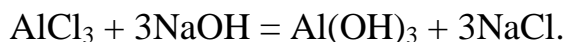
металлюминат натрия



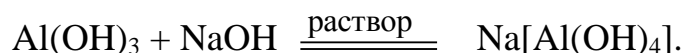
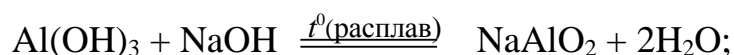
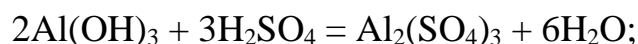
В присутствии воды реакция оксида алюминия с гидроксидом натрия идет по-другому: образуется тетрагидроксоалюминат натрия $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$:



Гидроксид алюминия — $\text{Al}(\text{OH})_3$ — белое, твердое вещество; в воде практически не растворяется. Получают его действием щелочей на растворы солей алюминия:



Гидроксид алюминия имеет амфотерные свойства и реагирует с кислотами и щелочами:



Вопросы и задания

1. Назовите природные соединения алюминия.
2. Как получают алюминий в промышленности?
3. Назовите физические свойства алюминия.
4. Закончите уравнения реакций:
 $\text{Al} + \text{Br}_2 \rightarrow$; $\text{Al} + \text{N}_2 \rightarrow$;
 $\text{Al} + \text{S} \rightarrow$; $\text{Al} + \text{C} \rightarrow$.
5. Напишите ионные уравнения между:
а) оксидом алюминия и серной кислотой;
б) оксидом алюминия и гидроксидом калия;
в) гидроксидом алюминия и азотной кислотой;
г) гидроксидом алюминия и гидроксидом калия.
6. Напишите уравнения реакций для превращений:
а) $\text{Al} \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{NaAlO}_2 \rightarrow \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] \rightarrow \text{AlCl}_3$;
б) $\text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$;
в) $\text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$.

Задачи

1. Смесь меди и алюминия массой 20 г обработали соляной кислотой. Выделилось 13,44 л газа. Определите состав смеси в массовых долях (в %).
2. К 10 г смеси железа и алюминия прилили избыток гидроксида натрия. Выделилось 6,72 л газа. Определите состав смеси в массовых долях (в %).

Тестовый самоконтроль (25) по теме «Алюминий и его соединения»

1. Укажите, с какими веществами реагирует алюминий:
а) соляная кислота; б) галогены;
в) оксид кальция; г) азот.
2. Укажите, какие металлы более активны, чем алюминий:
а) натрий; б) медь; в) кальций; г) железо.
3. Укажите, какова электронная конфигурация иона Al^{3+} :
а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$; б) $1s^2 2s^2 2p^6$;
в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^2$; г) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

4. Укажите, какое из природных соединений алюминия является бокситом:

- а) Al_2O_3 ; б) $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$;
в) $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$; г) $\text{K}_2\text{O} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow 6\text{SiO}_2$.

5. Укажите, в каких растворах веществ растворяется оксид алюминия:

- а) гидроксид натрия; б) соляная кислота;
в) концентрированная серная кислота; г) хлорид натрия.

6. Укажите, какие уравнения реакций доказывают наличие амфотерных свойств оксида алюминия:

- а) $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$; б) $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{KOH} \rightarrow$;
в) $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{HCl} \rightarrow$; г) $\text{Na}_2\text{O} + \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow$.

7. Укажите, какие реакции не идут при обычных условиях:

- а) $\text{Al} + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{разб} \rightarrow$; б) $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$;
в) $\text{Al} + \text{HCl} \rightarrow$; г) $\text{Al} + \text{HNO}_3 \text{конц.} \rightarrow$.

8. Укажите, какие вещества реагируют с гидроксидом алюминия $\text{Al}(\text{OH})_3$:

- а) NaOH ; б) H_2SO_4 ; в) H_2O ; г) N_2 .

9. Укажите, растворы каких веществ нельзя кипятить в алюминиевой посуде:

- а) соляной кислоты; б) карбоната натрия;
в) гидроксида калия; г) хлорида натрия.

10. Укажите, растворы каких солей имеют щелочную реакцию среды:

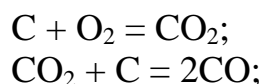
- а) AlCl_3 ; б) KAlO_2 ; в) NaAlO_2 ; г) $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$.

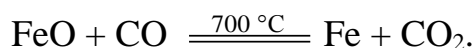
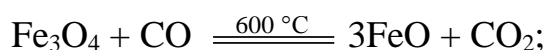
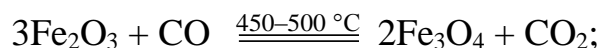
8.7. ЖЕЛЕЗО И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ

Железо находится в побочной подгруппе восьмой группы периодической системы элементов Д. И. Менделеева. Электронная конфигурация атома железа $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$. Это *d*-элемент. В своих соединениях железо чаще всего имеет степени окисления +2 и +3. Железо входит в состав гемоглобина и различных ферментов.

В свободном состоянии оно встречается только в метеоритах. Наиболее важными соединениями железа в природе являются бурый железняк (лимонит) — $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$, красный железняк (гематит) — Fe_2O_3 , магнитный железняк (магнетит) — $\text{Fe}_3\text{O}_4 (\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3)$, железный колчедан (пирит) — FeS_2 .

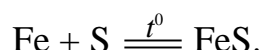
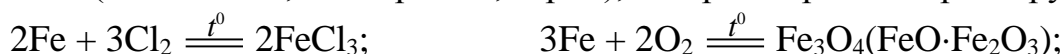
В промышленности железо получают путем восстановления его из железных руд с помощью углерода (кокса) и оксида углерода (II) в доменных печах. При этом в доменной печи протекают следующие основные химические реакции:



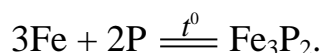


Чистое железо — серебристо-серый металл, обладающий большой ковкостью, пластичностью, сильными магнитными свойствами. Плотность железа — 7,87 г/см³, температура плавления — 1539 °С.

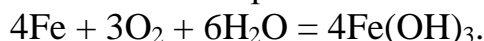
В химических реакциях железо является восстановителем. При обычной температуре оно не взаимодействует даже с самыми сильными окислителями (галогенами, кислородом, серой), но при нагревании реагирует:



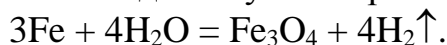
При более высоких температурах железо взаимодействует с углеродом, кремнием, фосфором:



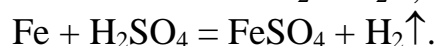
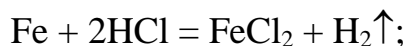
Во влажном воздухе железо быстро окисляется:



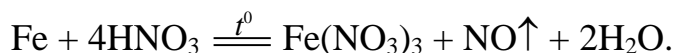
Раскаленное железо взаимодействует с парами воды:



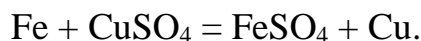
Железо вступает в реакцию с разбавленными серной и соляной кислотами:



Железо взаимодействует с концентрированными азотной и серной кислотами только при нагревании:

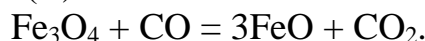


Железо вытесняет менее активные металлы из их солей:

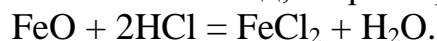


Железо в виде сплавов — чугуна и стали — широко используется в промышленности.

Оксид железа (II) — FeO — черное кристаллическое вещество; не растворяется в воде. Получают его путем восстановления оксида железа (II, III) оксидом углерода (II):



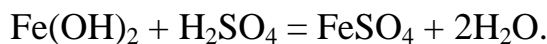
Оксид железа (II) — основной оксид; он реагирует с кислотами:



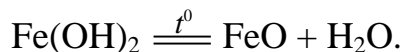
Гидроксид железа (II) Fe(OH)₂ — белое вещество; не растворяется в воде. Образуется при взаимодействии растворов солей железа (II) со щелочами без доступа воздуха:



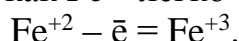
Легко реагирует с кислотами:



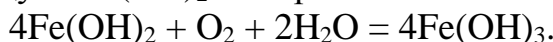
При нагревании разлагается:



Соединения, обладающие степенью окисления железа +2, имеют восстановительные свойства, так как Fe⁺² легко окисляется до Fe⁺³:



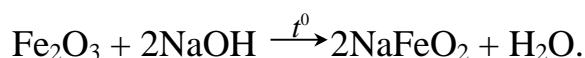
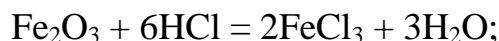
Поэтому на воздухе Fe(OH)₂ быстро окисляется:



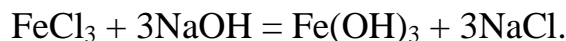
Оксид железа (III) Fe₂O₃ — твердое вещество красно-бурого цвета. Его получают путем либо разложения гидроксида железа (III) — Fe(OH)₃, либо окисления пирита — FeS₂:



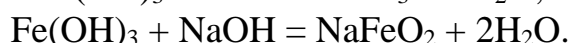
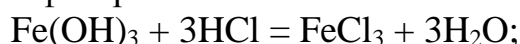
Оксид железа (III) имеет амфотерные свойства: реагирует с кислотами и основаниями:



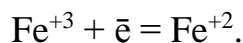
Гидроксид железа — (III) Fe(OH)₃ получают из солей железа (III) при взаимодействии их со щелочами:



Гидроксид железа (III) является более слабым основанием, чем Fe(OH)₂ и проявляет амфотерные свойства:



Соединения, обладающие степенью окисления железа +3, имеют окислительные свойства, так как Fe⁺³ легко восстанавливается до Fe⁺²:



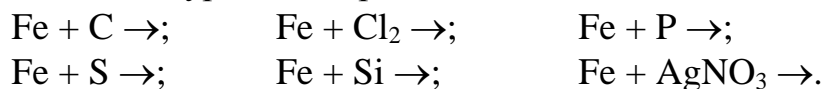
Например, хлорид железа (III) окисляет йодид калия до свободного йода:



Вопросы и упражнения

1. Назовите основные природные соединения железа.
2. Какие реакции лежат в основе получения железа в доменной печи?
3. Каковы физические свойства железа?

4. Закончите уравнения реакций:



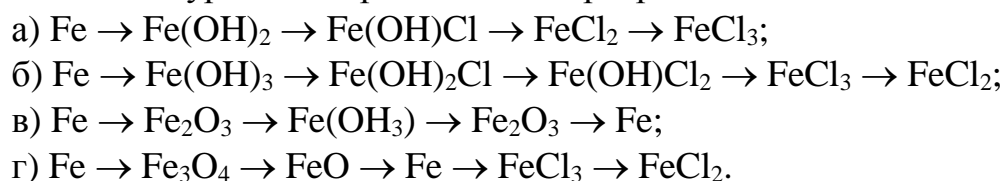
5. Напишите уравнения реакций взаимодействия железа с разбавленными и концентрированными серной и азотной кислотами.

6. Напишите уравнения реакций, характерных для оксидов и гидроксидов двухвалентного и трехвалентного железа.

7. Какими окислительно-восстановительными свойствами обладают соединения Fe(II) и Fe(III)?

8. В составе каких соединений находится железо в организме человека и животных?

9. Напишите уравнения реакций для превращений:



Задачи

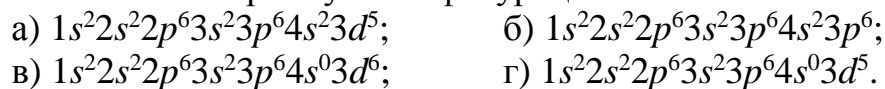
1. Сколько граммов сульфата железа (II) можно получить при растворении 70 г железа в разбавленной серной кислоте?

2. Сколько литров хлора (н.у.) взаимодействует с 2,8 г железа?

3. При действии соляной кислоты на 12 г смеси железа и меди выделилось 1,6 л водорода. Вычислить массовую долю (в %) железа в смеси.

Тестовый самоконтроль (26) по теме «Железо и его соединения»

1. Укажите электронную конфигурацию атома железа:



2. Укажите, какое из природных соединений железа является магнетитом:



3. Укажите, с какими веществами реагирует железо:



4. Укажите, с какими веществами реагирует оксид железа (II):



5. Укажите, какие вещества образуются при взаимодействии $\text{Fe}(\text{OH})_3$ с HNO_3 :



6. Укажите, какие металлы более активные, чем железо:



7. Укажите, растворы каких солей имеют кислую реакцию среды:

а) Fe_3O_4 ; б) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$; в) NaFeO_2 ; г) FeCl_3 .

8. Укажите, при каких условиях равновесие системы $\text{Fe}_3\text{O}_4 + 4\text{CO} \rightleftharpoons 3\text{Fe} + 4\text{CO}_2 - 43,7 \text{ кДж}$ смещается вправо:

а) повышение температуры;

б) понижение температуры;

в) увеличение давления;

г) увеличение концентрации CO .

9. Укажите, какие вещества образуются при растворении Fe_3O_4 в азотной кислоте:

а) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$; б) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$; в) H_2O ; г) NO_2 .

10. Укажите, какие реакции осуществимы:

а) $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{KCl} \rightarrow$; б) $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{HCl} \rightarrow$;

в) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$; г) $\text{FeSO}_4 + \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow$.

ОГЛАВЛЕНИЕ

ЧАСТЬ I. ОСНОВЫ ОБЩЕЙ ХИМИИ.....	3
Глава 1. Основные понятия и законы химии	3
1.1. Свойства и превращения веществ	3
1.2. Атомно-молекулярное учение. Простые и сложные вещества	5
1.3. Химические символы и формулы	6
1.4. Относительная атомная масса. Относительная молекулярная масса	8
1.5. Количество вещества. Моль. Молярная масса.....	9
1.6. Чистые вещества и смеси. Закон постоянства состава	11
1.7. Валентность. Графические формулы веществ	12
1.8. Закон сохранения массы вещества. Химические уравнения	14
1.9. Закон Авогадро. Молярный объем газа	16
Глава 2. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева. Строение атома.....	20
2.1. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева	20
2.2. Строение атома и атомного ядра. Изотопы.....	22
2.3. Строение электронной оболочки атома. Квантовые числа. Принцип Паули	25
2.4. Порядок заполнения электронами атомных орбиталей. Электронные конфигурации атомов элементов.....	28
2.5. Периодическая система химических элементов. Электронное строение атомов	29
Глава 3. Химическая связь и строение вещества	32
3.1. Электроотрицательность химических элементов.....	32
3.2. Типы химической связи.....	33
3.3. Валентность и степень окисления	36
Глава 4. Химические реакции и закономерности их протекания.....	39
4.1. Типы химических реакций. Окислительно-восстановительные реакции и составление их уравнений методом электронного баланса	39
4.2. Скорость химических реакций и ее зависимость от различных факторов.....	43
4.3. Катализаторы и катализ.....	47
4.4. Химическое равновесие и условия его смещения	48
Глава 5. Основные классы неорганических соединений.....	51
5.1. Оксиды	53
5.2. Основания	56

5.3. Кислоты	59
5.4. Соли.....	63
5.5. Генетическая связь между основными классами неорганических соединений	67
Глава 6. Растворы. Электролитическая диссоциация.....	69
6.1. Растворы	69
6.2. Растворение веществ	69
6.3. Растворимость веществ	70
6.4. Характеристика растворов.....	71
6.5. Электролитическая диссоциация	77
6.6. Степень диссоциации. Сильные и слабые электролиты.....	78
6.7. Диссоциация оснований, кислот и солей в водных растворах.....	78
6.8. Ионные уравнения реакций	80
6.9. Гидролиз солей.....	82
ЧАСТЬ II. ХИМИЯ ЭЛЕМЕНТОВ.....	85
Глава 7. Неметаллы и их неорганические соединения.....	85
7.1. Общие свойства неметаллов.....	85
7.2. Водород.....	86
7.3. Вода. Ее физические и химические свойства	88
7.4. Галогены. Общая характеристика.....	90
7.5. Хлор.....	90
7.6. Хлороводород, соляная кислота и ее соли	92
7.7. Подгруппа кислорода. Общая характеристика ее элементов.....	95
7.8. Кислород.....	96
7.9. Сера	98
7.10. Сероводород и сероводородная кислота	99
7.11. Оксид серы (IV).....	100
7.12. Оксид серы (VI).....	101
7.13. Общая характеристика элементов подгруппы азота.....	105
7.14. Азот	106
7.15. Аммиак и соли аммония.....	107
7.16. Азотная кислота и ее соли	109
7.17. Фосфор	114
7.18. Оксид фосфора (V). Ортофосфорная кислота и ее соли.....	115
7.19. Общая характеристика элементов подгруппы углерода	118
7.20. Углерод	119
7.21. Оксиды углерода.....	120
7.22. Угольная кислота и ее соли	121
7.23. Кремний и его соединения.....	125

Глава 8. Металлы и их неорганические соединения.....	128
8.1. Положение металлов в периодической системе элементов Д. И. Менделеева. Нахождение в природе и получение их	128
8.2. Физические свойства металлов	129
8.3. Химические свойства металлов.....	130
8.4. Металлы главной подгруппы первой группы периодической системы элементов Д. И. Менделеева	132
8.5. Металлы главной подгруппы второй группы периодической системы элементов Д. И. Менделеева	134
8.6. Алюминий и его соединения	137
8.7. Железо и его соединения.....	140

Учебное издание

Ткачев Сергей Викторович

ОСНОВЫ ОБЩЕЙ И НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

Учебно-методическое пособие

7-е издание

Ответственный за выпуск В. В. Хрусталёв
Компьютерный набор О. И. Смирновой
Компьютерная вёрстка Н. М. Федорцовой

Подписано в печать 01.03.22. Формат 60×84/16. Бумага писчая «Снегурочка».

Ризография. Гарнитура «Times».

Усл. печ. л. 8,6. Уч.-изд. л. 7,2. Тираж 125 экз. Заказ 73.

Издатель и полиграфическое исполнение: учреждение образования
«Белорусский государственный медицинский университет».
Свидетельство о государственной регистрации издателя, изготовителя,
распространителя печатных изданий № 1/187 от 18.02.2014.
Ул. Ленинградская, 6, 220006, Минск.