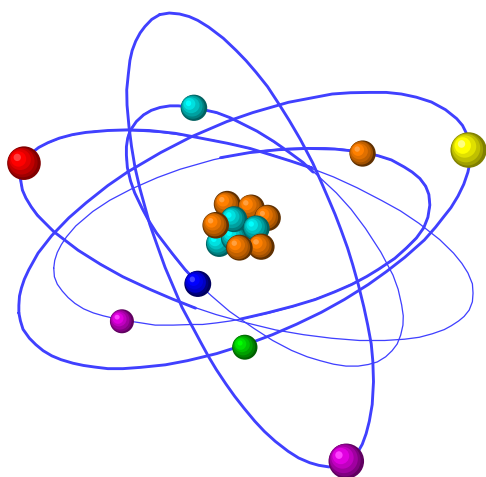


**Ю. Ю. Громов, О. Г. Иванова,  
А. В. Лагутин, С. Ю. Чупрунов**

**ОБЩАЯ  
ХИМИЯ**



**• ИЗДАТЕЛЬСТВО ТГТУ •**

Министерство образования Российской Федерации  
ТАМБОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ

**Ю. Ю. Громов, О. Г. Иванова,  
А. В. Лагутин, С. Ю. Чупрунов**

**ОБЩАЯ  
ХИМИЯ**

*Рекомендовано Ученым советом университета  
в качестве учебного пособия*

**• ИЗДАТЕЛЬСТВО ТГТУ •  
Тамбов 2000**

**Раздел I  
ОБЩАЯ ХИМИЯ**

---

---

**Глава 1.1  
ВЕЩЕСТВА**

### 1.1.1 Основные понятия

Химия, биология, физика – науки, которые изучают природу. Природа - это воздух, вода, Земля, Солнце, Луна, растения, животные, люди.

Земля, Солнце, дом, автобус, человек, ложка, вилка - тоже тела. Химический стакан, колба, пробирка - тоже тела. Они состоят стекла. Ложка, пилка состоят из алюминия, из серебра, Алюминий, серебро, стекло, вода, сера, мел, сахар, кислород, азот, железо - это вещества. *Тела состоят из веществ.*

В природе очень много веществ. Вещества существуют в природе независимо от человека. Мы не видим сейчас воду, но она есть в реке, в море. Мы не видим кислород и не думаем о нем, но кислород есть в воздухе. Мы дышим кислородом. Поэтому можно сказать: вещества существуют независимо от нас.

#### СЛОВА И СЛОВСОЧЕТАНИЯ

Вещество, -а	Пробирка, -и	Азот
Природа	Стекло	Железо
Воздух	Алюминий	Состоять ( <i>из чего?</i> )
Луна	Серебро	Существовать
Растение, -я	Сера	Существовать независимо
Животное, -ые	Кислород	( <i>от кого? от чего?</i> )
Колба, -ы		

#### ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ !

- 1) *Что состоит из чего.*  
Тела состоят из веществ.
- 2) *Существовать независимо (от кого? от чего ?).*  
Вещества существуют независимо от человека.

#### УПРАЖНЕНИЯ

- 1 Назовите тела, которые вы знаете.
- 2 Назовите вещества, которые вы знаете.
- 3 Выполните упражнение по образцу:

Тело	Вещество
Стакан	Железо

Стакан, железо, Луна, сера, стекло, вода, Земля, Солнце, сахар, алюминий, серебро, мел, дом, вилка, нож, кислород, азот, книга, автобус, колба, пробирка.

- 4 Из чего состоит: а) колба; б) пробирка; в) ложка ?
- 5 Из чего состоят тела ?

### 1.1.2 Свойства веществ

Возьмем разные вещества: сахар, соль, мел, серу, воду, этиловый спирт, серную кислоту. Как различаются эти вещества. Сахар, соль, мел, сера, твердые вещества; вода, этиловый спирт, серная кислота - жидкие вещества.

Как различить твердые вещества: сахар, соль, мел, серу ? Соль, сахар, мел - вещества белого цвета. Сера - вещество желтого цвета. Мы видим, что эти вещества имеют различный цвет.

А как различить вещества одного цвета: сахар, соль, мел ? Сахар и соль растворяются в воде, а мел не растворяется в воде. Как различить сахар и соль ? Они имеют различный вкус.

Возьмем жидкие вещества - воду, этиловый спирт и серную кислоту. Они не имеют цвета (бесцветные). Как их различить ? Спирт имеет характерный запах. Вода и серная кислота не имеют запаха. Как различить воду и серную кислоту ? Вода и серная кислота имеют различную плотность. Плотность воды  $1 \text{ г/см}^3$  (один грамм на кубический сантиметр), плотность серной кислоты  $1,84 \text{ г/см}^3$  (одна целая восемьдесят четыре сотых грамма на кубический сантиметр).

Вода, этиловый спирт, серная кислота имеют различные температуры кипения. Температура кипения воды  $100 \text{ }^\circ\text{C}$  (сто градусов Цельсия), температура кипения серной кислоты  $338 \text{ }^\circ\text{C}$ , температура кипения спирта  $78 \text{ }^\circ\text{C}$ .

**Агрегатное состояние (твердое, жидкое, газообразное), цвет, плотность, растворимость, температура кипения, температура плавления - это физические свойства вещества.**

Каждое вещество имеет свои свойства. Например, серная кислота - жидкое бесцветное вещество, без запаха. Плотность серной кислоты  $1,84 \text{ г/см}^3$ , температура кипения  $338 \text{ }^\circ\text{C}$ , температура плавления  $10,4 \text{ }^\circ\text{C}$ . Серная кислота хорошо растворяется в воде.

Йод - твердое вещество темно-серого цвета, имеет характерный запах. Плотность йода  $4,94 \text{ г/см}^3$ . Температура плавления йода  $11 - 3,7 \text{ }^\circ\text{C}$ , температура кипения  $184,5 \text{ }^\circ\text{C}$ . Йод мало растворяется в воде, но хорошо растворяется в этиловом спирте.

Чтобы различить разные вещества, нужно сравнивать совокупность свойств этих веществ.

**Совокупность свойств, которая характеризует только данное вещество - это качество вещества.**

Чтобы различать вещества, нужно знать их качества.

Вещества с их свойствами существуют независимо от человека. Вещества действуют на наши органы чувств. Мы видим цвет веществ, чувствуем их запах и вкус.

### СЛОВА И СЛОВСОЧЕТАНИЯ

Разный, -ая, -ое, -ые	Свойство, -а	Цвет, -а
Серная кислота	Спирт, -ы	Запах, -и
Различать - различить	Этиловый спирт	Плотность, -и
Твердый, -ая, -ое, -ые	Кислота, -ы	Грамм, -ы
Жидкий, -ан, -ое, -ие	Вкус, -ы	Совокупность, -
Бесцветный, -ая, ое, -ые	Сантиметр, -ы	и
Характерный, -ая, -ое, -ые	Температура кипения	Качество, -а
Характеризовать	Плавление	Такой, -ая, -ое, -ие
Желтый, -ая, -ое, -ые	Температура плавления	Орган, -ы
Различный, -ая, -ое, -ые	Газообразный	Чувство, -а
Растворяться (в чем?)	Сравнивать	Чувствовать
Растворимость		Действовать
Агрегатное состояние		

### ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ !

1) *Что* растворяется в чем.

Сахар растворяется в воде.

2) *Чтобы* + инфинитив, *нужно* + инфинитив.

Чтобы различать вещества, нужно знать их качества.

3) *Что* имеет *что*.

Вещество имеет цвет.

## УПРАЖНЕНИЯ

1 Какие свойства веществ вы знаете ?

2 Что такое качество вещества ?

3 Опишите свойства веществ, которые приведены в табл. 1, по схеме: а) агрегатное состояние; б) цвет; в) запах, вкус; г) плотность; д) температура кипения, температура плавления; е) растворимость.

1 Плотности, температуры плавления и кипения некоторых веществ

Вещество	Плотность, г/см <sup>3</sup>	Температура, °С	
		плавления	кипения
Вода	1,00	0	100
Этиловый спирт	0,8	-114	78,3
Алюминий	2,7	659	2447
Серебро	10,5	961,3	2180
Сера	2,1	112,8	445
Соль (NaCl)	2,2	801	1456
Азот	1,25	-209,9	-195,8
Кислород	1,43	218,7	-183

### 1.1.3 Физические и химические явления

Природа все время изменяется. Любое изменение в природе - это *явление*. Движение Земли, движение человека, плавление льда, кипение и испарение воды, горение спички, растворение сахара в воде, растворение металла в кислоте - это явления.

При нагревании лед плавится - превращается в воду. Вода испаряется, превращается в пар. Пар при охлаждении превращается в воду. Вода при охлаждении превращается в лед. Лед, вода, пар - это не разные вещества. Это одно вещество - вода в разных агрегатных состояниях. Плавление льда, испарение воды, превращение пара в воду, превращение воды в лед - это *физические явления*. При этих явлениях изменяется агрегатное состояние воды, а вещество вода не изменяется.

Если кусок мела превратить в порошок, изменится форма тела, но вещество мел не изменится. Это тоже физическое явление.

**При физических явлениях изменяются только отдельные свойства веществ или тел: агрегатное состояние вещества, форма, объем, положение тела. При физических явлениях новые вещества не образуются.**

Будем нагревать в сухой пробирке сухой сахар. Сахар - это твердое вещество белого цвета, без запаха, имеет сладкий вкус. Сначала он плавится - это физическое явление. Потом сахар изменяет цвет. Мы чувствуем неприятный запах. На стенках пробирки появляется вода. В пробирке образуется новое вещество черного цвета. Это вещество не имеет вкуса, не плавится при нагревании - это уголь. Сахара уже нет. Образовались новые вещества с новыми свойствами - это *химическое явление*.

При горении магния выделяется теплота и образуется новое вещество - порошок белого цвета.

При горении серы выделяется теплота и образуется новое вещество газ с неприятным запахом.

При растворении мела или цинка в кислоте тоже образуется новое вещество с новыми свойствами.

Горение магния, горение серы, растворение мела или цинка в кислоте - это химические явления.

**Явления, при которых одни вещества превращаются в другие, называются химическими явлениями (химическими реакциями).**

Признаки химических реакций: 1) изменение цвета вещества; 2) образование вещества, которое не растворяется в воде; 3) образование газа; 4) выделение или поглощение теплоты.

Магний горит. Серная кислота не горит. Цинк растворяется в серной кислоте. Серебро не растворяется в серной кислоте.

**Свойства данного вещества вступать в реакцию с другими веществами называются химическими свойствами.**

Совокупность химических и физических свойств, которые характеризуют только данное вещество, - это качество вещества.

При химических явлениях изменяются не только отдельные свойства веществ. При химических явлениях изменяются качества веществ. При химических явлениях образуются новые вещества. Химия изучает вещества, их свойства, состав, строения и превращения.

## СЛОВА И СЛОВСОЧЕТАНИЯ

Изменяться	Превращаться	Уголь
Изменение, -ия	Охлаждение	Магний
Любой, -ая, -ое, -ые	Кусок	Выделяться
Явление, -ия	Порошок	Выделение
Движение	Фирма, -ы	Теплота
Испарение	Объем, -ы	Исчезать
Испаряться	Отдельный, -ая, -ое, -ые	Признак, -и
Горение	Положение, -ия	Образование
Растворение	Образоваться	Поглощение
Нагревание	Сухой, -ая, -ое, -ие	Цинк
Превращение, -я	Появляться	Вступать в
Плавиться	Нерастворимый, -ая, -ое, -ые	реакцию
Лед		Состав
Стенка, -и		Строение, -ия

## ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ !

1) *При нагревании (кипении, плавлении).*

При нагревании сера плавится.

2) *Что превращается во что.*

Лед превращается в воду.

3) *Если + инфинитив.*

Если кусок мела превратить в порошок, изменяется форма тела.

4) *Что называется чем.*

Превращения одних веществ в другие называются химическими реакциями.

5) *Что вступает в реакцию с чем.*

Цинк вступает в реакцию с кислотой.

## УПРАЖНЕНИЯ

- 1 Что такое явление ?
- 2 При каких явлениях образуются новые вещества ?
- 3 При каких явлениях изменяются качества веществ ?
- 4 Какие явления называются химическими ?
- 5 Какие это явления (физические или химические): а) плавление магния; б) горение магния; в) растворение магния в серной кислоте; г) плавление серы; д) горение серы; е) испарение спирта; ж) горение спирта; з) превращение мела в порошок.
- 6 Во что превращается: а) магний при горении; б) лед при плавлении; в) сера при горении; г) вода при кипении ?
- 7 Что изменится, если: а) кусок мела превратить в порошок; б) расплавить серу; в) растворить металл в кислоте ?
- 8 Какие свойства веществ называются химическими ?
- 9 Что такое качество вещества ?
- 10 Что изучает химия ?
- 11 С чем магний вступает в реакцию: а) при горении; б) при растворении в кислоте ?
- 12 Определите, какие изменения характеризуют химическую реакцию: изменение формы тела, изменение цвета, образование вещества, которое не растворяется в воде, изменение агрегатного состояния вещества, образование газа, изменение объема, поглощение теплоты.

## Глава 1.2 АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНОЕ УЧЕНИЕ И ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ

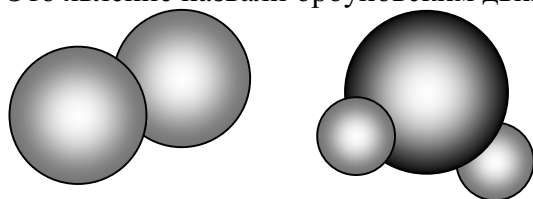
### 1.2.1 Молекулярное строение вещества

Мы знаем, что при изменении температуры объем тела изменяется. Почему это происходит ? Потому что вещества состоят из маленьких частиц молекул. Между молекулами есть промежутки. При нагревании тела промежутки увеличиваются, при охлаждении - уменьшаются.

**Молекула - это самая маленькая частица вещества, которая сохраняет его химические свойства.**

Мы не можем увидеть отдельные молекулы воды и йода. Но они существуют. В электронный микроскоп видны только очень большие молекулы, например молекулы белка. Между молекулами действуют силы притяжения и отталкивания. Молекулы имеют массу, размеры, химические свойства. Молекулы одного вещества одинаковы. Молекулы разных веществ имеют разный состав, разную массу, разные размеры, разные свойства. Например, все молекулы воды одинаковы. Молекулы воды и йода разные (рис. 1).

Молекулы постоянно движутся. В 1827 году английский ученый Броун увидел в микроскоп движение твердых частиц в жидкости. Частицы движутся непрерывно и беспорядочно. Это явление назвали броуновским движением.



a)

b)

**Рис. 1** Схемы молекул:  
a - йода; б - воды

Оно показывает, что и молекулы жидкости беспорядочно и непрерывно движутся.

Молекулы одного вещества могут проникать между молекулами другого вещества. Это физическое явление называется *диффузией*.

Броуновское движение, диффузия, растворение вещества и другие явления показывают, что молекулы существуют и непрерывно движутся.

## СЛОВА И СЛОВСОЧЕТАНИЯ

Происходить	Электронный	Белок
Частица, -ы	Микроскоп, -ы	Масса, -ы
Молекула, -ы	Непрерывно	Размер, -ы
Между	Беспорядочно	Одинаковый, -ая, -ое, -
Промежуток	Сила, -ы	ые
Увеличиваться	Отталкивание	Постоянно
Уменьшаться	Притяжение	Жидкость, -и
Часть, -и	Значит	Проникать
Сохранять	Чем	Диффузия

## УПРАЖНЕНИЯ

- 1 Из чего состоят вещества ?
- 2 Почему тела изменяют объем при изменении температуры ?
- 3 Что такое молекула ?
- 4 Можно ли сказать, что молекула сохраняет все свойства вещества ?
- 5 Какие свойства характеризуют вещество, а какие молекулу: температура кипения, масса, температура плавления, размер, состав, агрегатное состояние, плотность ?
- 6 Можно ли сохранять газы в открытых колбах ?
- 7 Что показывает броуновское движение ?

### 1.2.2 Атомы. Химические элементы

*Молекулы состоят из атомов.*

При химических реакциях молекулы разлагаются на атомы. Атомы не разлагаются при химических реакциях. Из атомов образуются новые молекулы.



Атомы → молекула → вещество - это *виды существования материи*.

Химические реакции - это особый вид движения атомов. Это химическая форма движения материи.

В природе существуют разные виды атомов, которые имеют разный размер, разную массу и разные свойства. Каждый отдельный вид атомов называется *химическим элементом*.

Сейчас известно 107 химических элементов. Каждый химический элемент имеет свое название и свой химический знак (символ). Химический знак - это одна или две буквы латинского названия элемента. Например, H (аш) - химический знак водорода, латинское название водорода Hydrogenium, Fe (феррум) - химический знак железа, латинское название железа Ferrum.

В табл. 2 приведены русские и латинские названия элементов, химические знаки и чтение их в формуле.

## 2 Названия, химические знаки и относительные атомные массы некоторых элементов

Химический знак	Латинское название	Русское название	Произношение химического знака	Относительная атомная масса (округленная)
1	2	3	4	5
Ag	Argentum	<b>Серебро</b>	Аргентиум	108
Al	Aluminium	Алюминий	Алюминий	27
As	Arsenicum	Мышьяук	Арсеникум	75
Au	Aurum	Золото	Аурум	197
C	Carboneum	Углерод	Це	12
Cl	Chlorum	Хлор	Хлор	35,5
Cu	Cuprum	Медь	Купрум	64
Fe	Ferrum	Железо	Феррум	56

*Продолжение табл. 1*

1	2	3	4	5
H	Hydrogenium	Водород	Аш	1
He	Helium	Гелий	Гелий	4
Hg	Hydrargyrum	Ртуть	Гидраргиру	201
K	Kalium	Калий	Калий	39
N	Nitrogenium	Азот	Эн	14
Ca	Calcium	Кальций	Кальций	40
Na	Natrium	Натрий	Натрий	23
O	Oxygenium	Кислород	О	16

P	Phosphorus	Фосфор	Пе	31
Pb	Plumbum	Свинец	Плюмбум	207
S	Sulfur	Сера	Эс	32
Sb	Stibium	Сурьма	Стибиум	122
Si	Silicium	Кремни й	Силициум	28
Sn	Stannum	Олово	Станнум	119
Zn	Zincum	Цинк	Цинк	65

Химический знак обозначает: 1) элемент; 2) один атом элемента. Атомы химических элементов входят в состав простых и сложных веществ.

**Вещества, которые состоят из атомов одного элемента, называются простыми.**

Сера S, водород H<sub>2</sub>, кислород O<sub>2</sub>, озон O<sub>3</sub>, фосфор P, железо Fe - это простые вещества.

Один элемент может образовать несколько простых веществ. Это явление называется *аллотропией*. Например, элемент кислород образует два простых вещества - кислород O<sub>2</sub> и озон O<sub>3</sub>; элемент фосфор образует простые вещества - белый фосфор, красный фосфор, черный фосфор; элемент углерод образует простые вещества - графит и алмаз.

**Вещества, которые состоят из атомов разных элементов, называются сложными.**

Например, вода H<sub>2</sub>O состоит из атомов разных элементов - водорода H и кислорода O; мел CaCO<sub>3</sub> состоит из атомов элементов кальция Ca, углерода C и кислорода O. Вода и мел - сложные вещества.

### СЛОВА И СЛОВСОЧЕТАНИЯ

Атом, -ы	Элемент, -ы	Кора
Атомный, -ая, -ое, -ые	Оксид, -ы	Земная кора
Особый, -ая, -ое, -ые	Ртуть	Название, -ия
Поддерживать ( <i>что?</i> )	Собираться	Знак
Оранжевый, -ая, -ое, -ые	Водород	Аллотропия
Серебристый, -ая, -ое, -ые	Разлагаться	Красный, -ая, -ое,
Простой, -ая, -ое, -ые	Известно	-ые
Сложный, -ая, -ое, -ые	Содержание	Графит
		Алмаз

### ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ !

*Что входит в состав чего.*

Химические элементы входят в состав простых и сложных веществ.

### УПРАЖНЕНИЯ

- 1 Из чего состоят молекулы ?
- 2 Что называется химическим элементом ?
- 3 Что показывает химический знак ?
- 4 Какие вещества называются: а) простыми; б) сложными ? Приведите примеры простых и сложных веществ.
- 5 Какие элементы входят в состав: а) мела; б) воды; в) кислорода; г) озона; д)



3 Во сколько раз масса атома: а) углерода; б) кислорода; в) серы; г) железа; д) фосфора больше, чем 1/12 часть массы атома углерода ?

4 Определите относительные атомные массы: а) железа (масса атома водорода  $93,13 \cdot 10^{-24}$  г); б) водорода (масса атома водорода  $1,67 \cdot 10^{-24}$  г); в) уран (масса атома урана  $396,67 \cdot 10^{-24}$  г).

### 1.2.4 Закон постоянства состава. Химические формулы. Относительная молекулярная масса

Человек изучает различные формы движения материи, раскрывает связь и зависимость между явлениями природы, открывает законы природы. Законы природы действуют независимо от человека. Законы химии, как и законы других наук - это отражение законов природы.

В XVIII (восемнадцатом) и XIX (девятнадцатом) веках ученые открыли основные законы химии.

**Закон постоянства состава.** В 1799 году французский ученый Пруст открыл закон постоянства состава:

**Всякое чистое вещество имеет постоянный состав, который не зависит от способа получения этого вещества.**

Например, вода  $H_2O$  (аш - два - о) состоит из водорода и кислорода (качественный состав). В воде содержится 11,11 % водорода, 88,89 % кислорода (количественный состав). Воду можно получить разными способами. Во всех случаях чистая вода имеет одинаковый состав.

Пероксид водорода  $H_2O_2$  (аш - два - о - два), как и вода, состоит из водорода и кислорода. Но количественный состав пероксида водорода отличается от количественного состава воды. В пероксиде водорода содержится 5,89 % (пять целых восемьдесят девять сотых процента) водорода и 94,11 % (девятьдесят четыре целых одиннадцать сотых процента) кислорода. Пероксид водорода имеет характерные свойства, которые отличаются от свойств воды.

Как мы видим, количественные изменения приводят к качественным изменениям. Количество и качество находятся в динамической взаимосвязи.

**Химические формулы.** Состав вещества можно выразить при помощи химической формулы. Химическая формула показывает: 1) из каких элементов состоит вещество (качественный состав); 2) сколько атомов каждого элемента входит в состав молекулы вещества (количественный состав); 3) одну молекулу вещества.

Например, формула воды  $H_2O$  показывает, что: 1) молекула воды состоит из атомов водорода и кислорода, 2) в молекулу воды входят два атома водорода и один атом кислорода.

Маленькая цифра, которая стоит справа ниже химического знака (*индекс*), показывает, сколько атомов данного элемента входит в состав молекулы. Большая цифра, которая стоит перед химическим знаком или формулой (*коэффициент*), показывает число отдельных атомов или молекул. Например,

2Н (два - аш) - два отдельных атома водорода;

↑

коэффициент

↑

$H_2$  (аш - два) - одна молекула водорода;

↑

индекс

5H<sub>2</sub> (пять аш - два) - пять молекул водорода.

↑

коэффициент

**Относительная молекулярная масса.** Масса молекулы в граммах очень маленькая величина. Например, масса одной молекулы воды равна  $28,944 \cdot 10^{-24}$  г. Поэтому пользуются относительной физической величиной - относительной молекулярной массой ( $M_r$ ).

**Относительная молекулярная масса вещества - величина, равная отношению массы молекулы вещества к 1/12; массы атома углерода - 12.**

**Числовое значение относительной молекулярной массы равно сумме относительных атомных масс атомов, из которых состоит молекула. Например, относительная молекулярная масса воды  $M_{r(\text{H}_2\text{O})} = 2 \cdot 1,008 + 1 \cdot 16 = 18,016$ .**

**Относительная молекулярная масса показывает, во сколько раз масса молекулы данного вещества больше, чем 1/12 часть массы атома углерода. Относительная молекулярная масса - важная количественная характеристика вещества.**

По химической формуле можно вычислить: 1) отношение масс элементов  $h$  вещества; 2) относительную молекулярную массу вещества; 3) состав вещества в массовых долях в процентах (масса доли, %).

Например, вычислим отношение масс элементов в молекуле воды H<sub>2</sub>O. В состав молекулы воды входят: два атома водорода ( $A_{r(\text{H})} = 1$ ); их масса равна  $1 \times 2 = 2$ ; один атом кислорода ( $A_{r(\text{O})} = 16$ ).

Отношение массы водорода к массе кислорода к молекуле воды 2 : 16, или 1 : 8 (один к восьми).

Вычислим также состав оксида магния MgO в массовых долях в процентах. В состав молекулы оксида магния входят один атом магния и один атом кислорода:

1)  $M_{r(\text{MgO})} = 24 + 16 = 40$ ;

2) в 40 масс. долях MgO содержится 24 масс. доли Mg. Отношение массы магния к массе оксида магния равно  $24 : 40 = 0,6$  или в процентах - 60 %.

3) в 40 масс. долях MgO содержится 16 масс. долей O; отношение массы кислорода к массе оксида магния равно  $16 : 40 = 0,4$  или в процентах - 40 %.

Состав оксида магния в массовых долях в процентах: 60 % магния и 40 % кислорода.

#### СЛОВА И СЛОВСОЧЕТАНИЯ

Постоянство	Взаимосвязь	Коэффициент
Отношение, -ия	Формула, -ы	Качественный
Всякий, -ая, -ое, -ие	Способ, -ы	Единство
Чистый, -ая, -ое, -ые	Получение	Процентный
Постоянный, -ая, -ое, -ые	Находиться	Индекс
Вычислять - вычислить	Вычисление, -ия	Связь, -и
(что?)	Вычислить	Зависимость, -и
Динамический, -ая, -ое, -ие	Содержаться	Массовый, -ая, -ое, -ые
	Зависеть (от чего?)	Доля

#### ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ !

1) *Что* зависит (не зависит) *от чего*.

Состав вещества зависит от способа его получения.

2) *Что* отличается от *чего*.

Свойства пероксида водорода отличаются от свойств воды.

3) При помощи *чего*.

Свойства вещества можно выразить при помощи химической формулы.

4) *Что* содержится в *чем*.

В воде содержится 11,11 % водорода и 88,89 % кислорода.

5) *Пр* + *дательный падеж* + *глагол*.

По химической формуле можно вычислить состав вещества в массовых долях в процентах.

## УПРАЖНЕНИЯ

1) Сформулируйте закон постоянства состава.

2) При помощи чего выражают состав вещества?

3) Что показывает: а) химическая формула; б) индекс; в) коэффициент ?

4) Почему свойства одних веществ, отличаются от свойств других веществ?

5) Напишите формулы веществ, в которых содержится: а) один атом серы и два атома кислорода; б) три атома железа и четыре атома кислорода; в) два атома водорода, один атом серы и четыре атома кислорода.

6) Обозначьте химическими знаками или формулами: а) три атома серы; б) два атома азота; в) семь молекул воды; г) один атом хлора; д) пять атомов железа.

7) Вычислите относительные молекулярные массы веществ:  $H_2SO_4$ ,  $Mg(NO_3)_2$ ,  $Fe_2(SO_4)_3$ ,  $Al_2O_3$ ,  $Ca_3(PO_4)_2$ . Определите: а) отношение масс элементов, которые входят в состав этих веществ; б) состав этих веществ в массовых долях в процентах.

### 1.2.5 Моль

В химии есть особая единица количества вещества "моль".

**Моль - количество вещества, которое содержит столько частиц (атомов, молекул и других частиц), сколько содержится атомов в 12 граммах углерода.**

В 12 г углерода содержится  $\frac{12 \text{ г}}{19,93 \cdot 10^{-24} \text{ г}} = 6,01 \cdot 10^{23}$  атомов ( $19,93 \cdot 10^{-24}$  г - масса одного

атома углерода). Это число ( $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$  моль<sup>-1</sup>) называется постоянной Авогадро.

Масса  $6,02 \cdot 10^{23}$  молекул, атомов или других частиц вещества называется его *молярной массой* (обозначается буквой *M*).

Молярную массу вещества можно рассчитать по формуле

$M = M_r \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} = M_r \cdot 1 \text{ г/моль}$  или  $M = M_r \cdot 1 \text{ г/моль}$ , где  $M_r$  - относительная молекулярная масса;  $6,02 \cdot 10^{23}$  моль<sup>-1</sup> - постоянная Авогадро;  $1,66 \cdot 10^{-24}$  г - это 1/12 массы атома углерода.

Числовое значение молярной массы вещества *M* равно относительной молекулярной массе ( $M_r$ ) (табл. 3).

Молярная масса вещества выражается в граммах на моль (г/моль).

Молярная масса атомарного азота  $M_{(N)}$  равна 14 г/моль, молярная масса молекулярного азота  $M_{(N_2)}$  равна 28 г/моль.

## 3 Формулы, относительные атомные или молекулярные массы и молярные массы некоторых веществ

Формула	Относительная	Число частиц	Молярная
---------	---------------	--------------	----------

вещества	атомная или молекулярная масса	в 1 моль	масса $M$ , г/моль
Fe	56	$6,02 \cdot 10^{23}$ атомов	56
O <sub>2</sub>	32	$6,02 \cdot 10^{23}$ молекул	32
H <sub>2</sub> O	18	$6,02 \cdot 10^{23}$ молекул	18
CaCO <sub>3</sub>	100	$6,02 \cdot 10^{23}$ молекул	100
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	98	$6,02 \cdot 10^{23}$ молекул	98
S	32	$6,02 \cdot 10^{23}$ молекул	32

Между массой вещества  $m$ , числом молей этого вещества  $n$  (моль) и его молярной массой  $M$  (г/моль) существует такая зависимость

$$m = M n.$$

Поэтому масса 4 моль воды равна  $18 \text{ г/моль} \cdot 4 \text{ моль} = 72 \text{ г}$ .

### СЛОВА И СЛОВСОЧЕТАНИЯ

Моль  
Мера

Молярная масса  
Столько

### ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ !

1) *Что* содержит *что*.

Моль содержит  $6,02 \cdot 10^{23}$  частиц.

2) *Столько ... , сколько*.

Два грамма водорода содержит столько молекул, сколько молекул содержит в 23 граммах кислорода.

3) *Что* выражается в *чем*.

Молярная масса вещества выражается в граммах на моль (г/моль).

4) *Что* равно *чему*.

Числовое значение молярной массы вещества ( $M$ ) равно относительной молекулярной массе ( $M_r$ )

### УПРАЖНЕНИЯ

- 1 Что такое моль ?
- 2 Чему равна молярная масса любого вещества ?

- 3 В каких единицах выражают молярную массу ?
- 4 Определите молярные массы веществ:  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{Zn}$ ,  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ .
- 5 Сколько граммов водорода: а) в 1 моль воды; б) в 3 моль  $\text{NH}_3$ ; д) в 0,5 моль  $\text{H}_2$  ?
- 6 Сколько граммов железа: а) в 5 моль железа; б) в 2 моль  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ; в) в 0,2 моль  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ ; г) в 3 моль  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$  ?
- 7 Сколько молей натрия: а) в 2 граммах  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ; б) 4 моль  $\text{NaOH}$ ; в) в 0,5 моль  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  ?
- 8 Сколько молей составляют: а) 10 г  $\text{H}_2\text{O}$ ; б) 96 г S; в) 80 г  $\text{NaOH}$ ; г) 4,9 г  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ?
- 9 Сколько атомов всех элементов содержится: а) в 20 г  $\text{NaOH}$ ; б) в 8,2 г  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  ?
- 10 Сколько атомов кислорода содержится: а) в 2 моль  $\text{O}_2$ ; б) в 0,3 моль  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ; в) в 68,4 г  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ; г) в 3,21 г  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  ?
- 11 Сколько граммов серы содержат столько атомов, сколько их в 3 г водорода ?
- 12 Сколько граммов серной кислоты содержат столько молекул, сколько их в 9 г воды ?

### 1.2.6 Валентность

При образовании веществ атомы различных элементов соединяются в определенных соотношениях.

**Валентность - способность атомов данного элемента присоединять определенное число атомов других элементов.**

Атом водорода никогда не присоединяет больше одного атома другого элемента. Поэтому валентность водорода приняли за единицу изменения валентности элементов.

Если атом элемента присоединяет один атом водорода, то этот элемент имеет валентность один (одновалентен). Если атом элемента присоединяет два атома водорода, то элемент двухвалентен. Если атом элемента присоединяет три атома водорода, то этот элемент трехвалентен.

Например, в соединениях:  $\text{HCl}$  - хлор одновалентен,  $\text{H}_2\text{O}$  - кислород двухвалентен,  $\text{NH}_3$  - азот трехвалентен,  $\text{CH}_4$  - углерод четырехвалентен. В этих соединениях валентность элементов мы определяем по формулам водородных соединений - это *валентность по водороду*.

Кислород всегда имеет валентность два. Если мы знаем формулы соединений элементов с кислородом, то можно определить *валентность по кислороду*. Например, в следующих соединениях элементы имеют такие валентности (обозначены римскими цифрами):

I	II	III	IV	V	VI	VII
$\text{Na}_2\text{O}$ ,	$\text{CaO}$ ,	$\text{Al}_2\text{O}_3$ ,	$\text{CO}_2$ ,	$\text{P}_2\text{O}_5$ ,	$\text{CrO}_3$ ,	$\text{Mn}_2\text{O}_7$ .

Некоторые элементы имеют постоянную валентность. Например, Na, K, Rb, Li, H в соединениях всегда одновалентны; O, Ca, Mg, Sr, Ba всегда двухвалентны; Al - трехвалентен.

Многие элементы имеют переменную валентность. Например, железо

может иметь валентность два или три ( $\text{FeO}$  и  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ); медь имеет валентность

один и два ( $\text{Cu}_2\text{O}$ ,  $\text{Cu}_2\text{O}$ ). Сера имеет валентность два (в соединениях с

водородом с металлами:  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{CaS}$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$ ) и валентность четыре и шесть

(в соединениях с кислородом:  $\text{SO}_2$ ,  $\text{SO}_3$ ).

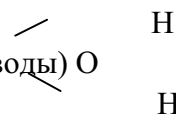


Если мы знаем валентности элементов, то можем легко составить формулу вещества, которое состоит из двух элементов. Например, если вещество состоит из магния (валентность два) и хлора (валентность один), то формула вещества  $MgCl_2$ .

В молекуле сложного вещества  $A_xB_y$ , которое состоит из элемента  $A$  с валентностью  $n$  и элемента  $B$  с валентностью  $m$ , произведение валентности на число атомов одного элемента равно произведению валентности на число атомов другого элемента:  $nx = my$ . Например, в молекуле  $Al_2CO_3$  произведение валентности алюминия на число атомов равно произведению валентности кислорода на число его атомов ( $3 \cdot 2 = 2 \cdot 3$ ).

Валентность - важная качественная характеристика элемента.

**Графическое изображение формул.** Формулы молекул можно изображать графически. В графических изображениях формул каждую валентность обозначают при помощи черты. Например, графическое изображение

формулы  $H_2O$  (молекулы воды)  или  $H-O-H$ ,

формулы  $CO_2$  [оксида углерода, (IV)]  $O=C=O$ ,

формулы  $Al_2O_3$  (оксид алюминия)  $O-Al-O-Al-O$ .

При графическом изображении формул нужно помнить, что в молекуле вещества, которое состоит из двух элементов, сумма валентностей атомов одного элемента равна сумме валентностей атомов другого элемента.

## СЛОВА И СЛОВСОЧЕТАНИЯ

Валентность, и	Графически	Черта
Соотношение, -ия	Изображение, -ия	
Изображать	- Присоединять	-
изобразить	присоединить	
Графический, -ая, -ие, -ое	- Следующий, -ая, -ое, -ие	
	Свободный, -ая, -ое, -ие	

## ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ !

1) *Что* принять за единицу *чего*.

Валентность, водорода приняли за единицу измерения валентности элементов.

2) *Что* соединяется *как*.

Атомы различных элементов соединяются в определенных отношениях.

3) Произведение *чего* на *что*.

Произведение валентности на число атомов.

## УПРАЖНЕНИЯ

- 1 Что называется валентностью ?
- 2 Какие одновалентные, двухвалентные и трехвалентные элементы вы знаете ?
- 3 Какие элементы имеют переменную валентность ?
- 4 Какую валентность имеют элементы в соединениях  $HBr$ ,  $PH_3$ ,  $SiH_4$ ,  $Cl_2O_7$  ?
- 5 Как изображают формулы графически ?

6 Составьте формулы соединений: а)  $C_xCl_y$ ; б)  $Sn_xCl_y$ ; в)  $Zn_xCl_y$ ; г)  $P_xO_y$ ; д)  $Al_xCl_y$ ; е)  $C_xO_y$ ; ж)  $Ca_xO_y$ ; з)  $Sn_xO_y$ , если хлор одновалентен, кислород, кальций, цинк двухвалентны, углерод и олово четырехвалентны, алюминий трехвалентен, фосфор пятивалентен.

7 Определите валентности элементов в соединениях:  $FeCl_3$ ,  $Cu_2O$ ,  $MgO$ ,  $Cr_2O_3$ ,  $CuCl_2$ .

8 Изобразите графически формулы соединений:  $CaO$ ,  $Cl_2O_3$ ,  $SO_3$ ,  $AlCl_3$ ,  $P_2O_5$ .

### 1.2.7 Закон сохранения массы веществ

В 1748 году в результате экспериментов русский ученый М. В. Ломоносов открыл один из главных законов природы - закон сохранения массы вещества. В настоящее время этот закон формулируется так.

**Общая масса веществ, которые вступают в химическую реакцию, равна общей массе веществ, которые образуются в результате реакции.**

Французский химик Лавуазье в 1789 году подтвердил этот закон и сделал еще один очень важный вывод: масса каждого элемента, который участвует в реакции, не изменяется в этой реакции. Из этого положения следует, что при химических реакциях одни элементы не превращаются в другие.

Закон сохранения массы вещества подтверждает, что материя вечна, ничто не исчезает и не возникает из ничего, а только переходит из одного вида в другой.

**При химических реакциях атомы не исчезают и не возникают из ничего. Общее число атомов при химической реакции не изменяется. Масса каждого атома при химической реакции остается постоянной. Поэтому и общая масса веществ не изменяется.**

На законе сохранения массы основаны количественные расчеты химических реакций.

#### СЛОВА И СЛОВСОЧЕТАНИЯ

Результат, -ы	Подтверждать	- Вывод, -ы
Эксперимент, -ы	подтвердить (что?)	Следовать
Сохранение	Исчезать - исчезнуть	Основа, -ы
Формулировать, -ся		

#### ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ !

1) *Что* (кто) + глагол + в результате чего.

Ломоносов открыл в результате экспериментов закон сохранения массы.

2) *Что* основано на чем.

Количественные расчеты химических реакций основаны на законе сохранения массы.

3) *Из чего* следует (следовало) ... *что* ...

Из этого положения следовало, что при химических реакциях одни элементы не превращаются в другие.

4) *Кто* занимался чем.

Ломоносов занимался исследованиями в области физики, химии, металлургии, географии и астрономии.

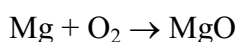
#### УПРАЖНЕНИЯ

- 1 Сформулируйте закон сохранения массы веществ.
- 2 Изменяется ли при химической реакции а) масса атома; б) число атомов ?
- 3 Какой закон открыл М. В. Ломоносов ?
- 4 Основы какого учения разработал М. В. Ломоносов ?

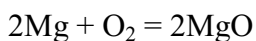
### 1.2.8 Химические уравнения

Химическое уравнение - это выражение химической реакции с помощью химических формул. Левая часть уравнения содержит формулы веществ, которые вступают в реакцию, правая часть формулы веществ, которые образуются в результате реакции. Левая и правая части соединяются знаком равенства.

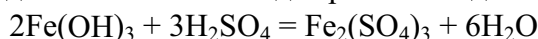
Согласно закону сохранения массы веществ числа атомов каждого элемента в левой и правой частях химического уравнения должны быть одинаковыми. Чтобы их уравнять, используют коэффициенты. Например, схема горения магния в кислороде



Уравнение реакции горения магния в кислороде



Читают эти уравнения так: два-магний плюс о-два равняется два-магний-о.



два-феррум о-аш-трижды плюс три-аш-два-эс-о-четыре равняется феррум-два-эс-о-четыре-трижды плюс шесть-аш-два-о.

### СЛОВА И СЛОВСОЧЕТАНИЯ

Согласно (чему?)

### ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ!

1) *Отглагольное существительное + чего + с помощью чего.*

Выражение химической реакции с помощью химических формул.

2) *Согласно чему.*

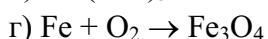
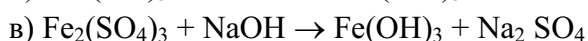
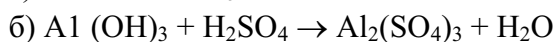
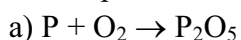
Согласно закону сохранения массы веществ.

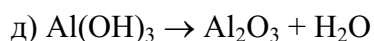
### УПРАЖНЕНИЯ

1 Что показывает химическое уравнение ?

2 Сколько граммов магния сгорело в кислороде, если в реакцию вступило 32 г кислорода, а в результате образовалось 80 г MgO ?

3 Поставьте коэффициенты и замените стрелки знаком равенства, прочитайте уравнения реакции:





### 1.2.9 Закон эквивалентов

Согласно закону постоянства состава различные элементы содержатся друг с другом в определенных отношениях масс.

**Масса элемента, которая соединяется с одной массовой частью (масс. ч.) водорода (точнее с 1,008 масс. ч. - с одной целой восьмью тысячными массовыми частями) или с 8 (восьмью) массовыми частями кислорода, или замещает эти массы водорода или кислорода в соединениях, называется химическим эквивалентом элемента (Э).**

Например, в воде  $\text{H}_2\text{O}$  с одной массовой частью водорода соединяются восемь массовых частей кислорода ( $2 : 16 = 1 : 8$ ), значит химический эквивалент кислорода равен восьми ( $\text{Э}_\text{O} = 8$ ); в хлороводороде  $\text{HCl}$  с 1 масс. ч. водорода соединяется 35,5 масс. ч. хлора, значит  $\text{Э}_\text{Cl} = 35,5$  (тридцати пяти целым пяти десятым); в сероводороде  $\text{H}_2\text{S}$  с 1 масс. ч. водорода соединяется 16 масс. ч. серы, значит  $\text{Э}_\text{S} = 16$  (шестнадцати).

Химический эквивалент водорода равен 1 (единице). Эквивалент элемента может иметь разные значения, если этот элемент образует с другим элементом несколько соединений. Например, углерод и кислород образуют два соединения  $\text{CO}$  и  $\text{CO}_2$ :

Формулы веществ .....	$\text{CO}$	$\text{CO}_2$
Отношение масс элементов .....	$12 : 16 = 6 : 8$	$12 : 32 = 3 : 8$
Эквивалент углерода .....	6	3

Между относительной атомной массой, валентностью и эквивалентом данного элемента существует такая взаимосвязь:  $\text{Э} = A_r / \text{валентность}$ . В  $\text{CO}$  валентность углерода равна двум, а в  $\text{CO}_2$  - четырем, поэтому в  $\text{CO}$   $\text{Э}_\text{C} = 12/2 = 6$ , а в  $\text{CO}_2$   $\text{Э}_\text{C} = 12/4 = 3$ .

Эквивалентом сложного вещества называется его массовая часть, которая взаимодействует с одним эквивалентом любого другого вещества. Например, в реакции  $\text{CuO} + \text{H}_2 = \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$  с 1 масс. ч. водорода реагирует 40 масс. ч.  $\text{CuO}$ , поэтому  $\text{Э}_\text{CuO} = 40$ .

Кроме моля есть другая химическая единица количества вещества – грамм-эквивалент (ГЭ).

**Грамм-эквивалент элемента (вещества) - это количество элемента (вещества), которое соединяется с 1 моль атомов водорода или замещает то же количество атомов водорода в химических реакциях.**

Грамм-эквивалент любого элемента (или вещества) содержит  $6,02 \cdot 10^{23}$  эквивалентов этого элемента (или вещества).

Масса 1 грамм-эквивалента элемента (вещества) называется его *грамм-эквивалентной массой*. Числовое значение грамм-эквивалентной массы элемента (вещества) равно его эквиваленту. Грамм-эквивалентная масса выражается в граммах на моль (г/моль). Например,  $\text{ГЭ}_\text{H} = 1$  г/моль;  $\text{ГЭ}_\text{CuO} = 40$  г/моль.

В конце XVIII века немецкий ученый Рихтер открыл *закон эквивалентов*, который в настоящее время формулируется так.

**Массы веществ, которые вступают в реакцию и образуются в результате реакции, пропорциональны их эквивалентам.**

Математическая запись законов эквивалентов

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{\text{Э}_1}{\text{Э}_2},$$

где  $m_1$  и  $m_2$  - массы веществ;  $\text{Э}_1$  и  $\text{Э}_2$  - эквиваленты этих веществ.

Эквивалент является важной количественной характеристикой элемента или вещества. Закон эквивалентов раскрывает связи между качественной и количественной характеристиками вещества.

### СЛОВА И СЛОВСОЧЕТАНИЯ

Соединяться	-	Эквивале	Реагировать ( <i>с чем?</i> )
соединиться		нт	Пропорциональный
Определенный, -ая, -ое, -ые		Замещать	( <i>чему?</i> )
Взаимодействовать ( <i>с чем?</i> )		Значение	

### ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ !

1) *Что* соединяется с *чем*.

Элементы соединяются друг с другом.

2) *Что* взаимодействует с *чем*.

Один эквивалент сложного вещества взаимодействует с одним эквивалентом любого другого вещества.

3) *Что* реагирует с *чем*.

Оксид меди (II) (CuO) реагирует с водородом.

### УПРАЖНЕНИЯ

1 Что называется эквивалентом: а) элемента, б) сложного вещества ?

2 Какая взаимосвязь существует между эквивалентом элемента, его относительной атомной массой и валентностью ?

3 Сформулируйте закон эквивалентов.

4 Определите эквивалент азота в следующих соединениях: N<sub>2</sub>O, NO, N<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, NO<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>.

5 Рассчитайте эквивалент и валентность железа, если 22,4 г железа соединяются с 9,6 г кислорода.

6 Одинаковое количество водорода взаимодействует с 4 г брома или с 0,8 г серы. Определите эквивалент серы, если эквивалент брома 80.

7 Определите число грамм-эквивалентов кислорода: а) в 1 моль O<sub>2</sub>; б) в 24 моль O<sub>2</sub>.

### 1.2.10 Закон Авогадро

Объем определенного числа молекул газа – величина не постоянная. Он зависит от условий, т.е. от температуры  $T$  и давления  $p$ .

В 1811 году итальянский ученый Авогадро формулировал гипотезу:

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

Экспериментальные факты подтвердили эту гипотезу. Она стала законом.

Авогадро показал, что молекулы простых газов (водорода, кислорода, азота, фтора, хлора и др.) состоят из двух атомов.

Газы подчиняются закону Авогадро, а твердые и жидкие вещества не подчиняются. Почему ? В газах при малых давлениях расстояние между молекулами в тысячу раз больше, чем размеры самих молекул. Поэтому объем газа определяется главным образом числом

молекул и величиной промежутков (расстоянием) между молекулами. Размеры самих молекул роли не играют. При одинаковом давлении и одинаковой температуре расстояния между молекулами для различных газов приблизительно одинаковы. Таким образом, одинаковое число молекул различных газов при одинаковых условиях занимает одинаковый объем.

В жидких и твердых веществах расстояния между молекулами малы, поэтому их объемы определяются не только числом, но и размерами молекул.

При низких температурах или высоких давлениях газы не подчиняются закону Авогадро, так как расстояние между молекулами уменьшается и становится близким к размерам самих молекул. Газы при низких температурах или высоких давлениях сходны с жидкостями.

## СЛОВА И СЛОВСОЧЕТАНИЯ

Измерять, -ся	Подчиняться (чему?)	Сам, -а, -о, -и
Давление	Определять, -ся	Становиться
Гипотеза, -ы	Расстояние, -я	т.е. - то есть
Факт, -ы	Приблизительно	Близкий, -ая, -ое, -ие
	Занимать объем	Сходный, -ая, -ое, -ые

## ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ !

1) *Что* подчиняется *чему*.

Газы подчиняются закону Авогадро.

2) *Что* определяется *чем*.

Объем газа определяется числом молекул и величиной расстояний между ними.

## УПРАЖНЕНИЯ

- 1 Сформулируйте закон Авогадро.
- 2 Из какого числа атомов состоят молекулы водорода, азота, кислорода, озона, хлора, фтора ?
- 3 От чего зависит объем газа ?
- 4 Чем определяется: а) объем газа; б) жидкого вещества ?
- 5 Подчиняются ли закону Авогадро: а) газы; б) жидкие вещества; в) твердые вещества ? Почему ?
- 6 При каких условиях газы не подчиняются закону Авогадро ? Почему ?

### 1.2.11 Молярный объем газа (первое следствие из закона Авогадро)

Мы знаем (см. п. 1.2.5), что моль любого вещества содержит  $6,02 \cdot 10^{23}$  молекул. Из закона Авогадро следует, что  $0,02 \cdot 10^{23}$  молекул любого газа при одинаковых условиях должны занимать одинаковый объем.

Рассчитаем объем, который занимает при нормальных условиях (н.у.) ( $t = 0^\circ\text{C}$  и  $p = 101325 \text{ Па}$ )  $6,02 \cdot 10^{23}$  молекул некоторых газов. Для этого, согласно формуле  $V = M/p$ ,

молярную массу газа  $M$  нужно разделить на плотность данного газа  $\rho$  (массу 1 л данного газа в граммах) при нормальных условиях (табл. 4).

#### 4 Молярные массы и плотности некоторых газов

Газ	Молярная масса газа, г/моль	Плотность газа при нормальных условиях, г/л
Водород $H_2$	2	0,09
Кислород $O_2$	32	1,43
Оксид углерода (II) CO	28	1,25

Находим, что  $6,02 \cdot 10^{23}$  молекул каждого из этих газов (1 моль молекул) при нормальных условиях занимают объем:

$$V_{H_2} = \frac{2 \text{ г / моль}}{0,09 \text{ г / л}} \approx 22,4 \text{ л / моль};$$

$$V_{O_2} = \frac{32 \text{ г / моль}}{1,43 \text{ г / л}} \approx 22,4 \text{ л / моль};$$

$$V_{CO} = \frac{28,01 \text{ г / моль}}{1,25 \text{ г / л}} \approx 22,4 \text{ л / моль}.$$

**Объем, который занимает  $6,02 \cdot 10^{23}$  молекул любого газа при нормальных условиях, приблизительно равен 22,4 л. Этот объем называется молярным объемом газа  $V_m$ .**

Молярный объем газа выражают в единицах: м<sup>3</sup>/моль (метр кубический на моль) и в л/моль (литр на моль).

Объем, который занимает один грамм-эквивалент газа при нормальных условиях, называется *грамм-эквивалентным объемом газа* ( $V_{ГЭ}$ ). Грамм-эквивалентный объем водорода при нормальных условиях  $V_{ГЭH_2} = 11,2$  л/моль; грамм-эквивалентный объем кислорода при нормальных условиях  $V_{ГЭO_2} = 5,6$  л/моль.

#### СЛОВА И СЛОВСОЧЕТАНИЯ

Нормальные условия (н.у.)  
Молярный объем

Грамм-эквивалентный объем

#### УПРАЖНЕНИЯ

1 Что называется молярным объемом газа ?

- 2 В каких единицах выражают молярный объем газа ?
- 3 Что называется грамм-эквивалентным объемом газа ?
- 4 Какой объем водорода выделится при реакции с кислотой одного моля металла; а) одновалентного; б) двухвалентного; в) трехвалентного ? Используйте закон эквивалентов.
- 5 Какова относительная молекулярная масса газа, если масса 1 л его при н. у. 2,86 г ?
- 6 Определите массу при н.у.: а) 1 л аммиака  $\text{NH}_3$ ; б) 0,5 л водорода  $\text{H}_2$ ; в) 2 л оксида углерода (IV)  $\text{CO}_2$  ?

### 1.2.12 Расчет относительной плотности газов (второе следствие из закона Авогадро)

Из закона Авогадро следует, что плотность  $\rho$  любого газа можно рассчитать по формуле

$$\rho = M/V_m,$$

где  $M$  - молярная масса газа;  $V_m$  - молярный объем газа.

**Отношение плотностей двух газов при одинаковых условиях называется относительной плотностью одного газа по другому ( $d$ ).**

Найдем относительную плотность первого газа по второму:  $d = \rho_1/\rho_2$ . Так как  $\rho_1 = M_1/V_{m1}$ ,  $\rho_2 = M_2/V_{m2}$ , а при одинаковых условиях молярный объем разных газов одинаковый  $V_{m1} = V_{m2}$ , то  $d = M_1 V_{m2}/(V_{m1} M_2) = M_1/M_2$ .

Относительная плотность одного газа по другому равна отношению их молярных или относительных молекулярных масс:  $d = M_1/M_2 = M_{r1}/M_{r2}$ .

Часто определяют относительную плотность газов по водороду или по воздуху.

Расчет относительной плотности газов по водороду. Относительная молекулярная масса водорода  $M_{r\text{H}_2} = 2$ , поэтому относительную плотность газа по водороду рассчитывают по формуле  $d_{\text{H}_2} = M_{\text{газа}}/2$ . Например, относительная плотность кислорода по водороду

$$d_{\text{H}_2} = 32/2 = 16.$$

Расчет относительной плотности газа по воздуху. Относительная молекулярная масса воздуха  $M_{r\text{воздуха}} = 29$ , поэтому относительную плотность газа по воздуху рассчитывают по формуле

$$d_{\text{в}} = M_{\text{газа}}/29.$$

Например, относительная плотность сероводорода  $\text{H}_2\text{S}$  по воздуху

$$d_{\text{в}} = 34/29 = 1,17.$$

Относительная плотность показывает, во сколько раз один газ тяжелее другого.

### СЛОВА И СЛОВСОЧЕТАНИЯ

Рассчитывать  
рассчитать

- Тяжеле  
е

Так как

**ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ !**



Что рассчитать по чему.

Плотность рассчитать по формуле.

## УПРАЖНЕНИЯ

- 1 Что называется относительной плотностью ?
- 2 Чему равна относительная плотность ?
- 3 Что показывает относительная плотность?
- 4 Выведите формулы для расчета относительной плотности газа: а) по водороду; б) по воздуху; в) по кислороду;
- 5 Во сколько раз оксид углерода (IV)  $\text{CO}_2$  тяжелее: а) метана; б) гелия; в) воздуха ?

### 1.2.13 Расчет относительной молекулярной массы газа

Закон Авогадро открывает путь для экспериментального определения относительных молекулярных масс газов.

**Расчет относительной молекулярной массы газа по плотности ( $\rho$ ).** Если мы знаем плотность газа при нормальных условиях, можно определить молярную массу по формуле  $M = \rho \cdot 22,4$  л/моль. Молярная масса численно равна относительной молекулярной массе.

**Пример.** Определить  $M_r$  газа, если  $\rho = 1,25$  г/л.

*Решение:*

$$M_{\text{газа}} = 1,25 \text{ г/л} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 28 \text{ г/моль};$$

$$M_r = 28.$$

**Расчет относительной молекулярной массы газа по массе определенного объема газа.** Если мы знаем массу  $m$  определенного объема  $V$  газа, то молярную массу можно определить из пропорции:

$V$  (л)            газа имеют массу  $m$  (г);  
22,4 (л/моль)    газа имеют массу  $M$  (г/моль):

$$M = \frac{22,4 \text{ л / моль} \cdot m \text{ г}}{V \text{ л}}.$$

**Пример.** Определить относительную молекулярную массу газа, если 4,2 г газа занимают при н.у. объем 3 л.

*Решение:*

3 л газа	- 4,5 г
22,4 л/моль газа	- $M$ г/моль

$$M = \frac{22,4 \text{ л / моль} \cdot 4,2 \text{ г}}{3 \text{ л}} = 32 \text{ г / моль}.$$

$$M_r = 32.$$

**Расчет относительной молекулярной массы по относительной плотности газа.** Если мы знаем плотность одного газа по другому и относительную молекулярную массу одного газа, можно определить относительную молекулярную массу другого газа.

**Пример.** Найти относительную молекулярную массу газа, если его плотность по кислороду  $d_{O_2}$  равна 2,63.

*Решение:*

$$d_{O_2} = \frac{M_{r(\text{газа})}}{M_{r(O_2)}} = 2,62;$$

$$M_{r(\text{газа})} = d_{O_2} M_{r(O_2)} = 2,62 \cdot 32 = 83,7.$$

Формулу для определения относительной молекулярной массы любого газа по его относительной плотности по водороду или по воздуху впервые предложил (1856 год) Д. И. Менделеев.

### УПРАЖНЕНИЯ

1 Выведите формулы для расчета молекулярной массы: а) по плотности; б) по массе определенного объема газа; в) по относительной плотности одного газа по другому.

2 Чему равна относительная молекулярная масса газа, если при н.у.: а) плотность по водороду равна 8; б) плотность по воздуху равна 1,52; в) 5 г газа занимают объем 2 л; г) масса 1 л газа 0,9 г ?

#### 1.2.14 Закон объемных отношений газов

В 1808 году Гей-Люссак сформулировал *закон объемных отношений*.

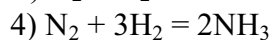
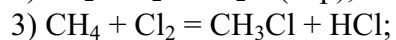
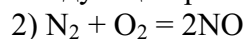
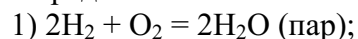
**Объемы газов, которые при одинаковых условиях вступают в реакцию и которые получаются в результате реакции, относятся друг к другу как небольшие целые числа.**

Согласно закону Авогадро равное число молекул различных газов при одинаковых условиях занимает одинаковый объем. Значит, 1 моль молекул любого газа при одинаковых условиях занимает одинаковый объем. Поэтому в реакции  $H_2 + Cl_2 = 2HCl$  один объем водорода соединяется с одним объемом хлора и образуются два объема хлороводорода, т.е. объемные отношения газов 1 : 1 : 2. Эти отношения можно определить по коэффициентам, которые стоят перед газообразными соединениями в химическом уравнении. Закон объемных отношений помогает рассчитать объемы газов, которые вступают в реакцию или получаются в результате реакции.

### УПРАЖНЕНИЯ

Сформулируйте закон объемных отношений.

Определите объемные отношения газов в следующих реакциях:



#### 1.2.15 Атомно-молекулярное учение

Еще древнегреческие философы считали, что вещества состоят из очень маленьких неделимых частиц - атомов. Но доказать это экспериментально они не могли.

В XVIII - XIX веках в результате работ М. В. Ломоносова, Дальтона, Авогадро и других была выдвинута гипотеза об атомно-молекулярном строении вещества. Эта гипотеза основана на идее о реальном существовании атомов и молекул. В 1860 году Международный конгресс химиков четко определил понятия *атома и молекулы*. Атомно-молекулярное учение приняли все ученые. Химические реакции стали рассматриваться с точки зрения атомно-молекулярного учения.

Основы положения атомно-молекулярного учения:

1 Вещества состоят из молекул - наименьших частиц вещества, которые сохраняют его химические свойства (см. п. 1.2.1).

2 Молекулы состоят из атомов.

Атомы - наименьшие частицы химического элемента, которые входят в состав простых и сложных веществ и не разрушаются при химических реакциях.

*Атом, молекула, вещество - виды существования материи.*

3 Молекулы и атомы непрерывно движутся.

4 Молекулы сохраняются при физических явлениях и разрушаются при химических явлениях.

При химических реакциях происходит перегруппировка атомов.

*Химические реакции - это химическая форма движения материи.*

В конце XIX и в начале XX веков атомно-молекулярное учение превратилось в научную теорию. В это время ученые доказали экспериментально, что атомы и молекулы существуют объективно, независимо от человека.

В настоящее время возможно не только вычислить размеры отдельных молекул их массы, но и определить порядок сочинения атомов в молекуле. Ученые определяют расстояние между молекулами и даже фотографируют некоторые макромолекулы.

Атомно-молекулярная теория - одна из главных теорий естественных наук. Эта теория подтверждает материальное единство мира.

## СЛОВА И СЛОВСОЧЕТАНИЯ

Древнегреческий	Идея, -и	Рассматривать	-
Философ, -ы	Реальный	рассмотреть	
Неделимый	Положение, -я	Точка зрения	
Доказать	Непрерывно	Рассматривать	с точки
Формировать, -ся	Единство	зрения	
		Перегруппировка, -и	

## УПРАЖНЕНИЯ

Назовите основные положения атомно-молекулярного учения.

- 1 Из чего состоит вещество ?
- 2 Что происходит с молекулами: а) при физических явлениях; б) при химических явлениях ?
- 3 Что происходит с веществом: а) при физических явлениях; б) при химических явлениях ?
- 4 Что происходит с элементами при химических явлениях ?
- 5 Какое значение имеет атомно-молекулярное учение ?

## Глава 1.3

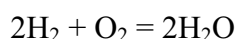
## ВЫЧИСЛЕНИЯ ПО ХИМИЧЕСКИМ ФОРМУЛАМ И УРАВНЕНИЯМ

### 1.3.1 Расчеты по химическим формулам

При расчетах по химическим формулам и уравнениям нужно помнить:

1 Химическая формула обозначает не только одну молекулу вещества, но и моль этого вещества (см. п. 1.2.5).

2 Массы вещества можно выражать в граммах, килограммах, тоннах и т.д. Пропорциональность масс веществ, которые вступают в химическую реакцию и образуются в результате реакции, не зависит от выбора единицы массы. Например,

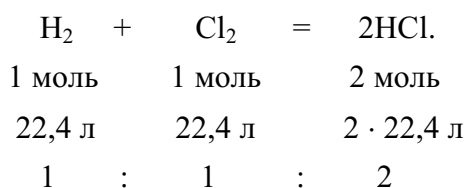


$$4 \text{ г} \quad 32 \text{ г} \quad 36 \text{ г}$$

$$4 \text{ кг} \quad 32 \text{ кг} \quad 36 \text{ кг}$$

$$4 \text{ т} \quad 32 \text{ т} \quad 36 \text{ т}$$

3 В уравнении реакции коэффициенты перед формулами газообразных веществ не только отношение молей газов, но и отношение их объемов (см. п. 1.2.14):



**Пример 1.** Сколько тонн алюминия содержится в 20,4 т оксида алюминия  $\text{Al}_2\text{O}_3$  ?

*Решение:*

а)  $\dot{I}_{r(\text{Al}_2\text{O}_3)} = 27 \cdot 2 + 16 \cdot 3 = 102$ ;

б) 102 масс. ч.  $\text{Al}_2\text{O}_3$  содержат 54 масс. ч. Al

$$102 \text{ т } \text{Al}_2\text{O}_3 \text{ содержат } 54 \text{ т } \text{Al}$$

$$20,4 \text{ т } \text{Al}_2\text{O}_3 \text{ содержат } x \text{ т } \text{Al}$$

Составляем пропорцию:

$$102 \text{ т} : 54 \text{ т} = 20,4 \text{ т} : x;$$

$$x = \frac{54 \cdot 20,4}{102} = 10,8 \text{ т.}$$

**Пример 2.** Найти простейшую формулу соединения, которое содержит 43,39 % натрия; 11,32 % углерода; 45,2 % кислорода.

*Решение:* а) Обозначим число атомов натрия в молекуле  $x$ , число атомов углерода  $y$ , число атомов кислорода  $z$ . Тогда формула вещества будет  $\text{Na}_x\text{C}_y\text{O}_z$ ; б) из данных массового состава видно, что на 43,39 масс. ч. Na приходится 11,32 масс. ч. C и 45,28 масс. ч. O.

Если мы разделим массовые доли элементов в соединении на их относительные атомные массы, то мы найдем соотношение между числом атомов в молекуле вещества, т.е.

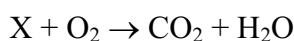
$$x : y : z = \frac{43,39}{23} : \frac{11,32}{12} : \frac{45,28}{16} = 1,88 : 0,94 : 2,82.$$

Наименьшее число 0,94 примем за единицу. Тогда  $x : y : z = 2 : 1 : 3$ . Это значит, что на два атома натрия приходится один атом углерода и три атома кислорода. Простейшая формула соединения  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .

Часто состав вещества определяют по анализу продуктов его горения.

**Пример 3.** При полном сгорании 10,4 г газа получилось 35,2 г оксида углерода (IV)  $\text{CO}_2$  и 7,2 г воды. Плотность этого газа по водороду равна 13. Найдите молекулярную формулу вещества.

*Решение:* 1. Определим качественный состав вещества: а) обозначим формулу вещества через  $X$  и напишем схему реакции:



Как видно, в состав вещества  $X$  входят элементы углерод, водород и, возможно, кислород. Поэтому формула вещества может быть  $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z$ ; б) определим, сколько граммов углерода содержится в 10,4 г вещества:

$$\begin{aligned} M_{r(\text{CO}_2)} = 44,44 \text{ г CO}_2 & \text{ содержат } 12 \text{ г C} \\ 35,2 \text{ г CO}_2 & \text{ содержат } x \text{ г C} \end{aligned}$$

$$x = \frac{35,2 \text{ г} \times 12 \text{ г}}{44 \text{ г}} = 9,6 \text{ г C.}$$

в) определим, сколько граммов водорода содержится в 10,4 г вещества:

$$\begin{aligned} M_{r(\text{H}_2\text{O})} = 18, & \quad 18 \text{ г H}_2\text{O} \text{ содержат } 2 \text{ г H} \\ 7,2 \text{ г H}_2\text{O} & \text{ содержат } x \text{ г H} \end{aligned}$$

$$x = \frac{7,2 \text{ г} \cdot 2 \text{ г}}{18 \text{ г}} = 0,8 \text{ г H.}$$

Сумма масс углерода и водорода в 10,4 г веществ равна  $9,6 \text{ г} + 0,8 \text{ г} = 10,4 \text{ г}$ . Значит, вещество состоит из углерода и водорода, а кислород в состав вещества не входит, поэтому формулу вещества нужно записать так:  $\text{C}_x\text{H}_y$ .

2 Определим количественный состав вещества, т.е. значения  $x$  и  $y$ . Для этого разделим массы элементов в веществе на их относительные атомные массы и получим соотношение между числом атомов и молекуле вещества:

$$x : y = \frac{9,6}{12} : \frac{0,8}{1} = 0,8 : 0,8 = 1 : 1.$$

Простейшая формула вещества  $\text{CH}$ .

3 Найдем молекулярную формулу вещества. Для этого определим относительную молекулярную массу вещества по формуле

$$M_r = d_{\text{H}_2} \cdot 2$$

где  $d_{\text{H}_2}$  - плотность вещества по водороду равна 13.

$$M_r = 13 \cdot 2 = 26 \quad M_{r(\text{CH})_n} = 26$$

$$(12 + 1)n = 26$$

$$n = 2$$

Молекулярная формула вещества  $\text{C}_2\text{H}_2$ .

## СЛОВА И СЛОВСОЧЕТАНИЯ

Означать	Простейший, -ая, -ее, -ие
Обозначать - обозначить	Приходится

### ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ !

1) *Что* обозначает через *что*.

Обозначим число атомов натрия в молекуле через  $x$ .

2) На *что* приходится *что*.

На 43,39 масс. ч. натрия приходится 11,32 масс. ч. углерода.

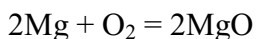
## УПРАЖНЕНИЯ

- 1 Вычислить состав в массовых долях в процентах; а) мела  $\text{CaCO}_3$ ; б) карбоната натрия  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ; в) серной кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .
- 2 Сколько тонн серы содержится в 24 т пирита  $\text{FeS}_2$  ?
- 3 Сколько граммов: а) кальция, б) фосфора, д) кислорода содержится в 620 г фосфата кальция  $\text{Ca}_2(\text{PO}_4)_3$  ?
- 4 Сколько граммов железа содержится в 2 моль оксида железа (III)  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  ?
- 5 Найти простейшую формулу соединения, которое содержит азота (N) 35 %, водорода (H) 5 %, кислорода (O) 60 %.
- 6 Найти простейшую формулу соединения, которое содержит меди (Cu) 40 %, серы (S) 32 %, кислорода (O) 40 %.
- 7 При полном сгорании 6,9 г вещества получилось 13,2 г оксида углерода (IV)  $\text{CO}_2$ , и 8,1 г воды. Плотность паров этого вещества по водороду равна 23. Найти молекулярную формулу вещества.

### 1.3.2 Расчеты по химическим уравнениям

**Пример 1.** Сколько граммов оксида магния  $\text{MgO}$  образуется при сгорании 3 г магния ?

*Решение:* а) запишем уравнение реакции



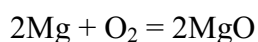
б) Вычислим массы веществ, которые вступают в реакцию и образуются в результате ее. Согласно уравнению, если, в реакцию вступает  $24 \cdot 2 = 48$  г магния, то образуется  $(24 + 16)2 = 80$  г оксида магния  $\text{MgO}$ .

Если в реакцию вступают 3 г Mg, то образуется  $x$  г  $\text{MgO}$ . Составляем пропорцию:

$$48 \text{ г} : 80 \text{ г} = 3 \text{ г} : x; \quad x = \frac{3 \text{ г} \cdot 80 \text{ г}}{48 \text{ г}} = 5 \text{ г}.$$

**Пример 2.** Сколько литров кислорода (н.у.) вступит в реакцию при сгорании 4,8 г магния ?

*Решение:* а) Запишем уравнение реакции

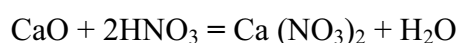


б) При сгорании 2 моль магния (48 г) (п.у.) в реакцию вступает 1 моль кислорода, т.е. 22,4 л. Если сгорит 4,8 г Mg, то кислорода вступит в реакцию  $x$  л. Составляем пропорцию и находим  $x$ :

$$48 \text{ г} : 4,8 \text{ г} = 22,4 \text{ л} : x \text{ л}, \quad x = \frac{4,8 \text{ г} \cdot 22,4 \text{ л}}{48 \text{ г}} = 2,24 \text{ л O}_2.$$

**Пример 3.** К 14 г оксида кальция CaO прибавили 94,5 г азотной кислоты HNO<sub>3</sub>. Сколько граммов соли образовалось?

*Решение:* а) Запишем уравнение реакции



б) Выражаем в молях данные в задаче массы веществ согласно формуле  $n = m/M$  (см. п. 1.2.5), где  $n$  - число молей;  $m$  - масса;  $M$  - молярная масса вещества:  $M_{(\text{CaO})} = 56 \text{ г/моль}$ ;

$$M_{\text{HNO}_3} = 63 \text{ г/моль}; \quad M_{\text{Ca}(\text{NO}_3)_2} = 164 \text{ г/моль};$$

$$14 \text{ г CaO} - \text{это} \frac{14 \text{ г} \cdot \text{моль}}{56 \text{ г}} = 0,25 \text{ моль};$$

$$94,5 \text{ г HNO}_3 - \text{это} \frac{94,5 \text{ г} \cdot \text{моль}}{63 \text{ г}} = 1,5 \text{ моль};$$

в) Согласно уравнению реакций 1 моль CaO реагирует с 2 моль HNO<sub>3</sub>, отношение молей 1 : 2. По условию задачи к 0,25 моль CaO прибавили 1,5 моль HNO<sub>3</sub>; отношение молей 0,25 : 1,5 = 1 : 6. Значит, взяли избыток кислоты, т.е. CaO полностью вступил в реакцию, а часть HNO<sub>3</sub> осталась после реакции. Количество соли, которая образовалась в результате реакции, рассчитываем по количеству вещества, которое полностью вступило в реакцию, т.е. по оксиду кальция CaO.

По уравнению реакции 1 моль CaO образует 1 моль Ca(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>.

По условию задачи в реакцию вступает 0,25 моль CaO, значит, образуется 0,25 моль Ca(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> или  $164 \text{ г/моль} \cdot 0,25 \text{ моль} = 41 \text{ г}$ .

## СЛОВА И СЛОВСОЧЕТАНИЯ

Сгорание	Избыток	Разложение
Сгореть	Плотностью	Прибавить

## УПРАЖНЕНИЯ

1 Сколько граммов серы сгорело, если в результате реакции получили 5,6 л оксида серы (IV) SO<sub>2</sub> (н.у.)? Сколько литров кислорода (н.у.) вступило в реакцию?

2 Сколько литров водорода (н.у.) образуется при взаимодействии 13 г цинка с опытным хлороводородной кислоты HCl?

3 Разложение карбоната кальция CaCO<sub>3</sub> выражается уравнением: CaCO<sub>3</sub> = CaO + CO<sub>2</sub>. Сколько граммов карбоната кальция разложилось, если образовалось 11,2 г оксида кальция CaO ?

4 Сколько граммов соли хлорида магния MgCl<sub>2</sub> образуется при действия 18,25 г хлороводородной кислоты HCl на 4 г оксида магния MgO ?

5 Определите формулу газа, если при сгорании 40 мл этого газа в 60 мл кислорода образовалось 40 мл водяных паров и 40 мл газа SO<sub>2</sub>.

### 1.3.3 Практическое применение химических расчетов

Химические реакции лежат в основе многих производств, например производства металлов, красителей, удобрений, лекарств, стекла, продуктов питания и др.

Для правильного проведения химических реакций, улучшения и увеличения количества химической продукции нужно знать количество исходных веществ и конечных продуктов, их качественный и количественный составы. Для этого проводят расчеты по химическим формулам и уравнениям.

Обычно в производстве получается меньше продукта чем рассчитывают по химическому уравнению реакции.

Процентное отношение количества продуктов, которое получается в производстве, к количеству продуктов, которое рассчитывают по уравнению реакции, называется *выходом продукта*. Например, согласно расчету по уравнению реакции должны получить 100 кг продукта. На практике получили 93 кг. Выход продукта равен  $(93 \text{ кг}/100 \text{ кг})100 \% = 93 \%$ . Знание выхода продукта помогает технологам управлять производственными процессами.

### СЛОВА И СЛОВСОЧЕТАНИЯ

Продукт, -ы	Производственный, -ая, -	Продукция
Практический, -ая, - ое, -ые	Удобрение, -я	Исходный, -ая; - ое, -ые
Применение	Питание	Обычно
Производство	Проведение	Выход продукта
Краситель, -и	Процесс, -ы	Технолог, -и
		Управлять

### УПРАЖНЕНИЯ

- 1 Какие вы знаете производства, основанные на химических реакциях ?
- 2 Что называется выводом продукта ?
- 3 Для чего применяется расчеты по формулам и уравнениям ?



4 В промышленности аммиак получают из водорода и азота согласно уравнению реакции:  $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$ . Рассчитайте выход аммиака, если из 22,4 кг азота и избытка водорода получили 25,84 кг аммиака. Сколько аммиака можно получить из 56 т азота и избытка водорода, если выход аммиака составляет 95 % ?

## Глава 1.4 ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА. СТРОЕНИЕ АТОМА

### 1.4.1 Периодический закон и периодическая система элементов Д. И. Менделеева

После открытия основных законов химии и создания атомно-молекулярного учения химия быстро развивалась как наука, в конце XVIII века было известно около 30 химических элементов, в середине XIX века - более 60. Назрела необходимость их систематизировать. До Д. И. Менделеева ученые разных стран (английские У. Одлинг и Дж. Ньюлэндс, немецкие И. Деберейнер и Л. Мейер, французские Ж. Дюма и А. Шанкуртуа и др.) пытались классифицировать химические элементы. Но решил эту задачу русский ученый Д. И. Менделеев в 1869 году.

Д. И. Менделеев положил в основу классификации химических элементов величину атомной массы элемента. Он расположил все известные тогда элементы в порядке возрастания их атомных масс и при этом обнаружил связь свойств химических элементов с их атомными массами. Д. И. Менделеев сформулировал периодический закон.

**Свойства простых веществ а также формы и свойства соединений элементов находятся в периодический зависимости от величины атомных масс элементов.**

Периодический закон - это закон природы. Он отражает зависимости, которые существуют в природе.

На основе периодического закона Д. И. Менделеев создал периодическую систему химических элементов. Первый вариант системы содержал все известные в то время 63 элемента (рис. 4).

Современная периодическая система содержит 107 химических элементов. Каждый химический элемент занял определенное место (клетку) в периодической системе и получил свой порядковый номер (атомный номер). В каждой клетке таблицы Менделеева кроме химического знака элемента указан его порядковый номер и относительная атомная масса.

Известно много вариантов построения периодической системы. Чаще используют две формы: короткую и длинную.

Короткая форма периодической системы состоит из 7 (семи) периодов и 8 (восьми) групп.

**Период - это горизонтальный ряд, который начинается щелочным металлом и оканчивается инертным элементом.**

Число элементов в каждом периоде показано ниже:

Номер периода .....	1	2	3	4	5	6	7
Число элементов .....	2	8	8	18	18	32	20

Первый, второй и третий периоды состоят из одного ряда и называются малыми. Четвертый, пятый и шестой периоды состоят из двух рядов и называются большими.

Верхний ряд - четный, нижний - нечетный. Седьмой период состоит из одного ряда. В системе 10 рядов.

В шестом периоде после лантана (№ 57) расположены 14 элементов (№№ 58 - 71), подобных лантану. Их называют *лантаноидами*. Их место в системе отмечено в клетке лантана, а химические знаки, порядковые номера и относительные атомные массы лантаноидов расположены в ряде клеток под таблицей.

В седьмом периоде после актиния Ас (№ 89) аналогично расположены 14 элементов (№№ 90 - 103), подобных актинию, - *актиноиды*. Их место в периодической системе отмечено в клетке актиния. Химические знаки, порядковые номера и относительные атомные массы актиноидов, как и лантаноидов, расположены под таблицей.

**Группы периодической системы (вертикальные столбцы) содержат элементы, свойства которых подобны. Каждая группа состоит из двух подгрупп: главной и побочной.**

**Подгруппы, в которые входят элементы малых и больших периодов, называются главными (А). Подгруппы, в которые входят элементы только больших периодов, называются побочными (Б).**

Например, H, Li, Na, K, Rb, Cs, Fr - это главная подгруппа первой группы; F, Cl, Br, I, At - главная подгруппа седьмой группы; Mn, Tc, Re - побочная подгруппа седьмой группы.

### СЛОВА И СЛОВСОЧЕТАНИЯ

Открытие, -я	Порядков	Располагать	-
Создание	ый	расположить	
Назреть	Вариант	Периодическая, -ий, -	
Необходимость	Современ	ое, -ие	
Классифициров	ный	Подобный, -ая,	
ать	Четный	Щелочной, -ая, -ое, -	
Положить	Нечетный	ые	
в	Клетка	Побочный, -ая, - ое, -	
основу	Инертный	ые	
Возрастание	Подгруппа	Аналогично	
Порядок			

### ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ !

1) *Что* положить в основу *чего*.

Д. И. Менделеев положил в основу классификации величину атомной массы элементов.

2) *Что* расположить в порядке *чего*.

Он расположил все элементы в порядке возрастания их атомных масс.

3) *Что* подобно *чему*.

Лантаноиды подобны лантану.

4) На основе *чего* создать *что*.

На основе периодического закона Д. И. Менделеев создал периодическую систему химических элементов.

### УПРАЖНЕНИЯ

1 Что называется периодом ?

- 2 Сколько периодов в периодической системе ?
- 3 Какие периоды называются малыми и какие большими ?
- 4 Сколько рядов в периодической системе ?
- 5 Какие элементы входят в одну группу ?
- 6 Сколько групп в периодической системе ?
- 7 Из каких подгрупп состоит каждая группа ?
- 8 Какие подгруппы называются: а) главными; б) побочными ? Примеры.
- 9 Какие элементы расположены под таблицей и почему ?
- 10 В каком периоде, в какой группе и подгруппе находятся: а) водород; с) железо; в) кислород; г) лантаноиды; д) актиноиды ?

### 1.4.2 Строение атома

Д. И. Менделеев открыл периодический закон, создал периодическую систему элементов, но не объяснил причину периодического изменения, сходства и различия свойств элементов. Только теория строения атома, созданная в XX веке объяснила эти закономерности.

В XIX век считали, атом - неделимая частица, которая не изменяется при химических реакциях. В конце XIX начале XX веков были открыты: рентгеновское излучение (немецким ученым К. Рентгеном, 1895 год) радиоактивность (французским ученым А. Беккерелем, 1896 год), электрон (английским ученым Дж. Томсоном, 1897 год).

*Электрон* ( $e^-$ ) имеет массу покоя  $9,109558 \cdot 10^{-28}$  г и электрический заряд  $1,6021917 \cdot 10^{-19}$  Кл (кулон). Величина заряда электрона принята за единицу элементарного электрического заряда.

Изучение радиоактивности (М. Склодовская-Кюри и П. Кюри во Франции и Э. Резерфорд в Англии) показало, что атом химического элемента является сложной системой. Он состоит из ядра, которое имеет положительный заряд, и электронов, которые движутся вокруг ядра. Совокупность электронов в атоме называется его *электронной оболочкой*. Диаметр атома - величина порядка  $10^{-10}$  м, а диаметр ядра - величина порядка  $10^{-14} - 10^{-15}$  м.

В 1913 году английский ученый Д. Мозли обнаружил, что величина положительного заряда ядра атома равна порядковому номеру элемента в периодической системе элементов Д. И. Менделеева. Атом электронейтрален, следовательно, *число электронов в электронной оболочке атома равно заряду ядра или порядковому номеру элемента в периодической системе Z*. Например, заряд ядра атома урана U (№ 92) + 92 и в электронной оболочке атома 92 электрона.

В 1932 году советские ученые Д. Д. Иваненко и Е. Н. Гапон независимо от них немецкий ученый В. Гейзенберг создали протонно-нейтронную теорию строения ядра. Согласно этой теории ядро атома состоит из протонов и нейтронов. *Протон p* - это частица с массой, равной 1 а.е.м., и зарядом + 1. *Нейтрон n* - это электронейтральная частица массой, близкой к массе протона.

Заряд ядра атома определяется числом протонов которые входят в состав. Следовательно, *число протонов в ядре атома также равно порядковому номеру элемента в*

периодической системе Д. И. Менделеева. Например, заряд ядра атома урана равен + 92, поэтому что в ядре содержится 92 протона.

Масса атома  $A$  равна сумме масс всех частиц, которые входят в атом:

$$A = \text{масса протонов} + \text{масса нейтронов} - \text{масса электронов.}$$

Масса электронов настолько мала, что ею можно пренебречь, и масса атома определяется суммой масс его протонов и нейтронов. Общее число протонов и нейтронов называется массовым – числом ( $A$ ). Оно равно округленному до целого числа значению относительной атомной массы:

$$A_r = Z + N$$

число            число  
протонов    нейтронов

Число нейтронов в ядре атома равно разности между относительной атомной массой элемента и его порядковым номером:

$$N = A_r - Z$$

Например, в ядре атома урана [ $A_{r(U)} = 238$ ] содержится 92 протона и  $238 - 92 = 146$  нейтронов.

Таким образом, по положению элемента в периодической системе можно определить состав его атома (табл. 5).

### 5 Характеристики и числа частиц, которые входят в состав атома

Область атома, в которой находятся частицы	Частицы				
	название	символ	Масса а, а.е.м.	заряд единицы элементарного заряда	число в атоме
Ядро	Протон	${}^1_1p$	1	+1	$Z$
	Нейтрон	${}^1_0n$	1	0	$A_r - Z$
Электронная оболочка	Электрон	$e^-$	$1/1840$	-1	$Z$

Как мы видели, в состав атома входят частицы с противоположными зарядами - электроны и протоны. Атом совокупность частиц с противоположными свойствами.

Протоны, нейтроны, электроны - это *элементарные частицы*. В настоящее время известно около двухсот элементарных частиц, обладающих разными свойствами (массой, зарядом и др.).

Мы не можем увидеть элементарные частицы. Но экспериментальное определение учеными характеристик элементарных частиц доказывает их реальное существование. Элементарные частицы, так же как атомы и молекулы, - это различные виды материи.

### СЛОВА И СЛОВСОЧЕТАНИЯ

Причина, -ы	Обнаруживать	-	Элементарная
Различие, -ия	обнаружить		частица
Закономерно	Электрический, -ая,		Обладать
сть, -и	-ое, -ие		Заряд, -ы
Радиоактивн	Ядро, -а		Излучение
ость	Электронная		Сходство, -а
Электрон, -ы	оболочка		Протон, -ы
Электромагн	Электронейтральны		Нейтрон, -ы
итный	й		
	Пренебрегать	-	
	пренебречь		
	Рентгеновское		
	излучение		

### ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ!

- 1) Величина (*какая?*) порядка  $10^{-10}$  см.
- 2) Частица (*какая?*) с массой, равной единице.

### УПРАЖНЕНИЯ

- 1 Что показало открытие явления радиоактивности ?
- 2 Какие частицы входят в состав: а) атома; б) ядра; в) электронной оболочки. Расскажите о них (название, символ, заряд, масса).
- 3 Чем определяется заряд ядра атома ?
- 4 Чему равен заряд ядра атома ?
- 5 Какой заряд ядра и сколько электронов, протонов, нейтронов в атомах магния, лития, азота, цинка, йода, аргона, меди, брома ?
- 6 Что показывает порядковый номер элемента ?
- 7 Во сколько раз размеры ядра меньше размера атома?
- 8 Какие виды материи вы знаете ?

### 1.4.3 Изотопы

**Масса протона, как и масса нейтрона, равна единице. В атоме содержатся целые числа протонов и нейтронов. Поэтому относительная атомная масса элемента должна выражаться целым числом. Однако относительные атомные массы большинства элементов в периодической системе представляют собой дробные числа. Например,**

$$A_{r(\text{Cu})} = 63,54; A_{r(\text{Zn})} = 65,38; A_{r(\text{Cl})} = 35,453.$$

Это можно объяснить так: природные элементы - смесь изотопов.

**Изотопы - это атомы одного элемента, которые имеют одинаковый заряд ядра (одинаковое число протонов в ядре), но разные массовые числа (разное число нейтронов в ядре).**

Например, элемент водород имеет три изотопа.  ${}^1_1\text{H}$  – протий (1 p);  ${}^2_1\text{D}$  ( ${}^2_1\text{H}$ ) - дейтерий (1 p, 1 n);  ${}^3_1\text{T}$  ( ${}^3_1\text{H}$ ) - тритий (1 p, 2 n); уран также имеет три изотопа  ${}^{238}_{92}\text{U}$ ;  ${}^{235}_{92}\text{U}$ ;  ${}^{234}_{92}\text{U}$ . Разные элементы имеют разное число изотопов. Некоторые элементы (фтор, натрий, алюминий) в природе встречаются только в виде одного изотопа. Другие изотопы этих элементов неустойчивы, Олово имеет самое большое число устойчивых изотопов – десять.

**Относительная атомная масса элемента в периодической системе элементов Д. И. Менделеева - это среднее арифметическое масс атомов его изотопов.**

Например, природный хлор - это смесь 77,35 % изотопа  ${}^{35}_{17}\text{Cl}$  и 22,65 % изотопа  ${}^{37}_{17}\text{Cl}$ . Поэтому

$$A_{r(\text{Cl})} = \frac{35 \cdot 77,35 + 37 \cdot 22,6}{100} = 35,453.$$

Химические свойства всех изотопов одного элемента одинаковы. Значит, химические свойства элементов зависят от заряда ядра атома, а не от атомной массы. Заряд ядра атома является главной характеристикой элемента.

**Химический элемент - это совокупность атомов с одинаковым зарядом ядра.**

### СЛОВА И СЛОВСОЧЕТАНИЯ!

Смесь, -и

Изотоп, -ы

Устойчивый, -ая, -ое, -ие

### ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ!

**Выражаться (чем ?)**

Относительные атомные массы большинства элементов выражаются дробными числами.

### УПРАЖНЕНИЯ

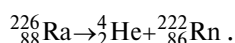
- 1 Почему атомные массы элементов не всегда выражаются целыми числами ?
- 2 Что называется изотопами ?
- 3 Что является главной характеристикой элемента ?

- 4 Что называется химическим элементом ?
- 5 Сколько протонов и нейтронов содержат ядра изотопов  $^{36}\text{Ar}$ ,  $^{38}\text{Ar}$ ,  $^{40}\text{Ar}$  ?
- 6 Медь состоит из изотопов  $^{63}\text{Cu}$  и  $^{64}\text{Cu}$ . Сколько процентов каждого изотопа содержится в меди, если  $A_r(\text{Cu}) = 63,5$  ?
- 7 Ядро каждого элемента не имеет нейтронов ?
- 8 Можно ли сказать что протон - это ядро водорода ? Почему ?
- 9 Какая разница в составе ядер изотопов:  $^3\text{He}$ ,  $^4\text{He}$ ;  $^{16}\text{O}$ ,  $^{17}\text{O}$ ,  $^{18}\text{O}$  ?
- 10 Почему в периодической системе элементов аргон ( $A_r(\text{Ar}) = 39,94$ ) расположен перед калием ( $A_r(\text{K}) = 39,1$ ), теллур ( $A_r(\text{Te}) = 127,5$ ) перед йодом ( $A_r(\text{I}) = 126,9$ ) ?
- 11 Ядро атома элемента содержит 12 нейтронов,  $A_r = 22$ . Определите порядковый номер элемента.

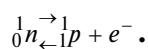
#### 1.4.4 Ядерные реакции.

##### Энергия атомного ядра и ее использование

Как известно, атомы радия распадаются на атомы двух новых элементов - гелия и радона:



В ядре происходят обменные процессы:



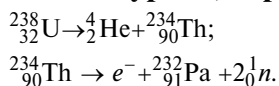
**Реакции, при которых изменяется состояние атомного ядра или ядро превращается в ядра новых элементов, называются ядерными.**

При химических реакциях изменяются только электронные оболочки атомов, но не ядра.

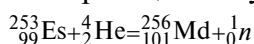
Ядерные реакции могут осуществляться самопроизвольно (естественная радиоактивность) или искусственно (в результате бомбардировки ядра частицами высоких энергий - нейтронами, протонами, ядрами гелия, неона и др.)

Ядерные реакции записывают с помощью уравнений, подобных химическим уравнениям. В уравнениях используют структурные символы: электрон  $e^-$  фотон  $^0_0\gamma$ , нейтрон  $^1_0n$ , протон  $^1_1p$ ,  $^1_1\text{H}$ .

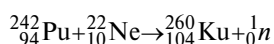
**Например, естественная радиоактивность урана, тория выражается уравнениями**



Искусственной ядерной реакцией является реакция получения менделевия (Md)



или курчатовия Ku



При ядерных реакциях одни элементы превращаются в другие. Ядерные реакции - это *ядерная форма движения материи*.

С помощью ядерных реакций получают новые элементы, которые в природе в настоящее время не существуют: технеций Tc (№ 43), прометий Pm (№ 61), астат At (№ 85), франций Fr (№ 87), трансурановые элементы (№№ 93 - 106). В 1976 году в СССР был получен элемент № 107. С помощью ядерных реакций получено более 100 радиоактивных изотопов всех химических элементов. Радиоактивные изотопы химических элементов используются в биологии, медицине, в народном хозяйстве.

При ядерных реакциях выделяется большое количество энергии. Так, при делении 1 г ядер изотопа урана  $^{235}_{92}\text{U}$  выделяется  $7,5 \cdot 10^7$  кДж энергии.

В России используется энергия атомного ядра в мирных целях. В 1954 году, в СССР была построена первая в мире атомная электростанция в 1959 году - атомный ледокол "Ленин". Впервые за всю историю мореплавания 17 августа 1977 года самый мощный в мире ледокол "Арктика" достиг географической точки Северного полюса. Это выдающаяся победа советской науки и техники. Сейчас на нашей планете работает более 100 атомных электростанций и многие суда используют атомную энергию.

### СЛОВА И СЛОВСОЧЕТАНИЯ

Распадаться	Состояние	Естественный, -ая, -
Ядерные реакции	Самопроизволь	ое,-ые
Обменный, -ая, -ое,	но	Радиоактивный, -ая, -
-ые	Бомбардировка	ое, -ые
Осуществлять, -ся		

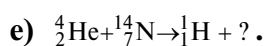
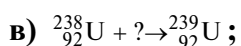
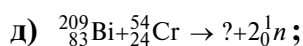
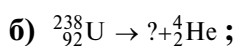
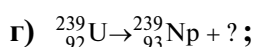
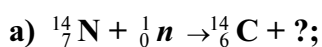
### ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ !

*Что используется в чем.*

Радиоактивные изотопы химических элементов используются в биологии, медицине, сельском хозяйстве.

### УПРАЖНЕНИЯ

- 1 Какие реакции называются ядерными ?
- 2 Чем отличаются ядерные реакции от химических ?
- 3 Подчиняются ли ядерные реакции закону сохранения энергии ?
- 4 Для чего используют: а) ядерные реакции; б) радиоактивные изотопы?
- 5 Окончите уравнения:





### 1.4.5 Строение электронной оболочки атома

В 25 - 30 годах нашего столетия была создана квантовая теория строения атома. Экспериментально установлено, что электрон имеет двойственную природу: он обладает одновременно свойствами частицы и свойствами волны.

В атоме состояние электрона можно представить в виде электронного облака с определенной плотностью электрического заряда в каждой точке (рис. 2). Электронные облака различных электронов находятся на равных расстояниях от ядра и имеют разную форму.

Специальная функция, которая характеризует вероятность нахождения электрона в данной области пространства на определенном расстоянии от ядра называется *орбиталью*.

Состояние электрона в атоме описывают четырьмя *квантовыми числами*.

1 *Главное квантовое число  $n$*  характеризует величину энергии электрона;  $n$  может принимать значения 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7 (только целые числа).

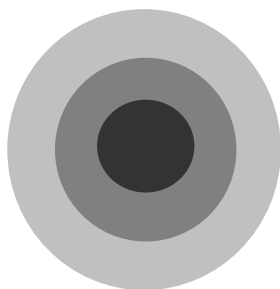
Электроны с  $n = 1$  образуют ближайший к ядру атома *электронный слой* (*энергетический уровень*). Электроны с  $n = 2$  образуют второй от ядра атома электронный слой и т.д.

Электронные слои обозначаются большими буквами латинского алфавита  $K, L, M, N, O, P, Q$  и т.д.

Значение $n$	1	2	3	4	5	6	7
Обозначение электронного слоя	$K$	$L$	$M$	$N$	$O$	$P$	$Q$

2 *Орбитальное (побочное) квантовое число  $l$*  характеризует форму электронной орбитали (*энергетические подуровни*); при данном значении  $n$   $l$  может принимать значения целых чисел от 0 до  $n - 1$ . Орбитали с различным значением  $l$  обозначаются буквами  $s, p, d, f$ .

Значение $l$	0	1	2	3
Обозначение орбиталей	$s$	$p$	$d$	$f$



☺

Рис. 2 Электронное облако атома водорода

начения главного квантового числа  $n$ , но и от значения орбитального квантового числа  $l$ . Электроны с одинаковыми значениями  $n$ , но разными значениями  $l$  отличаются запасом энергии.

Орбитальное квантовое число  $l$  также характеризует энергию электрона на подуровне. Число энергетических подуровней каждого электронного слоя равно номеру слоя, т.е. значению главного квантового числа. Так, первому энергетическому уровню ( $n = 1$ ) соответствует один подуровень  $s$ ; второму энергетическому уровню ( $n = 2$ ) соответствуют два подуровня  $s$  и  $p$ ; третьему энергетическому уровню ( $n = 3$ ) соответствуют три подуровня  $s, p$  и  $d$ ; четвертому энергетическому уровню ( $n = 4$ ) соответствуют четыре подуровня  $s, p, d$  и  $f$ .

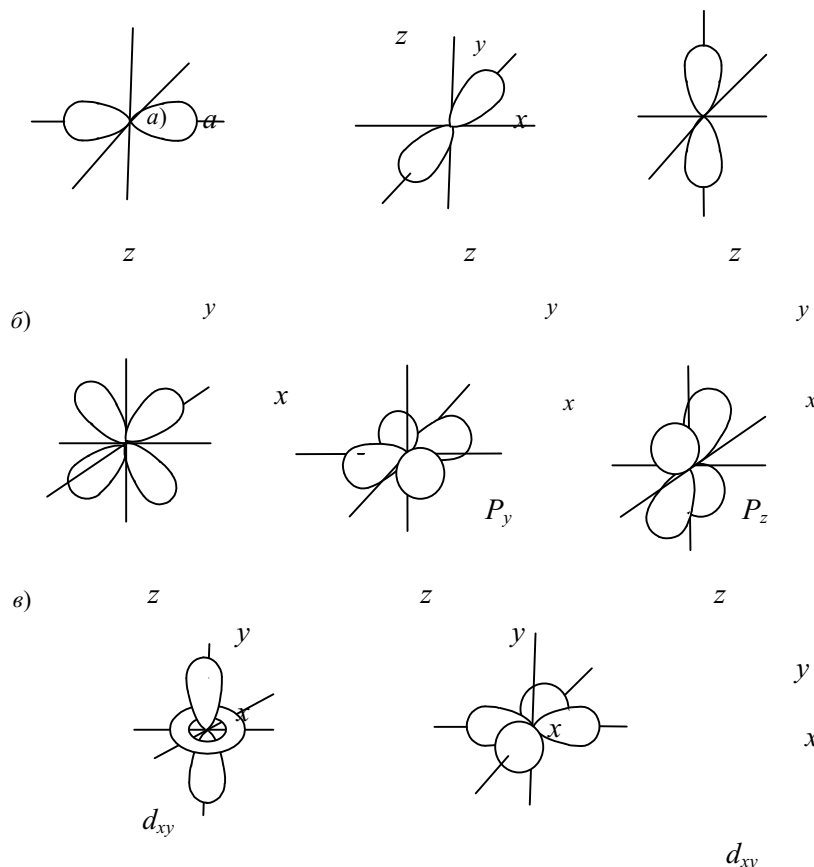
3 *Магнитное квантовое число  $m_l$*  определяет ориентацию орбиталей в пространстве и может принимать значения целых чисел от  $-l$  до  $+l$ , в том числе значение 0.

Так, при  $l = 0$   $m_l = 0$ . Это значит, что  $s$  - орбиталь имеет одинаковую ориентацию относительно трех осей координат (рис. 3, а). При  $l = 1$   $m_l$  может принимать три значения:  $-1$ ;  $0$ ;  $+1$ . Это значит, что могут быть три  $p$  - орбитали ( $p_x, p_y, p_z$ ) с ориентацией по координатным осям  $x, y, z$  (рис. 3, б, в).

Магнитное квантовое число определяет число орбиталей на подуровне (табл. 6).

### 6 Определение числа орбиталей на подуровне

Квантовое число	Слой									
	K		L		M			N		
$n$	1		2		3			4		
L	0	0	1	0	1	2	0	1	2	3
$m_l$										
						-2			-2	-3
			-1		-1	-1		-1	-1	-2
	0	0	0	0	0	0	0	0	0	-1
			+1		+1	+1		+1	+1	+1
						+2			+2	+2
										+3
Число орбиталей	1	1	3	1	3	5	1	3	5	7
Обозначение орбиталей	1	2	2	1	3	3	4	4	4	4
	$s$	$s$	$s$	$s$	$p$	$d$	$s$	$p$	$d$	$f$



**Рис. 3. Изображение орбиталей:**  
 а -  $s$ -электронной; б -  $p$ -электронных; в -  $d$ -электронных


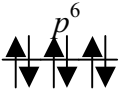
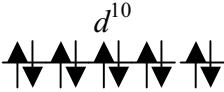

4 Четвертое квантовое число  $m_s$  – спин – может иметь только два значения  $+1/2$  и  $-1/2$ . Согласно *принципу Паули*:

**В атоме не может быть двух электронов с одинаковым значением всех четырех квантовых чисел. На одной орбитали может находиться не более двух электронов и эти электроны имеют противоположные (антипараллельные) спины.**

Орбиталь с двумя электронами, спины которых антипараллельны (*квантовая ячейка*), схематически изображают так:  $\uparrow\downarrow$

Расположение электронов по слоям и орбиталям изображают в виде *электронных конфигураций*. Большая цифра показывает номер слоя (главное квантовое число). Буквы ( $s, p, d, f$ ) обозначают форму орбитали (орбитальное квантовое число). Маленькая цифра над буквой справа вверху показывает число электронов на данной орбитали. Например,  $2s^2$  доказывает, что на втором электронном слое на  $s$ -орбитали находится два электрона,  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$  – электронная конфигурация атома фосфора (№ 15).

Ниже показана схема максимального заполнения электродами орбиталей четырех электрических слоев  $K, L, M, N$ :

Электронный слой	$K$	$L$	$M$	$N$
Схематическое изображение орбиталей	$s^2$ 	$p^6$ 	$d^{10}$ 	$f^{14}$ 
Электронная конфигурация	$1s^2$	$2s^2 2p^6$	$3s^2 3p^6 3d^{10}$	$4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14}$
Число электронов в слое	2	8	18	32

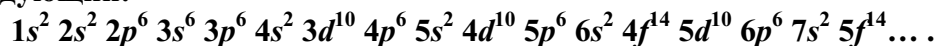
Как мы видим – максимальное число электронов на одной  $s$ -орбитали – 2, на трех  $p$ -орбиталях – 6, на пяти  $d$ -орбиталях – 10 и на семи  $f$ -орбиталях – 14.

Максимальное число электронов ( $N$ ) в электронном слое можно определить по формуле  $N = 2n^2$ , где  $n$  – номер слоя (значение главного квантового числа). Но в атомах многих элементов электронные слои не заполняются полностью.

Последовательность заполнения электронных слоев определяется *правилом наименьшего запаса энергии*:

**Орбитали заполняются электронами в порядке возрастания их энергии, которая характеризуется суммой  $n + l$ . При этом если сумма  $n + l$  двух разных орбиталей одинакова, то раньше заполняется орбиталь, у которой  $n$  меньше.**

Как видно из табл. 7, порядок заполнения электронных орбиталей по сумме  $n + l$  следующий:



Поэтому в атоме элемента кальция после заполнения орбиталей заполняются 4p-орбитали, а не 3d.

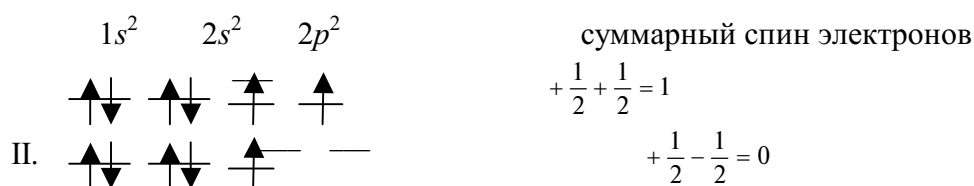
7 Порядок заполнения орбиталей по сумме  $n + l$

$n$	$l$	$n + l$	Орбиталь	Порядок заполнения	$n$	$l$	$n + l$	Орбиталь	Порядок заполнения				
1	0	$1 + 0 = 1$	1s	1	5	0	$5 + 0 = 5$	5s	9				
						1	$5 + 1 = 6$	5p	11				
						2	$5 + 2 = 7$	5d	14				
						3	$5 + 3 = 8$	5f	17				
2	0	$2 + 0 = 2$	2s	2	6	0	$6 + 0 = 6$	6s	12				
						1	$6 + 1 = 7$	6p	15				
						2	$6 + 2 = 8$	6d	18				
	1	$2 + 1 = 3$	2p	3	7	0	$7 + 0 = 7$	7p	16				
						1	$7 + 1 = 8$	7s	19				
						2	$7 + 2 = 9$	7d					
3	0	$3 + 0 = 3$	3s	4	7	0	$7 + 0 = 7$	7p	16				
										1	$3 + 1 = 4$	3p	5
										2	$3 + 2 = 5$	3d	7
										3	$3 + 3 = 6$	3f	
4	0	$4 + 0 = 4$	4s	6	7	0	$7 + 0 = 7$	7p	16				
										1	$4 + 1 = 5$	4p	8
										2	$4 + 2 = 6$	4d	10
										3	$4 + 3 = 7$	4f	13

При заполнении электронами орбиталей соблюдается также и *правило Гунда* (наибольшего суммарного спинового числа):

Суммарное спиновое число электронов данной орбитали должно быть максимальным.

Например, при заполнении  $2p$ -орбиталей атома углерода возможны два варианта: суммарный спин электронов



Так как суммарный спин двух  $p$ -электронов в варианте I больше, то заполнение орбиталей происходит по этому варианту.

### СЛОВА И СЛОВСОЧЕТАНИЯ

Квантовая теория	Орбиталь	Слой
Двойственный, -ая, -	Вероятност	Спин
ое, -ые	ь	Принцип
Представлять	- Нахождение	Антипараллельн
представить	Пространст	ый
Электронное облако	во	Заполнять -
Электронный слой	Ориентаци	заполнить
Электронная	я	Заполнение
конфигурация	Ячейка	

### ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ!

1) *Что* обладает *чем*.

Электрон обладает одновременно свойствами частицы и волны.

2) *Что* может принимать значение *чего*.

Магнитное квантовое число  $m_l$  может принимать значения целых чисел от  $-l$  до  $+l$ .

3) Расположение (какое?).

Расположение по слоям и орбиталям.

4) Что соответствует чему.

Первому энергетическому уровню соответствует один  $s$  - подуровень.

### УПРАЖНЕНИЯ

1 Какую природу имеет электрон ?

2 В виде чего можно представить состояние электрона в атоме ?

3 Что называется орбиталью ?

4 Какие квантовые числа вы знаете ?

5 Что характеризует каждое квантовое число ?

6 Согласно каким принципам заполняются электронные орбитали ?

7 Как формулируется; а) принцип Паули; б) правило наименьшего запаса энергии;

в) правило Гунда ?

8 Напишите электронные конфигурации атомов следующих элементов: азота, серы, стронция, брома, олова.

#### 1.4.6 Периодическая система элементов Д. И. Менделеева и электронная теория строения атомов

Положение химического элемента в периодической системе определяется строением атома и его свойствами.

1 Если сравнить электронные конфигурации атомов элементов с их положением в периодической системе (см. табл. 8), то мы увидим очень интересные связи (зависимости). Число электронных слоев в атоме любого элемента равно номеру периода, в котором он находится. Так, атомы элементов H и He имеют только один электронный

слой - они находятся в первом периоде; атомы элементов Li, Be, B, C, N, O, F, Ne имеют два электронных слоя - они находятся во втором периоде; атомы восьми элементов от Na до Ar имеют три электронных слоя - они находятся в третьем периоде; атомы восемнадцати элементов от K до Kr имеют четыре электронных слоя - они находятся в четвертом периоде и т.д.

В атомах элементов каждого периода заполняется новый электронный слой. Поэтому в периодической системе семь периодов.

2 Число электронов во внешнем слое атомов всех элементов не больше восьми. Периодическая система состоит из восьми групп.

3 Число электронов во внешнем слое атомов элементов главных подгрупп (кроме гелия He) равно номеру группы в которой находятся элементы. Эта закономерность рассмотрена на примере элементов второго периода в табл. 8.

## 8 Электронные конфигурации элементов второго периода

Элемент	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Номер группы	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
Электронная конфигурация	$1s^2 2s^1$	$1s^2 2s^2$	$1s^2 2s^2 2p^1$	$1s^2 2s^2 2p^2$	$1s^2 2s^2 2p^3$	$1s^2 2s^2 2p^4$	$1s^2 2s^2 2p^5$	$1s^2 2s^2 2p^6$
Число электронов на последнем слое	1	2	3	4	5	6	7	8

У элементов главных подгрупп заполняются *s*- и *p*-орбитали последнего слоя. Элементы, у которых заполняются *s*-орбитали последнего слоя, называются *s*-элементами. Максимальное число электронов *s*-орбитали - два. В каждом периоде есть по два *s*-элемента. Это элементы главных подгрупп - IA и IIA групп, а также водород и гелий.

Элементы, у которых заполняются *p*-орбитали внешнего слоя, называются *p*-элементами. Максимальное число электронов трех орбиталей - шесть. В каждом периоде, кроме первого и седьмого неоконченного, есть по шесть *p*-элементов. Это элементы главных подгрупп III - VIII групп. Они имеют амфотерные или неметаллические свойства. Например,

B, C, N, O, F, Ne; Al, Si, P, S, Cl, Ar, Ga, Ge, As, Se, Br и т.д.  
Элементы VIIIA группы называют инертными элементами.

4 Во внешнем электронном слое атомов элементов побочных групп обычно находятся один или два *s*-электрона. Но у этих элементов заполняются *s*-орбитали второго снаружи слоя или *f*-орбитали третьего снаружи слоя (см. элементы №№ 21 - 30, №№ 39 - 48, №№ 57 - 80, №№ 89 - 103).

Элементы, у которых заполняются *d*-орбитали, называются *d*-элементами. Максимальное число электронов пяти *d*-орбиталей - десять. В четвертом, пятом, шестом периодах есть по десять *d*-элементов №№ 21 - 30; 39 - 48; 57, 72 - 80, в седьмом неоконченном периоде № 89, 104, 105. *d*-элементы - это элементы побочных подгрупп.

Элементы, у которых заполняются *f*-орбитали, называются *f*-элементами. Максимальное число электронов семи *f*-орбиталей - четырнадцать. В шестом и седьмом периодах есть по четырнадцать *f*-элементов - это лантаноиды (№№ 58 - 71) и актиноиды (№№ 90 - 103). *f*-элементы - это элементы побочной подгруппы III группы. *d*- и *f*-элементы называются *переходными*.

Сумма числа *s*-электронов последнего слоя и *d*-электронов предпоследнего слоя атомов элементов побочных подгрупп часто равна номеру группы, в которой находится элемент. Например, Cr (элемент № 24) имеет в последнем слое один *d*-электрон и в предпоследнем пять *d*-электронов;  $1 + 5 = 6$ , что соответствует номеру группы, в которой находится хром.

Таким образом, электронная теория строения атома объяснила структуру периодической системы элементов: число групп, подгрупп, периодов, число элементов в группах и периодах. Она объяснила положение в периодической системе элементов К и Ar, Со и Ni, Те и I (см. строение атомов этих элементов) и других элементов. Все это доказывает, что периодическая система Д. И. Менделеева отражает объективные связи, существующие в природе.

## СЛОВА И СЛОВСОЧЕТАНИЯ

*Внешний*

*Амфотерный*

### ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ!

С увеличением *чего* увеличивается *что*.

С увеличением заряда ядра элемента увеличивается число электронов его внешнего слоя.

### УПРАЖНЕНИЯ

1 Почему первый период состоит только из двух элементов ?

2 Почему второй период состоит из восьми элементов ?

3 Сколько электронных слоев имеют атомы элементов: а) магния (№ 12); б) серы (№ 16); в) меди (№ 29); г) железа (№ 26); д) бария (№ 56); е) курчатовия (№ 104) ?

4 Сколько электронов содержится во внешнем электронном слое атомов: а) кремния (№ 14); б) кальция (№ 20); в) брома (№ 35); г) калия (№ 19); д) олова (№ 50); е) теллура (№ 53); ж) висмута (№ 83) ?



5 Какие элементы называются: а) *s*-элементами; б) *p*-элементами; в) *d*-элементами; г) *f*-элементами? Приведите примеры.

6 Определите положение элементов в периодической системе (период, группа, подгруппа), если известны их электронные конфигурации: а)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ ; б)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$ ; в)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$ ; г)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ ; д)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^6 5s^2 5p^6 6s^2$ .

### 1.4.7 Зависимость химических свойств элементов от строения их атомов

Современная электронная теория строения атома объяснила зависимость химических свойств элемента от строения его атома и положения в периодической системе.

Согласно этой теории в основе химических реакций лежат процессы перестройки электронных оболочек атома - электронные взаимодействия. В химических реакциях участвуют главным образом электроны внешних слоев (валентные электроны). Обычно это одиночные (непарные, не спаренные) электроны. Обозначаются  $\uparrow$  или  $\downarrow$ .

Максимально заполненные орбитали наиболее устойчивы. Электронные слои, орбитали которых заполнены максимально, называются *завершенными*. Внешний электронный слой является завершенным, если имеет электронную конфигурацию  $s^2 p^6$  (восемь электронов)\*.

Атомы инертных элементов (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn) имеют завершенные внешние электронные слои и поэтому с большим трудом вступают в химические реакции. Атомы всех других элементов имеют незавершенные внешние электронные слои.

У атомов металлов во внешнем слое, как правило, содержится меньше четырех электронов, и они слабо связаны с атомом. Атомы металлов, вступая в химическую реакцию, теряют валентные электроны. Как известно, активность металлов различна. Например, натрий и калий - более активные металлы, чем золото и платина. Для сравнения активности металлов обычно используют специальную величину - *энергию ионизации I*.

Энергия ионизации - это количество энергии, необходимое для отрыва наиболее слабо связанного электрона от атома.

Энергию ионизации выражают в электрон - вольтах на атом (эВ/атом).

**Значения энергий ионизации более активных металлов меньше, чем менее активных. Щелочные металлы имеют самые низкие значения энергий ионизации (табл. 9).**

**У атомов неметаллов во внешнем электронном слое содержится четыре и больше электронов, которые прочно связаны с атомом. Атомы неметаллов, вступая в химическую реакцию, обычно присоединяют электроны. Для сравнения неметаллических свойств используют специальную величину - *сродство к электрону E*.**

Сродство к электрону - это количество энергии, которое выделяется или поглощается при присоединении ни одного электрона к нейтральному атому.

**Сродство к электрону выражают в электрон-вольтах в атом (эВ/атом). Наибольшие значения сродства к электрону у элементов главной подгруппы седьмой группы (F, Cl, Br, I) - типичных неметаллов.**

Рассмотрим, как изменяются строение атомов и химические свойства элементов одного периода, например третьего. Атом каждого элементов этого периода имеет три электронных слоя *K*, *L* и *M* (см. табл. 9). Строение слоев *K* и *L* одинаково для всех элементов этого периода, строение внешнего слоя *M* неодинаково. Радиусы атомов неодинаковы.

С увеличением заряда ядра атомов у элементов одного периода уменьшается радиус

атома, а количество внешних электронов увеличивается. Вследствие этого притяжение внешних электронов к ядру усиливается, энергия ионизации и сродство к электрону увеличиваются. Поэтому к концу периода металлические свойства элементов ослабляются, а неметаллические усиливаются.

Действительно, третий период начинается типичным активным щелочным металлом - натрием. За ним следует другой типичный металл - магний, который менее активен, чем натрий. Следующий металл - алюминий в некоторых соединениях проявляет неметаллические свойства. Это амфотерный элемент. Элементы Si, P, S, Cl проявляют неметаллические свойства, которые усиливаются от Si к Cl. Хлор является типичным активным неметаллом. Период оканчивается инертным элементом аргоном. Как мы видим, количественные изменения приводят к качественным.



**В больших периодах металлические свойства ослабляются, а неметаллические усиливаются более медленно, чем в малых периодах. Это объясняется тем, что большие периоды содержат переходные элементы. На внешнем слое атомов переходных элементов находятся два *s*-электрона, а заполняются предпоследний слой у *d*-элементов и третий с конца у *f*-элементов.**

**Рассмотрим, как изменяются строение атомов и химические свойства элементов главных подгрупп на примере элементов IA группы (табл. 10).**

Элементы одной подгруппы имеют одинаковое строение внешнего электронного слоя, у атомов всех элементов IA группы во внешнем слое находится один *s*-электрон. Однако радиус атомов и число электронных слоев увеличиваются с увеличением порядкового

номера элемента (заряда ядра). При этом притяжение внешних электронов к ядру ослабляется, энергия ионизации уменьшается. Поэтому в главных подгруппах с увеличением порядкового номера элемента (то есть сверху вниз) металлические свойства элементов усиливаются, а неметаллические ослабевают. Количественные изменения приводят к качественным.

Отсюда следует, что самый активный металл - франций, самый активный неметалл - фтор.

Деление элементов на металлы и неметаллы относительно. Как известно, существуют элементы с амфотерными свойствами.

Мы видели, что число электронов во внешнем слое атомов изменяется периодически с возрастанием зарядов ядер атомов. Поэтому и свойства химических элементов изменяются периодически.

В настоящее время периодический закон формулируется так:

Свойства химических элементов, а также формы и свойства их соединений, находятся в периодической зависимости от величины заряда их атомных ядер или порядкового номера элемента в периодической системе.

## СЛОВА И СЛОВСОЧЕТАНИЯ

Взаимодействие, -ия	Валентные	Вследствие
Участвовать	электроны	Затрудняться
Непарный, -ая, -ое, -ые	Устойчивый, -ая, -ое, -ые	Усиливаться
Неспаренный, -ая, -ое, -ые	Незавершенный слой	Проявлять - проявить
	Завершенный слой	

## ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ!

Вследствие *этого*.

Вследствие этого притяжение внешних электронов к ядру усиливается.

## УПРАЖНЕНИЯ

- 1 Какие электронные слои называются завершенными ?
- 2 Атомы каких элементов имеют завершенные и незавершенные внешние слои ?
- 3 Сколько электронов во внешнем слое имеют атомы; а) металлов; б) неметаллов ?
- 4 Как изменяются строение атомов и свойства у элементов одного периода: а) малого; б) большого ?
- 5 Как изменяются свойства элементов в главных подгруппах с увеличением порядкового номера элемента ?
- 6 Какой элемент - более активный металл: а) натрий или рубидий; б) калий или скандий; в) калий или медь ?
- 7 Какой элемент более активный неметалл: а) углерод или азот; б) фосфор или азот; в) теллур или йод; г) хлор или бром ?

**8 Почему химические свойства элементов изменяются периодически ?**

**9 Что такое: а) энергия ионизации; б) сродство к электрону ?**

**10 Сформулируйте периодический закон химических элементов.**

#### 1.4.8 Значение периодического закона и периодической системы элементов Д. И. Менделеева

Периодический закон химических элементов Д. И. Менделеева - один из основных законов природы. Периодическая система элементов Д. И. Менделеева была первой естественной классификацией химических элементов. Она показала, что химические элементы взаимосвязаны и образуют единую систему.

Почти сорок лет Д. И. Менделеев работал над открытием периодического закона и его развитием. На основе периодического закона Д. И. Менделеев предсказал существование двенадцати новых неизвестных науке элементов и определил их положение в периодической системе: он рассчитал правильные значения атомных масс для многих элементов (бериллия, индия, цезия и других) и описал подробно свойства трех предсказанных элементов и свойства их соединений. Ниже сравниваются некоторые предсказанные Д. И. Менделеевым в 1871 году свойства элемента № 32 и определенные экспериментально свойства элемента германия (открыт Винклером в 1886 году).

	Элемент № 32	Германий
Атомная масса.....	72	72,32
Плотность, г/см <sup>3</sup> .....	5,5	5,47
Цвет.....	темно-серый	серовато-белый
Формула оксида.....	ЭО <sub>2</sub>	GeO <sub>2</sub>
Плотность оксида, г/см <sup>3</sup> .....	4,7	4,703
Формула хлорида.....	ЭCl <sub>4</sub> (жидкость)	GeCl <sub>4</sub> (жидкость)
Плотность хлорида, г/см <sup>3</sup> ...	1,9	1,887
Температура кипения, °С...	ниже 100	86

Открытие периодического закона и создание периодической системы элементов Д. И. Менделеевым завершили развитие атомистических представлений в XIX веке, положили начало современной химии. Периодическая система помогает ученым открывать и создавать новые искусственные химические элементы и соединения, создавать новые вещества с нужными свойствами, изучать внутреннее строение атомов и их ядер. С помощью периодического закона и периодической системы ученые познают мир и его закономерности.

Периодический закон и периодическая система подтвердили взаимосвязь явлений природы, а также один из всеобщих законов развития природы - закон перехода количественных изменений в качественные.

Периодический закон имеет большое значение для других наук: геохимии, биохимии, астрохимии и ядерной физики.

Первого марта 1969 года ученые всего мира отмечали сто лет со дня открытия периодического закона химических элементов. Последующие открытия в области химии и физики не только подтвердили периодический закон, но дали ему новое более глубокое объяснение. Все это подтверждает объективность периодического закона, который отражает существующие в природе связи, и гениальность открытия русского ученого Д. И. Менделеева.

#### СЛОВА И СЛОВСОЧЕТАНИЯ

Взаимосвязанный, - ая, - ое, - ые

Почт

и

### 1.5.1 Ковалентная связь

Электронная теория строения атомов объясняет, как атомы соединяются в молекулы, т.е. природу и механизм образования химической связи. Теория химической связи основана на представлении о том, что непарные электроны различных атомов стремятся образовать общие электронные пары.

Основные типы химической связи - ковалентная (атомная), ионная, металлическая и водородная.

Рассмотрим образование молекулы водорода  $H_2$  из атомов. Электронная конфигурация атома водорода  $1s^2$ , т.е. во внешнем электронном слое (он единственный) находится один непарный электрон. При образовании молекулы водорода из двух атомов, имеющих непарные  $s$ -электроны с антипараллельными спинами, происходит перекрывание  $s$ -орбиталей и образуется общая электронная пара (рис. 4, а).

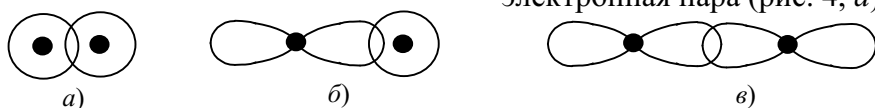
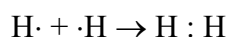


Рис. 4 Перекрывание:  
а -  $s$ -орбиталями; б -  $s$ - и  $p$ -орбиталями; в -  $p$ -орбиталями

Схематически это можно изобразить с помощью электронных формул



или квантовых ячеек:

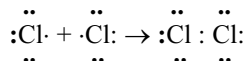


Общая электронная пара одинаково принадлежит обоим атомам. Каждый атом получает устойчивую оболочку из двух электронов. Наибольшая электронная плотность общего электронного облака проявляется в области между ядрами. Молекула водорода образуется за счет взаимодействия общей электронной пары с ядрами обоих атомов.

Связь атомов с помощью общих электронных пар называется ковалентной связью.

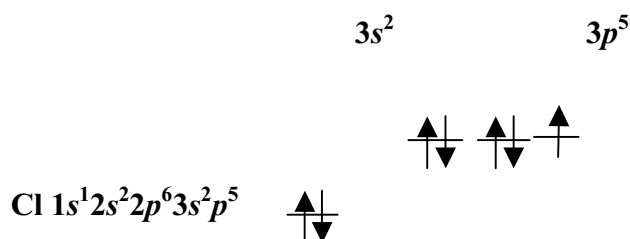
**В молекулах, которые состоят из двух или более атомов одного элемента, связь**

ковалентная; например, в молекулах хлора ( $\text{Cl}_2$ ), азота ( $\text{N}_2$ ) она образуется с помощью общих электронных пар. В молекуле хлора - одна общая электронная пара (рис. 4, в), в молекуле азота три общих электронных пары. С помощью электронных формул это изображается так:



Во всех этих случаях каждый атом получает законченный устойчивый внешний электронный слой.

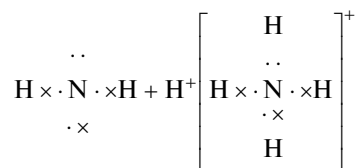
В молекулах, которые состоят из атомов разных элементов, связь тоже может быть ковалентной. Рассмотрим образование молекулы хлороводорода. Электронные конфигурации атомов водорода и хлора  $\text{H } 1s^1$  ;



показывают, что внешние электронные слои этих атомов имеют по одному непарному электрону. При сближении орбитали этих электронов перекрываются, образуется общая электронная пара (рис. 4, б).

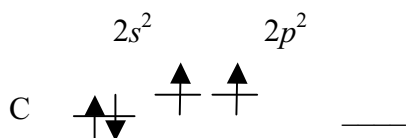


Ковалентная связь может образоваться между двумя атомами, из которых один имеет неподеленную пару электронов, а другой - свободную орбиталь. Например, при взаимодействии аммиака  $\text{NH}_3$  и хлороводорода  $\text{HCl}$  неподеленная электронная пара азота становится общей для водорода и азота, получается ион аммония  $\text{NH}_4^+$ ;

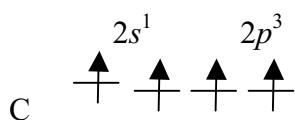


Такой механизм образования ковалентной связи называется *донорно-акцепторным*. В нашем примере донором электронной пары является атом азота, а акцептором - ион водорода (он имеет свободную орбиталь). Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи наблюдается в комплексных соединениях  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$ ,  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ .

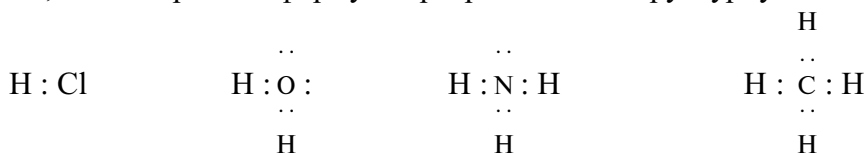
Электроны, которые участвуют в образовании химических связей, называются *валентными*. У элементов главных подгрупп валентные электроны расположены на  $s$ - и  $p$ -орбиталях внешнего электронного слоя. У элементов побочных подгрупп (за исключением лантаноидов и актиноидов) валентные электроны расположены на  $s$ -орбитали внешнего слоя и на  $f$ -орбиталях предпоследнего электронного слоя. Валентными электронами могут быть не только непарные электроны атома в *нормальном (невозбужденном)* состоянии. Например, в нормальном состоянии атом углерода имеет два непарных электрона:



Однако в большинстве своих соединений атом углерода образует четыре ковалентных связи ( $\text{CH}_4$ ,  $\text{CCl}_4$ ,  $\text{CH}_3\text{OH}$  и т.д.). Это становится возможным потому, что при поглощении энергии (420 кДж/моль) у атома углерода один  $2s$ -электрон переходит на  $3p$ -орбиталь.



Такой атом углерода называется *возбужденным*. Он имеет четыре непарных электрона и может образовать четыре ковалентных связи. Если общие электронные пары обозначать чертой, то электронная формула превращается в структурную:



Электронные и структурные формулы показывают последовательность соединения атомов в молекуле. Например, в молекуле аммиака атомы водорода соединятся с атомами азота, но между собой не соединяются.

Вещества с ковалентными связями могут быть твердыми (парафин, лед), жидкими (вода, спирт), газообразными (кислород, азот, аммиак).

Структурные формулы не отражают пространственного расположения атомов в молекуле. Изобразить его можно с помощью модели (рис. 5).

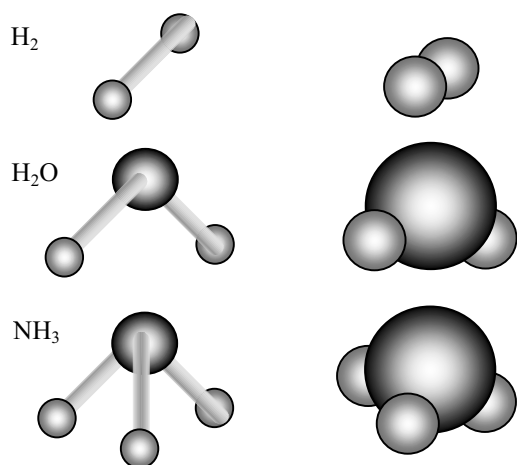


Рис. 5 Модели молекул  $H_2$ ,  $H_2O$ ,  $NH_3$

### СЛОВА И СЛОВСОЧЕТАНИЯ

Механизм, -ы	Перекрывается	Донор
Представление	Неполярная	Акцептор
Неспаренный	связь	Сближение
электрон	Полярная связь	Пространственный
Отражать	Принадлежать	Спаренные электроны
Ковалентная связь	Проявляться	Неподеленная
Ионная связь	Смещаться	электронная Пара
Перекрывание	Комплексный	Последовательность
	Координационн	Стремиться
	ый	Возбужденный

**ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ !**

1) *Что* + глагол + за счет *чего*.

**Молекула хлороводорода образуется за счет взаимодействия общей электронной**

**пары с ядрами атомов водорода и хлора.**

2) *Что* обозначить *чем*.

**Общую электронную пару обозначим чертой (-).**

### УПРАЖНЕНИЯ

1 **Какая связь называется ковалентной ?**

2 **Напишите электронные и структурные формулы молекул:  $HBr$ ,  $H_2S$ ,  $PH_3$ ,  $SiH_3$ ,**

Br<sub>2</sub>.

3 Когда ковалентная связь образуется по донорно-акцепторному механизму ?

Приведите примеры.

### 1.5.2 Характеристики ковалентной связи

Ковалентная связь характеризуется направленностью в пространстве, полярностью, кратностью, энергией и длиной.

Как мы знаете, электронные орбитали (кроме *s*-орбиталей) имеют пространственную *направленность*. Ковалентная связь, которая является результатом перекрывания электронных облаков атомов, располагается в определенном направлении по отношению к ядрам этих атомов.

Если электронные облака перекрываются в направлении прямой, которая соединяет ядра атомов (т.е. по оси связи), такая ковалентная связь называется  $\sigma$ -связью (сигма - связью). Например, в молекулах H<sub>2</sub>F<sub>2</sub>, HCl атомы соединяются ковалентной  $\sigma$ -связью. Ковалентные сигма-связи образуются при перекрывании орбиталей: *s* - *s* (как в H<sub>2</sub>), *s* - *p* (как в HCl), *p<sub>x</sub>* - *p<sub>x</sub>* (как в F<sub>2</sub>) (рис. 6).

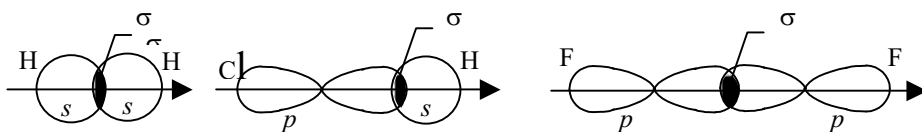


Рис. 6 Схематическое изображение  $\sigma$ -связи в молекулах водорода, хлороводорода и фтора

При перекрывании *p*-орбиталей, направленных перпендикулярно оси связи, образуются две области перекрывания по обе стороны оси связи. Такая ковалентная связь называется  $\pi$ -связью (пи-связью) (рис. 7). Например, в молекуле азота атомы связаны одной  $\sigma$ -связью и двумя  $\pi$ -связями (рис. 8).

Направленность ковалентной связи определяет пространственную структуру молекул, т.е. их форму. Молекула хлороводорода имеет линейную форму; она образуется с помощью одной  $\sigma$ -связи (*s* - *p*-орбитали). Угловое строение молекулы воды образуется за счет перекрывания *s*-орбитали атома кислорода с двумя взаимно перпендикулярными *p*-орбиталями атома водорода.

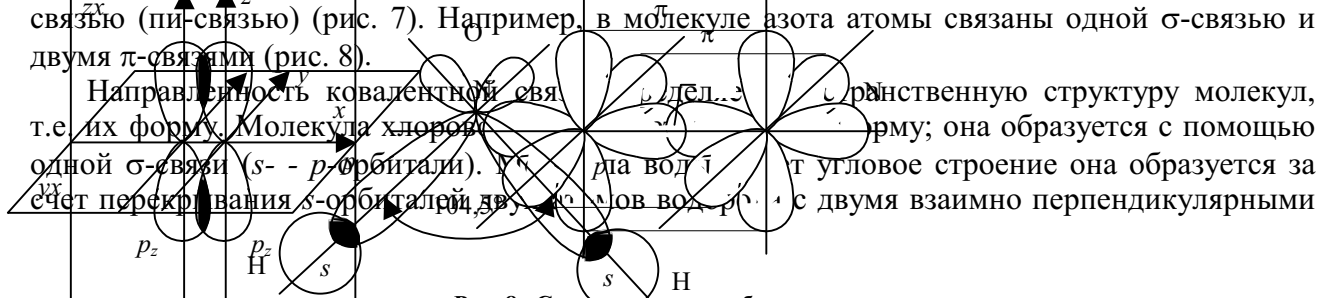


Рис. 8 Схематическое изображение  $\sigma$ - и  $\pi$ -связей в молекуле азота

Рис. 7 Схематическое изображение  $\pi$ -связи

Рис. 9 Строение молекулы воды

*p*-орбиталями атома кислорода (рис. 9). Следовательно, угол между  $\sigma$ -связями в молекуле воды должен быть равен  $90^\circ$ . В действительности угол равен  $104,5^\circ$ , что объясняется явлением гибридизации. Молекула аммиака имеет форму правильной пирамиды, молекула метана - форму тетраэдра.

*Полярность связи*, определяется асимметрией в распределении общего электронного облака вдоль оси связи.

**Если общие электронные пары располагаются симметрично относительно обоих ядер, то такая ковалентная связь называется неполярной.**

В молекулах простых веществ - водорода  $H_2$ , кислорода  $O_2$ , азота  $N_2$ , хлора  $Cl_2$ , фтора  $F_2$  атомы соединяются неполярной ковалентной связью.

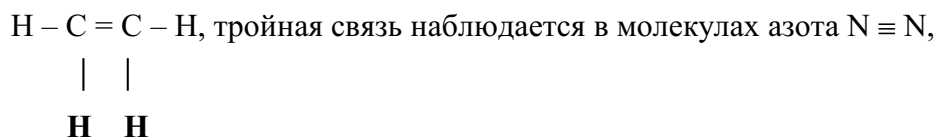
Если общие электронные пары смещаются к одному из атомов (располагаются несимметрично относительно ядра различных атомов), то такая ковалентная связь называется полярной.

**Связь в молекулах воды  $H_2O$ , аммиака  $NH_3$ , хлороводорода  $HCl$  - полярная.**

*Кратность* ковалентной связи определяется числом общих электронных пар, которые связывают атомы.

**Связь между двумя атомами при помощи одной пары электронов называется *простой* (связи  $H - C$ ,  $C - H$ ,  $H - O$  и т.д.). Связь между двумя атомами при помощи двух электронных пар называется *двойной*. Связь между двумя атомами при помощи трех электронных пар называется *тройной*.**

Например, двойная связь наблюдается между атомами углерода в этилене



**ацетилен  $H - C \equiv C - H$**

*Длина связи* - это равновесное расстояние между ядрами атомов. Длину связи выражают в нанометрах (нм). Чем меньше длина связи, тем прочнее химическая связь. Мерой прочности связи является ее энергия.

*Энергия связи* равна работе, которую необходимо затратить на разрыв связи. Выражают энергию связи в килоджоулях на моль (кДж/моль). Например, в молекуле водорода энергия связи равна 435 кДж/моль. Энергия связи увеличивается с уменьшением длины связи (табл. 11).

11 Вид, длина и энергия связей в молекулах некоторых веществ

Формула молекулы	Вид связи	Длина связи, нм	Энергия связи, кДж/моль
H <sub>2</sub>	$\sigma_s(s - s)$	0,074	435
F <sub>2</sub>	$\sigma_x(p_x - p_x)$	0,142	159
Cl <sub>2</sub>		0,20	242
Br <sub>2</sub>		0,229	192
I <sub>2</sub>		0,267	150
HF		$\sigma_x(s - p)$	0,092
HCl	0,128		426
HBr	0,141		364
HI	0,162		239

Энергия связи увеличивается с увеличением кратности связи (табл. 12).

12 Длина и энергия связей между атомами азота и между атомами углерода

Связь	Длина связи, нм	Энергия связи, кДж/моль
N – N	0,140	164,2
N = N	0,120	420,5
N $\equiv$ N	0,109	945,6
C – C	0,154	347,7
C = C	0,134	606,7
C $\equiv$ C	0,120	831,4

СЛОВА СЛОВСОЧЕТАНИЯ

Направленность	Линейный, - ая, - ое, -	Распределен
Полярность	ые	ие
Кратность	Полярный, - ая, - ое, -	Гибридизац
Тетраэдр	ые	ия
Симметрия	Неполярный, - ая, - ое,	Длина
Направленный, - ая, - ое,	- ые	Затратить
- ые	Равновесный, - ая, - ое,	Разрыв
	- ые	
	Протекать	
	Пирамида	

Процесс образования связи протекает с выделением энергии (экзотермический процесс), а процесс разрыва связи - с поглощением энергии (эндотермический процесс).

### ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ !

1) *Что* характеризуется *чем*.

Ковалентная связь характеризуется кратностью.

2) *Что* является *результатом чего*.

**Ковалентная связь является результатом перекрывания электронных облаков атомов.**

3) *Что* располагается *как*.

Связь располагается в определенном направлении.

4) *что* соединяется *как*.

Атомы соединяются ковалентной связью.

### УПРАЖНЕНИЯ

1 Чем характеризуется ковалентная связь ?

2 Какая ковалентная связь называется а)  $\sigma$ -связью, б)  $\pi$ -связью ?

3 Какая ковалентная связь называется: а) полярной, б) неполярной ? Приведите примеры.

4 Чем определяется кратность связи ?

5 Как называется длина связи и энергии связи с увеличением кратности связи?

6 Напишите электронные формулы следующих веществ:  $H_2O$ ,  $NH_3$ ,  $HBr$ ,  $F_2$ ,  $N_2$  - и укажите свойства ковалентных связей (направленность, полярность, кратность).

#### 1.5.3 Полярность молекул

*Полярность молекулы* зависит от полярности отдельных связей и от их расположения в молекуле (т.е. от строения молекул). Молекулы простых веществ ( $H_2$ ,  $F_2$ ,  $N_2$  и др.), образованные неполярными ковалентными связями, неполярны. Молекулы сложных веществ могут быть и неполярными и полярными. Примеры веществ с неполярными молекулами - диоксид углерода  $CO_2$ , метан  $CH_4$ , бензол  $C_6H_6$ , глюкоза  $C_6H_{12}O_6$ , диметиловый эфир  $C_2H_6O$  и др. Примеры вещества с полярными молекулами: серы  $SO_2$ , вода  $H_2O$ , аммиак  $NH_3$ , этиловый спирт  $C_2H_5OH$  и др.

В неполярных молекулах "центр тяжести" электронного облака совпадает с "центром тяжести" положительного заряда ядер. В полярных молекулах "центр тяжести" электронного облака не совпадает с "центром тяжести" положительного заряда. Поэтому

полярные молекулы можно рассматривать как *электрические диполи*, в которых заряды, разные по знаку, но одинаковые по величине, расположены на определенном расстоянии друг от друга. Мерой полярности молекул является электрический момент диполя.

*Электрический момент диполя* - это произведение величины заряда на расстояние между центрами положительного и отрицательного зарядов в молекуле. Электрический момент диполя в молекуле зависит от ее структуры. Наличие или отсутствие момента диполя позволяет судить о геометрическом строении молекулы. Например, молекула  $\text{CO}_2$  неполярна, а молекула  $\text{SO}_2$  обладает моментом диполя. Отсюда следует, что молекула  $\text{CO}_2$  имеет линейное строение  $\text{O} = \text{C} = \text{O}$ , а молекула  $\text{SO}_2$  - угловое.

Свойства веществ зависят от полярности молекул. Вещества, молекулы которых полярны, имеют температуры кипения и плавления выше, чем вещества, молекулы которых неполярны. Это объясняется взаимным притяжением полярных молекул.

### СЛОВА И СЛОВСОЧЕТАНИЯ

Бензол	Центр тяжести	Наличие
Глюкоз	Электрический момент	Отсутствие
а	диполя	

### ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ !

*Что совпадает с чем.*

"Центр тяжести" электронного облака совпадает с "центром тяжести" положительного заряда ядер.

### УПРАЖНЕНИЯ

- 1 От чего зависит полярность молекул ?
- 2 Молекулы каких веществ: а) неполярны, б) полярны ? Приведите примеры.
- 3 Что является мерой полярности молекул ?

### 1.5.4 Электроотрицательность

Способность атомов химического элемента притягивать к себе общие электронные пары называется электроотрицательностью.

Величина электроотрицательности элемента определяется суммой его энергии ионизации и сродства к электрону. Относительные электроотрицательности атомов некоторые элементов приведены в табл. 13.

13 Относительные электроотрицательности некоторых элементов

Периоды	Группа элементов						
	I	II	III	IV	V	VI	VII
1	H 2,1						
2	Li 0,98	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,07	O 3,50	F 4,0
3	Na 0,93	Mg 1,2	Al 1,6	Si 1,9	P 2,2	S 2,6	Cl 3,0
4	K 0,91	Ca 1,04	Ga 1,8	Ge 2,0	As 2,1	Se 2,5	Br 2,8
5	Rb 0,98	Sr 0,99	In 1,5	Sn 1,7	Sb 1,8	Te 2,1	I 2,6

Чем больше электроотрицательность атома, тем сильнее притягивает он общую электронную пару. Когда между двумя атомами разных элементов образуется ковалентная связь, общие электронные пары смещаются к более электроотрицательному атому. Например, в молекуле воды  $H_2O$  общие электронные пары смещаются к атому кислорода.

Относительная электроотрицательность атома не является строго постоянной величиной и применяется только для определения направления смещения общих электронных пар при образовании молекул. Электроотрицательность элементов подчиняется периодическому закону. В периоде электроотрицательность элементов увеличивается с увеличением порядкового номера элемента. В начале периода находятся элементы с низкой



электроотрицательностью (металлы), а в конце периода - элементы с наивысшей электроотрицательностью (неметаллы). В подгруппе электроотрицательность элементов уменьшается с увеличением порядкового номера. Самым электроотрицательным элементом в периодической системе является фтор. У инертных элементов электроотрицательность отсутствует.

Химические элементы можно расположить в ряд, в порядке возрастания электроотрицательности:

Sb, Si, B, As, H, Te, P, C, Se, I, S, Br, Cl, N, O, F,

—————▶  
электроотрицательность возрастает

Электроотрицательность характеризует различие свойств элементов. Поэтому ее используют как качественную характеристику при определении природы химической связи в различных соединениях.

### СЛОВА И СЛОВСОЧЕТАНИЯ

Электроотрицательность	Направление Смещение, - ия	Служить Способность
------------------------	-------------------------------	------------------------

### УПРАЖНЕНИЯ

- 1 Что называется электроотрицательностью ?
- 2 Как изменяется электроотрицательность элементов одного периода с увеличением порядкового номера элемента ?
- 3 Как изменяется электроотрицательность элементов одной группы с увеличением порядкового номера элемента ?
- 4 Для чего используют электроотрицательность элементов ?
- 5 В сторону какого элемента смещаются общие электронные пары в молекулах следующих:  $H_2S$ ,  $PCl_5$ ,  $F_2O$ ,  $N_2O_3$ ,  $HC1$ ,  $H_2O$ ,  $PH_3$ ,  $P_2O_5$ ,  $SiH_4$ ,  $SO_3$  ?

#### 1.5.5 Ионная связь

При образовании соединений из элементов, очень отличающихся по электроотрицательности (типичных металлов и типичных неметаллов), общие электронные пары полностью смещаются к более электроотрицательному атому. В результате образуются ионы.

Например, при горении натрия в хлоре неспаренный 3s-электрон атома натрия спаривается с 3p-электроном атома хлора. Общая электронная пара полностью смещается к атому хлора. В результате образуется натрий - ион  $\text{Na}^+$  и хлорид - ион  $\text{Cl}^-$ .

Заряженные частицы, в которые превращаются атомы в результате отдачи или присоединения электронов, называются ионами.

Заряд отрицательного иона равен числу электронов, которые атом присоединил. Заряд положительного иона равен числу электронов, которые атом отдал.

Противоположно заряженные ионы притягиваются друг к другу.

Соединения, которые образуются из ионов, называются ионными. Связь между ионами называется ионной.

Между ионной и ковалентной связью нет резкой границы. Ионную связь можно рассматривать как крайний случай ковалентной полярной связи (рис. 10). В отличие от ковалентной - ионная связь ненаправленная.

Процесс отдачи электронов называется окислением. Процесс присоединения электронов называется восстановлением.

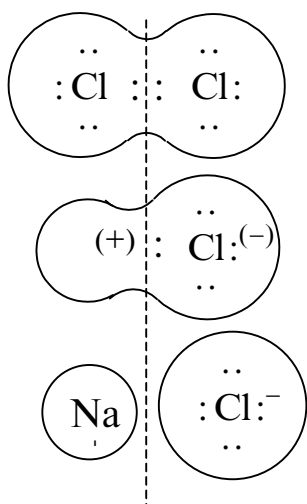
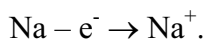
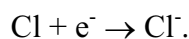


Рис. 10 Схема перехода от ковалентной связи к ионной

Например, при взаимодействии натрия с хлором атом натрия отдает электрон, окисляется и образуется натрий-ион



Атом хлора присоединяет электрон, восстанавливается и образуется хлорид-ион



Металлы главных подгрупп I и II групп при соединении с неметаллами главной подгруппы VII группы образуют типичные ионные соединения. Например, хлорид натрия  $\text{NaCl}$ , фторид калия  $\text{KF}$ , хлорид кальция  $\text{CaCl}_2$ .

Ионные соединения - твердые кристаллические вещества.

## СЛОВА И СЛОВСОЧЕТАНИЯ

Ион, - ы	Кристаллический	Восстановление
Спариваться	Окисление	Парообразный
Отдача	Присоединение	

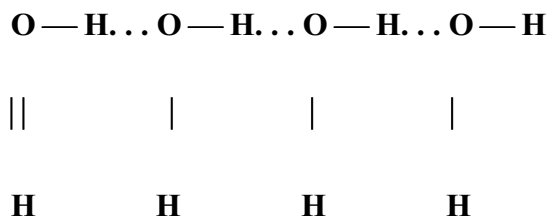
## УПРАЖНЕНИЯ

- 1 Какая связь называется ионной ?
- 2 Что называется ионом ?
- 3 Чему равен заряд иона ?
- 4 Что называется: а) окислением; б) восстановлением ?
- 5 Какие соединения называются ионными ?
- 6 Когда образуются ионные соединения ?

### 1.5.6 Водородная связь

Атом водорода, который уже связан с сильно отрицательным элементом (фтором, кислородом, азотом), может образовать еще одну связь с другим атомом сильно электроотрицательного элемента. Например, в молекуле воды атомы водорода связаны с атомами кислорода полярной ковалентной связью. Общие электронные пары сильно смещаются к атому кислорода. Атом водорода имеет положительный заряд, а атом кислорода - отрицательный. Положительно заряженный атом водорода одной молекулы воды притягивается отрицательно заряженным атомом кислорода другой молекулы воды. Возникает связь между двумя атомами кислорода с помощью атома

**водорода. Атом водорода находится на прямой, которая соединяет ядра этих атомов**



Связь, которая возникает между двумя электроотрицательными атомами с помощью атома водорода, называется водородной.

**Примерами веществ с водородной связью являются вода, жидкий аммиак и жидкий фтороводород, многие органические вещества. Водородная связь является причиной аномально высоких температур кипения и плавления таких веществ, как вода, аммиак, фтороводород, спирт. Водородная связь слабее ионной и ковалентной связи. Например, для льда энергия водородной связи  $\text{O} - \text{H} \dots \text{O}$  равна 20 кДж/моль, что составляет только 4,3 % энергии ковалентной связи  $\text{O} - \text{H}$**

**Водородные связи играют важную роль в физиологических и биологических процессах живых организмов.**

## **СЛОВА И СЛОВСОЧЕТАНИЯ**

**Водородная связь**

**Физиологический, - ая, - ое, - ие**

## УПРАЖНЕНИЯ

**1** Какая связь называется водородной ?

**2** В каких веществах образуется водородная связь ?

Почему вода, аммиак и фтороводород имеют аномально высокие температуры плавления и кипения ?

### 1.5.7 Металлическая связь

Металлы имеют самые низкие энергии ионизации. Поэтому в металлах валентные электроны легко открываются от отдельных атомов и становятся общими для всего кристалла (обобществленными). Так образуются положительные ионы металла и электронный газ - совокупность подвижных электронов. В кристалле металла небольшое число обобществленных электронов связывает большое число.

Химическая связь в металлах между положительными ионами и обобществленными электронами называется металлической связью.

Металлическая связь сходна с ковалентной связью. В основе образования обеих этих связей лежат процессы обобществления валентных электронов. Но в металле валентные электроны являются общими для всего кристалла, а в соединениях с ковалентной связью общими являются только ковалентные электроны двух соседних атомов. Металлическая связь ненаправленна, так как валентные электроны распределены по кристаллу почти равномерно.

Металлическая связь характерна только для металлов в твердом или жидком агрегатном состоянии.

## СЛОВА И СЛОВСОЧЕТАНИЯ

Электронный газ                      Обобществленный, - ая, - ое, - ые  
Подвижный, - ая, - ое, - ые      Обобществление

## УПРАЖНЕНИЯ

- 1 Какая связь называется металлической ?
- 2 Для каких веществ и в каком агрегатном состоянии характерна металлическая связь ?
- 3 Что общего между ковалентной и металлической связями ?

### 1.5.8 Валентность и степень окисления

В середине XIX века в химию было введено понятие "валентность" (см. п. 1.2.6). Д. И. Менделеев установил связь между валентностью элемента и его положением в периодической системе элементов, ввел представление о переменной валентности.

Электронная теория строения атома объяснила физический смысл валентности и структурных формул.

Валентность элемента определяется числом общих электронных пар, которые связывают атом данного элемента с другими атомами.

Например, валентность азота в соединении  $N_2$  ( $\ddot{N} : \ddot{N}$  или  $N \equiv N$ ) равна трем, в

соединении  $NH_4Cl$   $\left[ \begin{array}{c} H \\ | \\ H : \ddot{N} : H \\ | \\ H \end{array} \right]^+ Cl^-$  равна четырем. Валентность хлора в соединении  $Cl_2$

( $:\ddot{Cl} : \ddot{Cl} :$ ) равна единице.

Валентность не может быть отрицательной и не может равняться нулю. Понятие "валентность" можно, применять только к соединениям с ковалентной связью.

В настоящее время для характеристики состояния атома в соединении используют понятие "степень окисления".

"Степень окисления" - это условный заряд атома в молекуле, который возник бы на атоме, если бы общие электронные пары полностью сместились к более электроотрицательному атому (т.е. атомы превратились бы в ионы).

Степень окисления не всегда численно равна валентности. Для определения степени окисления каждого элемента в соединении нужно помнить следующее:

- 1 Степень окисления одноатомного иона равна его заряду.

Например, в хлориде натрия степень окисления натрия равна +1, степень окисления хлора - 1; в соединении  $NaH$  степень окисления натрия равна +1, а степень окисления водорода равна -1.

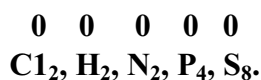
- 2 Степень окисления водорода во всех соединениях, за исключением гидридов металлов ( $NaH$ ,  $KH$ ,  $CaH_2$  и др.), равна + 1. В гидридах металлов его степень окисления равна - 1.

Степень окисления фтора во всех его соединениях равна - 1. Щелочные металлы ( $Li$ ,  $Na$ ,  $K$ ,  $Rb$ ,  $Cs$ ,  $Fr$ ) во всех соединениях имеют степени окисления + 1, а элементы главной подгруппы второй группы ( $Be$ ,  $Mg$ ,  $Ca$ ,  $Sr$ ,  $Ba$ ,  $Ra$ ) степени окисления +2.

- 3 Степень окисления кислорода в большинстве соединений равна - 2.      В

соединении со фтором кислород имеет степень окисления + 2. В соединениях типа  $\text{H}_2\text{O}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{O}_2$  степень окисления кислорода равна - 1, а его валентность (H — O — O — H, Na — O — O — Na) равна двум.

4 Степень окисления атомов в простых веществах равна нулю:



5 Зная степени окисления одних элементов, можно определить степени окисления других элементов в данном соединении. Для этого нужно помнить, что алгебраическая сумма степеней окисления всех элементов в соединении (с учетом числа атомов) всегда равна нулю.

Например, определим степень окисления азота в азотной кислоте  $\text{HNO}_3$  и в азотистой кислоте  $\text{HNO}_2$ . В азотной кислоте степень окисления водорода + 1, кислорода - 2, степень окисления азота - x:

$$+ 1 + x + (- 2 \cdot 3) = 0, x = + 5.$$

В азотистой кислоте степень окисления азота

$$+ 1 + x + (- 2 \cdot 2) = 0, x = + 3.$$

6 Степень окисления может выражаться не только целым, но и дробным числом.

Например, степень окисления кислорода в  $\text{KO}_2$  равна -  $\frac{1}{2}$ , а в  $\text{KO}_3$  -  $\frac{1}{3}$ .

7 Степени окисления многих элементов переменные.

Например, степень окисления серы в сероводороде  $\text{H}_2\text{S}$  равна - 2, в оксиде серы (IV)  $\text{SO}_2$  + 4, в оксиде серы (VI)  $\text{SO}_3$  + 6.

8 Высшая степень окисления элемента обычно равна номеру группы, в которой находится элемент в периодической системе элементов.

Например, магний Mg находится во второй группе и его высшая степень окисления равна + 2. Марганец Mn находится в седьмой группе и его высшая степень окисления равна + 7.

## СЛОВА И СЛОВСОЧЕТАНИЯ

Степень окисления            Условный, - ая, - ое, -

Ввести понятие                ые

Возникать – возникнуть      Гибрид, - ы

## УПРАЖНЕНИЯ

1 Чем определяется валентность элемента ?

2 Что такое степень окисления ?

3 Чему равна степень окисления атомов в простых веществах ?

4 Определите степень окисления каждого элемента в соединениях:  $H_2$ ,  $N_2O_5$ ,  $KMnO_4$ ,  $Ca_3(PO_4)_2$ ,  $K_2O_2$ ,  $FeS_2$ ,  $NH_2Cl$ ,  $K_2Cr_2O_7$ ,  $CrO_3$ ,  $F_2O$ .

### 1.5.9 Агрегатные состояния веществ

Вещества могут находиться в четырех агрегатных соединениях: газообразном, жидком, твердом или плазменном. *Газообразное* состояние вещества характеризуется большими расстояниями между частицами (молекулами, атомами). В газах сила взаимодействия между частицами мала и частицы движутся хаотически. Форма и объем газа определяются формой и объемом сосуда, в котором находится газ.

В *жидкости* расстояний между составляющими ее частицами (молекулами, атомами, ионами) меньше, чем в газе, и частицы не могут перемещаться свободно и независимо друг от друга. Жидкость занимает определенный объем, а форма определяется формой сосуда, в котором она находится. Только в очень малых количествах жидкость сохраняет форму капли. Поэтому жидкости занимают промежуточное положение между газами и твердыми веществами.

В *твердом* веществе расстояния между частицами (молекулами, атомами, ионами) малы, и силы их взаимодействия велики. Твердое тело имеет определенный объем и форму, его частицы не перемещаются свободно, а расположены определенным образом в пространстве по отношению друг к другу. Частицы твердого вещества колеблются около равновесных положений. Различают две формы твердого вещества - кристаллическую и аморфную. В кристаллическом веществе частицы располагаются в пространстве в определенном порядке и образуют *кристаллическую решетку*. В аморфном веществе они располагаются беспорядочно. Одно и то же вещество можно получить как в кристаллической, так и в аморфной форме.

*Плазма* - это газ, состоящий из положительно и отрицательно заряженных частиц, общий заряд которых равен нулю. Плазму стали рассматривать как четвертое состояние вещества недавно. Чтобы перевести вещество из газообразного состояния в плазму, нужно его атомы превратить в ионы (т.е. ионизировать газ), оторвав от них электроны (все или часть). Ионизация газа происходит при нагревании до высоких температур порядка нескольких десятков тысяч градусов и больше, при действии ультрафиолетового излучения или электрического разряда.

На Земле плазменное состояние вещества - редкое явление. Однако верхние слои атмосферы состоят из плазмы. Молнии, северное сияние, световые рекламы (аргоновые или неоновые) - это явления плазмы. На Солнце вещества находятся в плазменном состоянии.

### СЛОВА И СЛОВСОЧЕТАНИЯ

Плазма	Колебаться	Составная часть
Хаотически	Аморфный	Редкий, -ая, -ое, -ие
Капля, -и	Молния, -	Северное сияние
Промежуточный, -ая, -ое, -ые	и	Световой, -ая, -ое, -ые
	Реклама, -	ые
	ы	



## ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ !

Что образует что.

**Частицы образуют кристаллическую решетку.**

### УПРАЖНЕНИЯ

- 1 Какие вы знаете агрегатные состояния веществ ?
- 2 Какими свойствами характеризуется состояние: а) газообразное; б) жидкое; в) твердое; г) плазменное ?
- 3 Какие формы твердых веществ вы знаете ?
- 4 Где встречаются плазменные состояния веществ ?

#### 1.5.10 Кристаллические решетки

Кристаллы каждого кристаллического вещества имеют характерную форму. Например, кристаллы хлорида натрия  $\text{NaCl}$  имеют форму куба, кристаллы сульфата калия  $\text{K}_2\text{SO}_4$  - форму ромба, нитрат кальция  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  кристаллизуется в виде правильных октаэдров (рис. 11).

В зависимости от природы частиц, которые образуют кристаллическую решетку, различают ионные, атомные, молекулярные и металлические решетки (рис. 12).

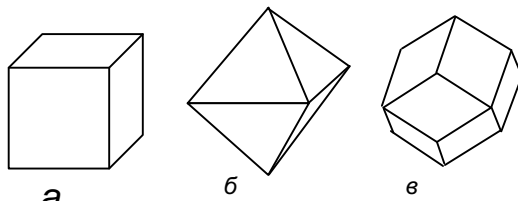


Рис. 11 Формы кристаллов:  
а - куб; б - октаэдр; в - ромбический додекаэдр

а) б) в)

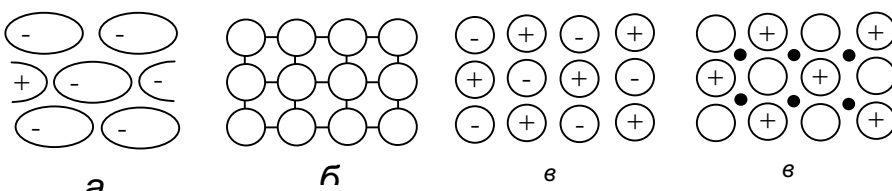


Рис. 12 Типы кристаллических решеток

a)

б)

в)

г)

В узлах *ионной решетки* расположены положительные и отрицательные ионы. Вокруг каждого положительного иона располагаются отрицательные ионы, а вокруг отрицательного иона - положительные. Например, в кристаллической решетке хлорида натрия каждый ион  $\text{Cl}^-$  окружают шесть ионов  $\text{Na}^+$ , а каждый ион  $\text{Na}^+$  - шесть хлорид - ионов.

Число частиц (атомов, молекул, ионов), которые окружают данную частицу в кристаллической решетке или в молекуле, называется *координационным числом*. В кристалле хлорида натрия координационное число иона  $\text{Na}^+$  и иона  $\text{Cl}^-$  равно шести (рис. 13, а).

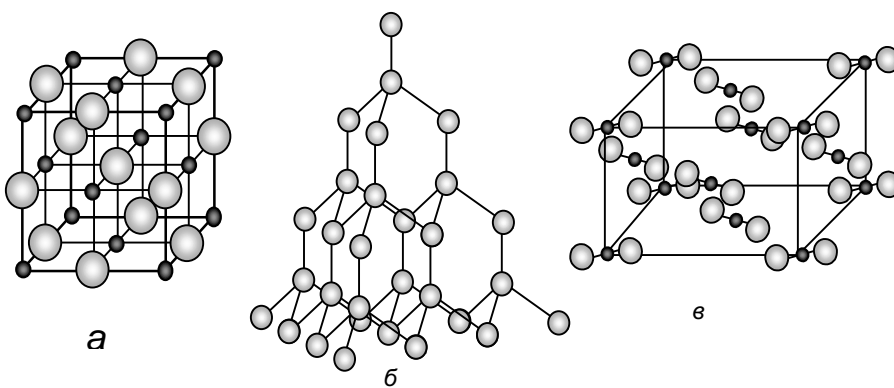


Рис 13 Модели кристаллических решеток:

а - хлорида натрия; б - алмаза;

в - молекулярной решетки твердого оксида углерода (IV)

a)

б)

в)

**Ионные кристаллические решетки характерны для оксидов, гидроксидов и солей. Все ионные соединения имеют высокую температуру плавления и нелетучи.**

**В узлах атомной решетки располагаются атомы, связанные между собой электронными парами. Например, кристаллы алмаза имеют атомную решетку (рис. 13, б). Для веществ с атомной решеткой характерны высокая твердость и высокие температуры плавления.**

**В узлах молекулярной решетки располагаются полярные или неполярные молекулы (рис. 13, в). Они связаны между собой более слабыми силами, чем атомы или ионы. Поэтому вещества с молекулярными решетками имеют сравнительно невысокую температуру плавления, они летучи. Молекулярную решетку имеют многие, где органические вещества - сахар, камфара, а также неорганические вещества - вода, йод, аммиак, оксид углерода (IV) в твердом состоянии.**

**В узлах металлической решетки располагаются нейтральные атомы и положительные ионы данного металла. Между ними свободно перемещаются электроны. Этим обусловлены общие свойства металлов: металлический блеск, пластичность, электрическая проводимость и теплопроводность.**

### СЛОВА И СЛОВСОЧЕТАНИЯ

Куб, - ы	Октаэдр	Нелетучий, - ая, - ое,
Узел	Ромб, - ы	- ые
кристаллической	Твердость	Летучий
Решетки	Основание	Камфара
Окружать	– Электрическая	Блеск
окружить	Проводимость	Нейтральный
Координационное	Теплопроводно	
Число	сть	
Пластичность		

## ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ !

Что характерно для чего.

Для веществ с атомной решеткой характерна высокая твердость.

### УПРАЖНЕНИЯ

- 1 Какие вы знаете кристаллические решетки ?
- 2 Какие физические свойства имеют вещества: а) с ионной решеткой; б) атомной решеткой; в) с молекулярной решеткой; г) с металлической решеткой? Приведите примеры.
- 3 Что называется координационным числом ?

## Глава 1.6

### ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

#### 1.6.1 Классификация неорганических соединений

**Все неорганические вещества по составу делятся на простые и сложные. Простые вещества по свойствам делятся на металлы и неметаллы.**

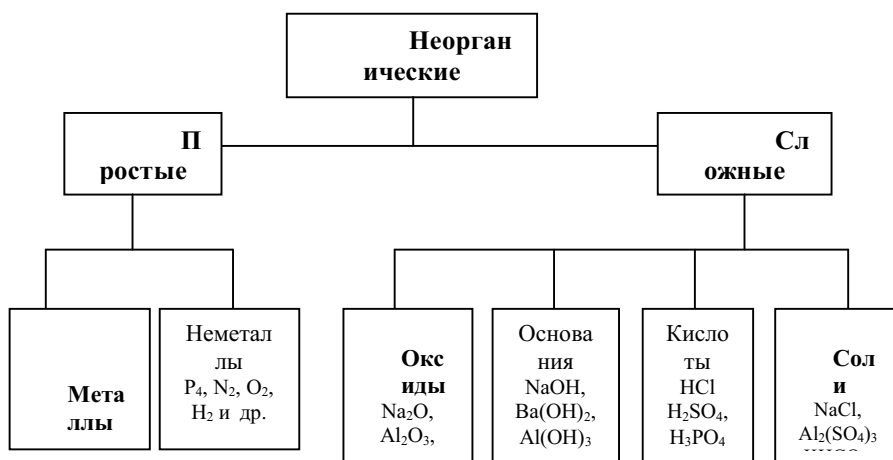
Простые вещества металлы состоят из атомов химических элементов металлов, например натрий Na, калий K, железо Fe, магний Mg, серебро Ag и др. Простые вещества неметаллы состоят из атомов химических элементов неметаллов, например хлор Cl<sub>2</sub>, сера S<sub>8</sub>, фосфор P<sub>4</sub>, кислород O<sub>2</sub>, озон O<sub>3</sub>, азот N<sub>2</sub> и др. Простые вещества металлы и неметаллы имеют разные (часто противоположные) физические и химические свойства (табл. 14).

Сложные вещества делятся на классы: оксиды, основания, кислоты, соли. Деление сложных веществ на классы основано на сходстве химических свойств.

#### 14 Сравнение некоторых свойств металлов и неметаллов

Простые вещества	Агрегатное состояние (н.у.)	Некоторые физические свойства	Тип кристаллической решетки	Тип связи
Металлы	Твердое для всех, кроме ртути Hg и	Металлический блеск, хорошая тепловая и электрическая проводимость,	Металлическая	Металлическая

Неметаллы	Франция Fr	пластичность	Атомная (алмаз, бор)	Ковалентная не полярная
	Твердое (сера S <sub>8</sub> , фосфор P <sub>4</sub> , йод I <sub>2</sub> и др.)	Нет металлического блеска, не проводят или плохо проводят теплоту и электрический ток, непластичны		
	Жидкое (бром Br)			
	Газообразное (хлор Cl <sub>2</sub> , водород H <sub>2</sub> , кислород O <sub>2</sub> , азот N <sub>2</sub> , озон O <sub>3</sub> )		Молекулярная (для твердых хлора Cl <sub>2</sub> , азота N <sub>2</sub> , кислорода O <sub>2</sub> )	



### 1.6.2 Названия и формулы оксидов

**Определение.** Оксидами называются вещества, состоящие из двух элементов, один из

которых кислород в степени окисления - 2. В оксидах атома кислорода соединяются только с атомами других элементов и не связаны между собой.

**Номенклатура.** Названия оксидов элементов, имеющих постоянную степень окисления, состояются из двух слов: оксид + название элемента в родительном падеже: MgO - оксид магния, Na<sub>2</sub>O - оксид натрия, CaO - оксид кальция.

Если элемент образует несколько оксидов, то после названия элемента указывается его степень окисления римской цифрой в скобках: MnO - оксид марганца (II), Mn<sub>2</sub>O<sub>3</sub> - оксид марганца (III).

Название оксидов можно также образовывать добавлением к слову "оксид" греческих числительных. Например. CO<sub>2</sub> - диоксид углерода, SO<sub>2</sub> - диоксид серы, SO<sub>3</sub> - триоксид серы, O<sub>5</sub>O<sub>4</sub> - тетраоксид осмия.

## УПРАЖНЕНИЯ

- 1 Какие вещества называют оксидами ?
- 2 Как составляются названия оксидов ?
- 3 Составьте; формулы и дайте названия оксидов следующих элементов: а) калия; б) цинка; в) фосфора (III); г) кремния (IV); д) хрома (VI); е) хлора (VII); ж) ртути (II).
- 4 Изобразите графически формулы следующих оксидов: а) оксида меди (I); б) оксида фосфора (V); в) оксида серы (VI), г) оксида марганца (VII); д) оксида азота (III).

### 1.6.3 Названия и формулы оснований

**Определение.** Основаниями называются соединения, которые состоят из атома металла и гидроксогрупп (OH<sup>-</sup>). Например, NaOH, Mg(OH)<sub>2</sub>, La(OH)<sub>3</sub>, Ca(OH)<sub>2</sub>.

OH<sup>-</sup> - это гидроксид-ион, заряд его равен - 1. Число гидроксид-ионов в основании определяется степенью окисления металла.

**Номенклатура.** Название основания составляется из слов "гидроксид" + название металла в родительном падеже. Например, KOH - гидроксид калия, Ba(OH)<sub>2</sub> - гидроксид бария, La(OH)<sub>3</sub> - гидроксид лантана.

Если металл образует несколько гидроксидов, то указывают степень его окисления римской цифрой в скобках. Например, Fe(OH)<sub>2</sub> - гидроксид железа (II), Bi(OH)<sub>3</sub> - гидроксид висмута (III). Название основания составляют и так: к слову гидроксид добавляют приставки, которые показывают количество гидроксогрупп в основании. Например, Ca(OH)<sub>2</sub> - дигидроксид кальция, Bi(OH)<sub>3</sub> - тригидроксид висмута.

Число гидроксогрупп в молекуле основания определит его *кислотность*. Например, NaOH, KOH, NH<sub>4</sub>OH – однокислотные основания; Ca(OH)<sub>2</sub>, Sr(OH)<sub>2</sub>, Ba(OH)<sub>2</sub> - двухкислотные основания; La(OH)<sub>3</sub>, Bi(OH)<sub>3</sub> - трехкислотные основания; Th(OH)<sub>4</sub> - четырехкислотное основание; пятикислотные и шестикислотные основания неизвестны.

**Остатки оснований.** Положительно заряженные группы атомов (положительные ионы), которые остаются после отрыва от молекулы основания одной или нескольких гидроксогрупп, называются *остатками основания* или *радикалами основания*. Величина положительного заряда остатка основания определяется числом отрывавшихся гидроксогрупп.

В таблице 15 приведены формулы и названия некоторых оснований и их остатков.

### 15 Названия и формулы некоторых оснований и их остатков

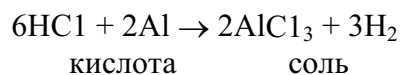
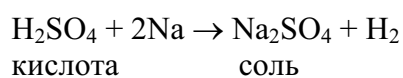
Основания			Остатки оснований	
формула	название	кислотнос	форму	название
NaOH	Гидроксид	1	Na <sup>+</sup>	Натрий-ион
Mg(OH) <sub>2</sub>	Гидроксид	2	MgOH <sup>+</sup> Mg <sup>2+</sup>	Гидроксомагний- Магний-ион
Bi(OH) <sub>3</sub>	Гидроксид висмута (III)	3	Bi (OH) <sup>+</sup> Bi (OH) <sup>2+</sup> Bi <sup>3+</sup>	Дигидроксовисмут (III)-ион Гидроксовисмут (III)-ион Висмут (III)-ион
CuOH	Гидроксид меди (I)	1	Cu <sup>+</sup>	Медь (I)-ион
Mn (OH) <sub>2</sub>	Гидроксид марганца (II)	2	MnOH <sup>+</sup> Mn <sup>2+</sup>	Гидроксомаргане ц (II)-ион Марганец (II)-ион

#### УПРАЖНЕНИЯ

- 1 Какие соединения называются основанием ?
- 2 Как составляются названия оснований ?
- 3 Чем определяется кислотность оснований ?
- 4 Что называется остатком основания ?
- 5 Напишите названия и графические изображения формул следующих оснований и их остатков: Ba (OH)<sub>2</sub>, KOH, Ca (OH)<sub>2</sub>, La (OH)<sub>3</sub>, Th (OH)<sub>4</sub>.
- 6 Приведите примеры однокислотных, двухкислотных и трехкислотных оснований.

#### 1.6.4 Названия и формулы кислот

**Определение.** Кислотами называются соединения, в состав которых входят атомы водорода, способные замещаться атомами металла. При этом образуются соли. Например,



**Классификация.** Различают кислоты бескислородные и кислородсодержащие. Бескислородными кислотами являются водные растворы водородных соединений неметаллов VI и VII групп периодической системы элементов H<sub>2</sub>S, H<sub>2</sub>Se, H<sub>2</sub>Te, HF, HCl, HBr, HI, а также HSCN и HCN.

Кислородсодержащие кислоты представляют собой гидраты (продукты соединения с водой) оксидов неметаллов, а также некоторых металлов в высших степенях окисления (+5, +6, +7). Например, угольная кислота H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> - продукт соединения CO<sub>2</sub> с водой; серная кислота H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> - продукт соединения SO<sub>3</sub> с водой; хромовая кислота H<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub> - продукт соединения CrO<sub>3</sub> с водой.

**Номенклатура.** Названия кислот составляют из названия элемента плюс слово

"водородная" (в случае бескислородной кислоты) или с соответствующим суффиксом (в случае кислородсодержащей кислоты) (табл. 16).

Число атомов водорода кислоты, способных замещаться атомами металла с образованием соли, определяет основность кислоты: HCl, HBr, HNO<sub>3</sub>, CH<sub>3</sub>COOH - одноосновные кислоты; H<sub>2</sub>S, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, H<sub>3</sub>PO<sub>3</sub> - двухосновные кислоты; H<sub>2</sub>PO<sub>4</sub>, H<sub>3</sub>AsO<sub>4</sub> - трехосновные кислоты.

**Кислотные остатки.** Отрицательно заряженные группы атомов и одиночные атомы (отрицательные ионы), которые остаются после отрыва от молекулы кислоты одного или нескольких атомов водорода, называются *кислотными остатками*.

Величина отрицательного заряда кислотного остатка определяется числом атомов водорода, замещенных металлом (табл. 17).

### 16 Формулы и названия некоторых кислот

Формула	Элемент			Суффикс	Название кислоты		
	химический	название	степень				
H <sub>2</sub> S	S	<b>Сера</b>	2	-ист-	<b>Сероводородная</b>		
H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>			+4			<b>Сернистая</b>	
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>			+6				<b>Серная</b>
HCl	Cl	<b>Хлор</b>	-1	-ист-	Хлороводородная (соляная)		
HClO <sub>2</sub>			+3				
HClO <sub>4</sub>			+7			-н-	Хлористая Хлорная
HBr			-1			-ист-	Бромоводородная
HBrO <sub>2</sub>	+3						
HBrO <sub>4</sub>	+7	-н-	Бромистая Бромная				

### 17 Названия и формулы некоторых кислотных остатков

Кислоты			Кислотные остатки	
формула	название	основность	формула	название
HCl	Хлороводородная (соляная)	1	Cl <sup>-</sup>	Хлорид-ион
HBr	Бромоводородная	1	Br <sup>-</sup>	Бромид-ион
HI	Йодоводородная	1	I <sup>-</sup>	Йодид-ион
H <sub>2</sub> S	Сероводородная	2	HS <sup>-</sup>	Гидросульфид-ион



			$S^{2-}$	Сульфид-ион
HClO	Хлорноватистая		$ClO^-$	Гипохлорит-ион
HClO <sub>2</sub>	Хлористая		$ClO_2^-$	Хлорит-ион
HClO <sub>3</sub>	Хлорноватая		$ClO_3^-$	Хлорат-ион

Продолжение табл. 17

Кислоты			Кислотные остатки	
формула	название	основность	формула	название
HClO <sub>4</sub>	Хлорная		$ClO_4^-$	Перхлорат-ион
H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	Сернистая		$HSO_3^-$	Гидросульфит-ион
			$SO_3^{2-}$	Сульфит-ион
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	Серная	2	$HSO_4^-$	Гидросульфат-ион
			$S_4^{2-}$	Сульфат-ион
HNO <sub>2</sub>	Азотистая	1	$NO_2^-$	Нитрит-ион
HNO <sub>3</sub>	Азотная	1	$NO_3^-$	Нитрат-ион
HPO <sub>3</sub>	Метафосфорная	1	$PO_3^-$	Метафосфат-ион
H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub>	Ортофосфорная	3	$H_2PO_4^-$	Дигидрофосфат-ион
			$HPO_4^{2-}$	Гидрофосфат-ион
			$PO_4^{3-}$	Ортофосфат-ион
H <sub>2</sub> P <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	Дифосфорная	4	$H_2P_2O_7^{3-}$	Дигидродифосфат-ион
			$P_2O_4^{3-}$	Дисфосфат-ион
H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	Угльная	2	$HCO_3^-$	Гидрокарбанат-ион
			$CO_3^{2-}$	Карбанат-ион
H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>	Метакремниевая	2	$HSiO_3^-$	Гидросиликат-ион
			$SiO_4^{3-}$	Силикат-ион
HMnO <sub>4</sub>	Марганцовая	1	$MnO_4^{3-}$	Перманганат-ион

## СЛОВА И СЛОВСОЧЕТАНИЯ

Способный, - ая, - ое, - ые	Кислородсодержащий, - ая, - ое, -
Замещаться – заместиться	ее
Бескислородный, - ая, - ое, -	Соответствующий, - ая, - ее, - ие
ые	Замещенный, - ая, - ое, - ые

## ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ !

1) *Что* представляет собой *что*.

Кислородсодержащие кислоты представляют собой гидраты (продукты соединения с водой) оксидов неметаллов.

2) *Что* замещается *чем*.

Водород кислоты замещается металлом.

3) *Что* определяет *что*.

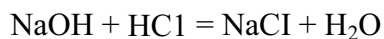
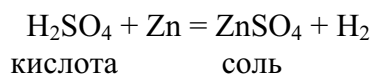
Число атомов водорода, способных замещаться атомами металла, определяет основность кислоты.

## УПРАЖНЕНИЯ

- 1 Какие соединения называются кислотами?
- 2 Чем определяется основность кислоты?
- 3 Что называется кислотным остатком?
- 4 Чем определяется заряд кислотного остатка?
- 5 Составьте для следующих кислот таблицу по форме табл. 18: HCN, H<sub>2</sub> Se, H<sub>3</sub>AsO<sub>4</sub>, HBrO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub>.

### 1.6.5 Названия и формулы солей

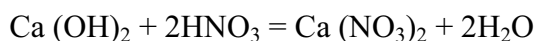
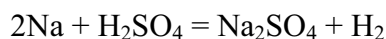
**Определение.** Соли - это продукты замещения водорода кислоты металлом или гидроксогрупп оснований кислотными остатками. Например,



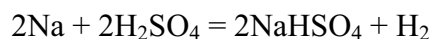
## основание кислота соль

**Классификация.** Соли бывают средние, кислые, основные, двойные, комплексные.

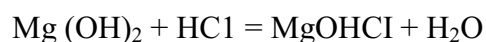
*Средняя соль* - это продукт полного замещения водорода кислоты металлом или гидроксогруппы основания кислотным остатком. Например,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  - средние соли.



*Кислая соль* - продукт неполного замещения водорода многоосновной кислоты металлом. Например,  $\text{NaHSO}_4$ ,  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  - кислые соли:



*Основная соль* - продукт неполного замещения гидроксогрупп многокислотного основания кислотными остатками. Например,  $\text{MgOHCl}$ ,  $\text{BiOHCl}_2$  - основные соли:

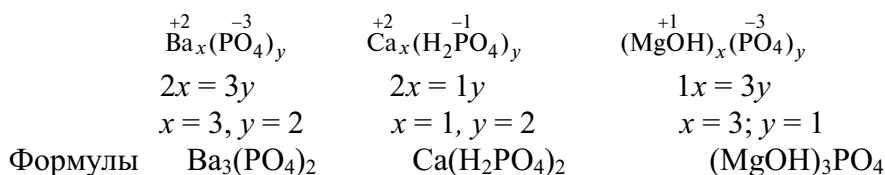


Если атомы водорода в кислоте замещаются атомами разных металлов или гидроксогруппы оснований замещаются различными кислотными остатками, то образуются *двойные соли*. Например,  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ ,  $\text{Ca}(\text{OCl})\text{Cl}$ . Двойные соли существуют только в твердом состоянии.

*Комплексные соли* - это соли, в состав которых входят комплексные ионы. Например, соль  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  - комплексная, так как в ее состав входит комплексный ион  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ .

**Составление формул солей.** Можно сказать, что соли состоят из остатков оснований и остатков кислот. При составлении формул солей нужно помнить правило: абсолютная величина произведения заряда остатка основания на число остатков основания равна абсолютной величине произведения заряда кислотного остатка на число кислотных остатков.

Для  $\overset{m}{K}_x \overset{n}{A}_y$   $mx = ny$ , где  $K$  - остаток основания,  $A$  - кислотный остаток,  $m$  - заряд остатка основания,  $n$  - заряд кислотного остатка,  $x$  - число остатков основания,  $y$  - число кислотных остатков. Например,



**Номенклатура солей.** Названия солей составляют из названия кислотного остатка (табл. 18) в именительном падеже и названия остатка основания (табл. 16) в родительном падеже (без слова "ион"). Например,

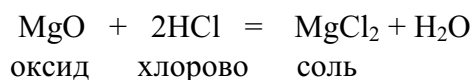
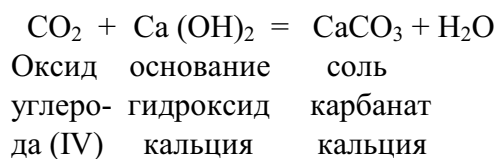
MgCl<sub>2</sub> - хлорид магния  
Ba<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> - ортофосфат бария  
Na<sub>2</sub>S - сульфид натрия  
CaHPO<sub>4</sub> - гидрофосфат кальция  
K<sub>2</sub>SO<sub>3</sub> - сульфит калия  
Ca(H<sub>2</sub>PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> - дигидрофосфат кальция  
Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub> - сульфат алюминия  
MgOHCl - хлорид гидроксомагния  
KAl(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub> - сульфат калия  
(MgOH)<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> - сульфат гидроксомагния  
K<sub>2</sub>NaHPO<sub>4</sub> - ортофосфат калия - натрия  
MnCl<sub>2</sub> - хлорид марганца (2 : 1)  
Ca (OCl)Cl - хлорид-ипохлорит кальция  
MnSO<sub>4</sub> - сульфат марганца  
K<sub>2</sub>S - сульфид калия  
NaHCO<sub>3</sub> - гидрокарбонат натрия  
K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> - сульфат калия

#### УПРАЖНЕНИЯ

- 1 Какие соединения называются солями? Какие соли вы знаете?
- 2 Составьте формулы солей из следующих остатков: а) гидромагний-ион и ортофосфат-ион; б) гидроксовисмут (III) ион и сульфат-ион; в) гидроксовисмут (III)-ион и нитрат-ион; г) висмут (III)-ион и хлорид-ион; д) никель (II)-ион и ортофосфат-ион.
- 3 Дайте названия следующим солям и изобразите графически формулы: MgCl<sub>2</sub>, Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, K<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, Cu(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>, BaCO<sub>3</sub>, Fe(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub>, FeS, KHCO<sub>3</sub>, Na<sub>2</sub>HPO<sub>4</sub>, NaH<sub>2</sub>PO<sub>4</sub>, FeOHCl.
- 4 Напишите формулы следующих солей; а) сульфат железа (III); б) дигидрофосфат магния; в) хлорид гидроксиалюминия.

#### 1.6.6 Свойства и получение оксидов

**Классификация.** По химическим свойствам оксиды делятся на солеобразующие и несолеобразующие. Оксиды, которые при химических реакциях образуют соли, называются *солеобразующими*:



магния дородная хлорид  
кислота магния

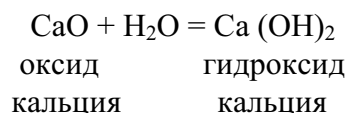
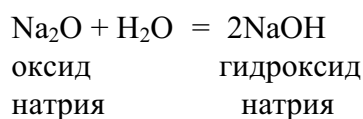
CO<sub>2</sub> и MgO - солеобразующие оксиды.

Оксиды, которые не образуют солей, называются *несолеобразующими*: NO - оксид азота (II), NaO - оксид азота (I), SiO - оксид кремния (II) - это несолеобразующие оксиды. Несолеобразующих оксидов мало.

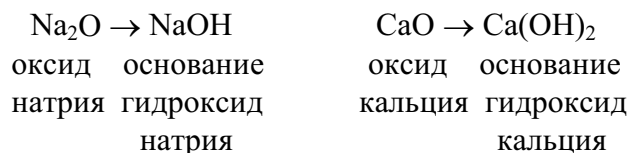
Солеобразующие оксиды делятся на основные, кислотные и амфотерные.

**Химические свойства основных оксидов.** К *основным* оксидам относятся только оксиды металлов: щелочных (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr), (щелочноземельных (Ca, Sr, Ba, Ra), магния, лантана, а также всех остальных металлов в их низших степенях окисления. Например, N<sub>2</sub>O, CaO, Cu<sub>2</sub>O, CrO, MnO, BaO La<sub>2</sub>O<sub>2</sub> - основные оксиды.

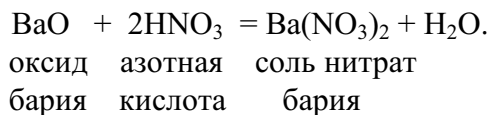
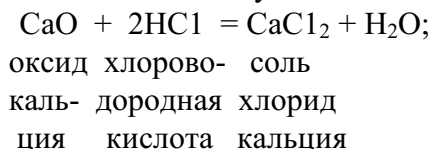
1 Оксиды щелочных и щелочноземельных металлов взаимодействуют с водой. При этом образуются их гидраты - растворимые в воде основания (щелочи). Например,



Основные оксиды многих других металлов с водой не взаимодействуют. Их гидраты получают косвенным путем. Гидраты всех основных оксидов являются основаниями

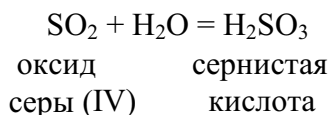


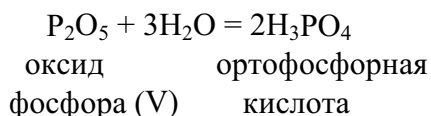
2 Основные оксиды взаимодействуют с кислотами. При этом образуются соль и вода:



**Химические свойства кислотных оксидов.** К *кислотным* оксидам относятся оксиды неметаллов, а также металлов в высших степенях окисления. Например, SO<sub>2</sub>, SO<sub>3</sub>, CO<sub>2</sub>, CrO<sub>3</sub>, Mn<sub>2</sub>O<sub>7</sub> - кислотные оксиды.

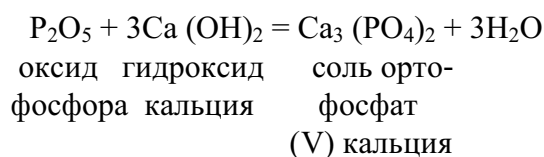
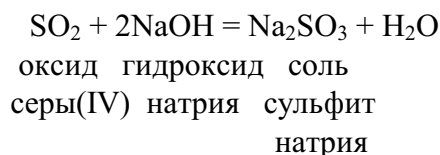
1 Большинство кислотных оксидов взаимодействуют с водой. При этом образуются кислоты:



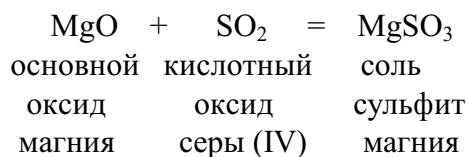


Некоторые кислотные оксиды (например,  $\text{SiO}_2$ ) не взаимодействуют с водой.

2 Кислотные оксиды взаимодействуют с основаниями. При этом образуются соль и вода:

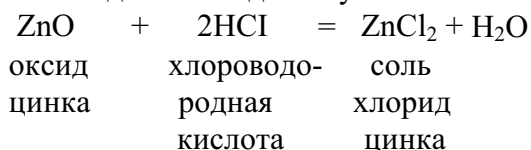


3 Кислотные и основные оксиды могут взаимодействовать между собой. При этом образуется соль

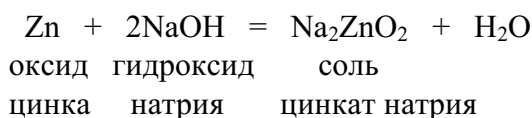


**Химические свойства амфотерных оксидов.** К *амфотерным* оксидам относятся оксиды некоторых металлов главных подгрупп (бериллия, алюминия), а также оксиды некоторых металлов побочных подгрупп периодической системы элементов Д. И. Менделеева в промежуточных степенях окисления. Например,  $\text{BeO}$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{ZnO}$ ,  $\text{CuO}$ ,  $\text{MnO}_3$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  - амфотерные оксиды.

1 Амфотерные оксиды взаимодействуют с кислотами. При этом образуются соли



2 Амфотерные оксиды взаимодействуют со щелочами. При этом тоже образуются соли



Для сравнения свойств оксидов рассмотрим табл. 18.

После сравнения химических свойств оксидов можно сделать следующие определения:

1 Оксиды, которые образуют соли только с кислотами или кислотными оксидами, называются основными.

## 18 Сравнение некоторых свойств основных, кислотных

## амфотерных оксидов

Свойства оксидов	Оксиды		
	основные	кислотные	амфотерные
Агрегатное состояние	Твердое	Твердое Жидкое Газообразное	Твердое
Тип химической связи	Ионный	Ковалентный полярный	Ковалентный полярный
Характер гидратов	Основания	Кислоты	Проявляют свойства и кислот и оснований
Взаимодействие с кислотой	Взаимодействуют с образованием солей	Не взаимодействуют	Взаимодействуют с образованием солей
Взаимодействие с оксидами:			
а) основными	Не взаимодействуют	Взаимодействуют с образованием солей	Взаимодействуют с образованием солей
б) кислотными	Взаимодействуют с образованием солей	Не взаимодействуют	Взаимодействуют с образованием солей

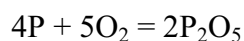
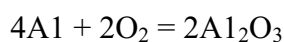
2 Оксиды, которые образуют соли только с основаниями или основными оксидами, называются кислотными.

3 Оксиды, которые взаимодействуют и с кислотами и со щелочами и при этом образуют соли, называются амфотерными.

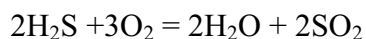
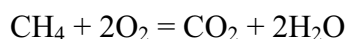
Как мы видим, основные и кислотные оксиды имеют противоположные свойства. Амфотерные оксиды в зависимости от условий могут проявлять свойства основных или кислотных оксидов.

**Получение.** Оксиды получают:

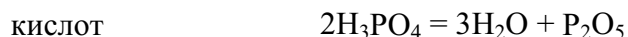
а) при взаимодействии простых веществ с кислородом:



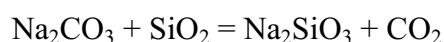
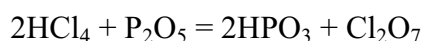
б) при взаимодействии сложных веществ с кислородом:



в) при разложении сложных веществ:



г) при некоторых других реакциях:



**ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ !**

*К* что относится *что*.

К кислотным оксидам относятся оксиды неметаллов.

### УПРАЖНЕНИЯ

- 1 Какие вещества называются оксидами ?
- 2 Какие вы знаете несольеобразующие оксиды ?
- 3 Какие оксиды называются: а) основными; б) кислотными; в) амфотерными ?
- 4 Как зависит характер оксида от положения элемента в периодической системе элементов Д. И. Менделеева ?
- 5 Какие из следующих соединений будут реагировать с оксидами серы (VI):  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ,  $\text{MgO}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{SO}_2$ ? Напишите уравнения возможных реакций.
- 6 Напишите формулы и названия оксидов и их гидратов для следующих элементов: железа (III), марганца (II, VII), брома (II, III, VI), серы (IV, VI), хлора (I, VII).
- 7 Составьте уравнения реакций между: а) оксидом кальция и оксидом фосфора (V); б) оксидом железа (III) и оксидом серы (VI). в) гидроксидом калия и оксидом цинка; г) серной кислотой и оксидом цинка; д) фосфорной кислотой и оксидом цинка.
- 8 Допишите уравнения реакций:  
1)  $\text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow$                       4)  $\text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow$ ;  
2)  $\text{H}_2\text{SiO}_3 \rightarrow$ ;                      5)  $\text{FeS} + \text{O}_2 \rightarrow$ ;  
3)  $\text{HNO}_3 + \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow$ ;                      6)  $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow$ .
- 9 Сколько граммов соли образуется при взаимодействии 20 г оксида магния с 60 г азотной кислоты ?

### 1.6.7 Свойства и получение оснований



**Физические свойства.** Основания - твердые вещества, различно окрашенные: KOH, Ca(OH)<sub>2</sub>, NaOH - белые, Ni(OH)<sub>2</sub> - зеленый и др.

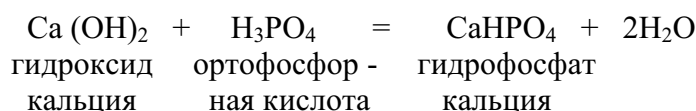
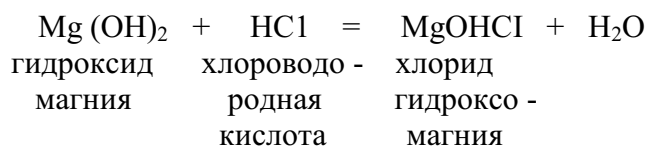
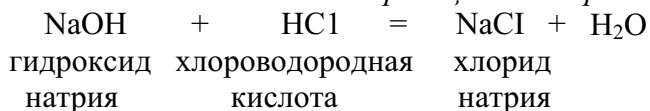
По растворимости в воде основания делятся на две группы: растворимые в воде (щелочи) и нерастворимые. Щелочами являются гидроксиды щелочных (элементов главной подгруппы I группы), щелочноземельных (элементов главной подгруппы II группы, кроме Be и Mg) металлов. Например, KOH - гидроксид калия, NaOH - гидроксид натрия, Ca(OH)<sub>2</sub> - гидроксид кальция. Щелочи - это ионные соединения. В узлах кристаллических решеток твердых щелочей находятся ионы металлов и гидроксид-ионы.

Гидроксиды всех других металлов нерастворимы в воде.

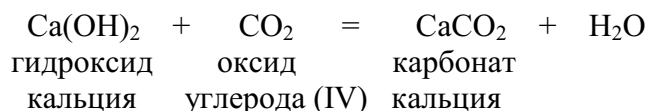
Химические свойства

1 Щелочи изменяют окраску многих индикаторов. Например, водно-спиртовой раствор фенолфталеина при добавлении любой щелочи становится малиновым.

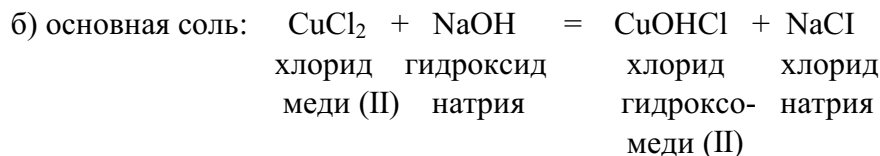
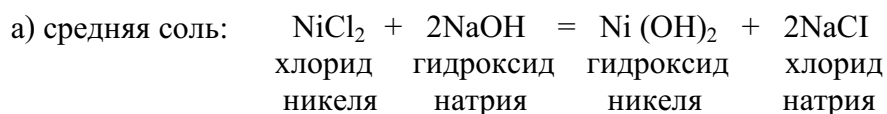
2 Основания взаимодействуют с кислотами. При этом образуются соль и вода. Реакция между основанием и кислотой называется *реакцией нейтрализации*:



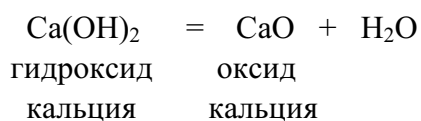
3 Щелочи взаимодействуют с кислотными оксидами. При этом образуются соль и вода



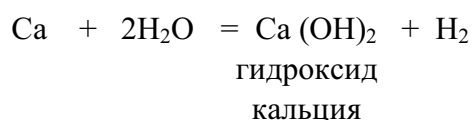
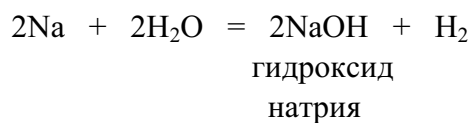
4 Щелочи взаимодействуют с солями. При этом могут образоваться новое основание и соль (средняя или основная):



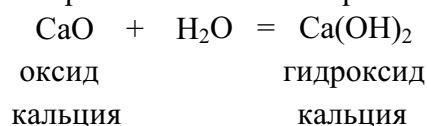
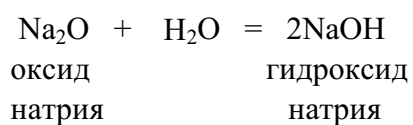
5 При нагревании основания (кроме NaOH и KOH) разлагаются на оксид металла и воду:



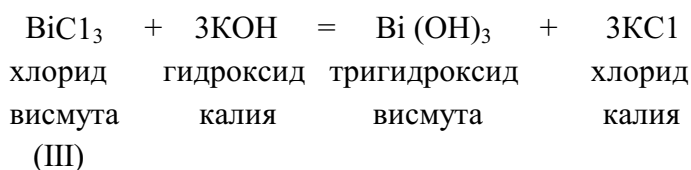
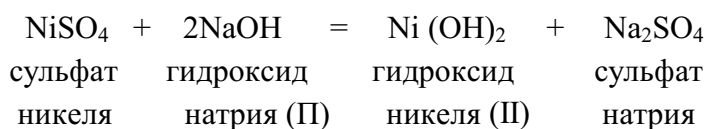
**Получение** 1. *Щелочи* получают: а) при взаимодействии щелочных и щелочноземельных металлов с водой:



б) при взаимодействии оксидов щелочных и щелочноземельных металлов с водой:



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



**ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ !**

*Что* разлагается на *что*.

Многие основания разлагаются на оксид металла и воду.

### УПРАЖНЕНИЯ

- 1 Какие вещества называются основаниями ?
- 2 Какие основания являются щелочами ?
- 3 Как действуют щелочи как индикатор ?

4 Какая реакция называется реакцией нейтрализации ?

5 Напишите уравнения реакций между следующими соединениями (со всеми возможными продуктами): 1) гидроксидом калия и азотной кислотой; 2) гидроксидом калия и хлоридом никеля (II), 3) тригидроксидом висмута и серной кислотой; 4) гидроксидом калия и оксидом кремния (IV); 5) гидроксидом натрия и сульфатом магния; 6) гидроксидом калия и хлоридом цинка.

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

а)  $K \rightarrow KOH$ ; б)  $Ba \rightarrow Ba(OH)_2$ ; в)  $Ca \rightarrow Ca(OH)_2$ ; г)  $FeSO_4 \rightarrow Fe(OH)_2$ ; д)  $Ca_3N_2 \rightarrow Ca(OH)_2$ .

7 Какая соль и сколько граммов ее образуется при взаимодействии 8 г гидроксида натрия с 19,6 г серной кислоты ?

### 1.6.8 Свойства и получение кислот

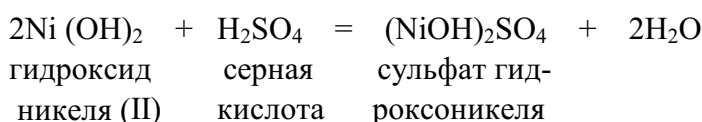
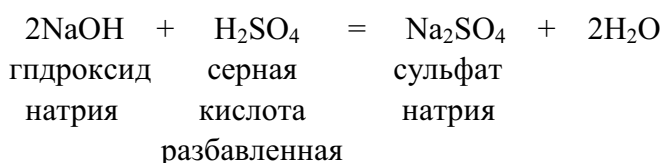
**Физические свойства.** Кислоты могут быть твердыми (борная  $H_3BO_3$ , ортофосфорная  $H_3PO_4$ ) или жидкими (серная  $H_2SO_4$ , азотная  $HNO_3$ ) веществами. Большинство из них хорошо растворяется в воде. Кислотами являются также растворы газов  $HC1$ ,  $HBr$ ,  $H_2S$  и других в воде. В молекулах кислот атомы водорода связаны с кислотными остатками ковалентной полярной связью.

**Химические свойства.** 1 Кислоты изменяют окраску многих индикаторов. В табл. 19 показано изменение цвета индикаторов в разных средах.

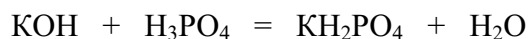
#### 19 Цвет некоторых индикаторов в воде, щелочи и кислоте

Индикатор	Цвет		
	в воде	в щелочи	в кислоте
Метиловый оранжевый	Оранжевый	Желтый	Красный
Фенолфталеин	Бесцветный	Малиновый	Бесцветный
Лакмус	Фиолетовый	Синий	Красный

2 Кислоты взаимодействуют с основаниями. При этом образуются соль и вода

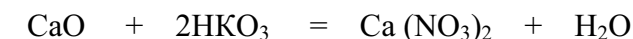


разбав-  
ленная



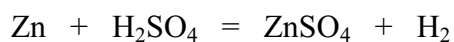
гидро - ортофос - дигидро -  
ксид - форная фосфат  
калия кислота калия

3 Кислоты взаимодействуют с основными оксидами. В результате реакции образуются соль и вода:



оксид азотная нитрат  
кальция кислота кальция  
разбав-  
ленная

4 Кислоты реагируют с металлами. В результате реакции образуется соль и выделяется водород:

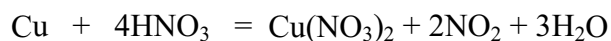


серная сульфат  
кислота цинка  
разбав-  
ленная

**Ряд напряжений металлов: К, Ва, Са, Na, Mg, Al, Zn, Fe, РЬ, H, Cu, Hg, Ag, Au, Pt.**

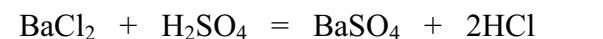
Металлы, которые в ряду напряжений расположены слева от водорода, вытесняют его из кислот. Металлы, которые в ряду напряжений расположены справа от водорода (Cu, Hg, Ag, Au, Pt), не вытесняют его из кислот.

При реакции металлов с азотной кислотой образуются соли, но водород не выделяется. Например,



азотная нитрат  
кислота меди (II)  
концент-  
рированная

5 Кислоты взаимодействуют с солями. При этом могут образоваться: а) новая кислота и средняя соль



соль серная соль хлороводо -  
хлорид кислота сульфат родная

бария      разбав-      бария      кислота  
                  ленная

б) новая кислота и кислая соль

$\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{NaHSO}_4 + \text{HCl}$   
 хлорид    серная    гидросуль-    хлороводо-  
 натрия    кислота    фат            родная  
                  концент-    натрия    кислота  
                  рирован-  
                  ная

в) только кислая соль

$\text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{CO}_3 = \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$   
 карбонат    угольная    гидрокарбонат  
 кальция    кислота            кальция

6 При нагревании кислородсодержащие кислоты разлагаются на воду и кислотный оксид:

$\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_3$   
 серная                    оксид  
 кислота                    серы (VI)  
 концентри-  
 рованная

**Получение. 1** *Кислородсодержащие* кислоты можно получить при взаимодействии кислотных оксидов с водой

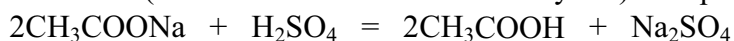
$\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_3\text{PO}_4;$                      $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_3.$   
 оксид                    ортофосфорная                    оксид                    сернистая  
 фосфора (V)                    кислота                    серы (IV)                    кислота

2 *Бескислородные* кислоты получаются при растворении в воде продуктов соединения неметаллов с водородом:

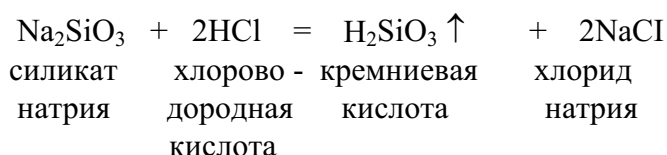
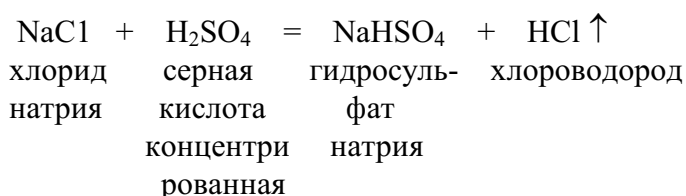
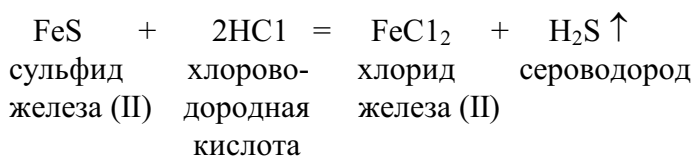
$\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl},$     раствор HCl в воде - хлороводородная кислота  
    хлоро-  
    водород

$\text{H}_2 + \text{I}_2 = 2\text{HI},$     раствор HI в йоде - йодоводородная кислота  
    йодо-  
    водород

3 И бескислородные и кислородсодержащие кислоты получаются при действии на их соли других кислот (более сильных или менее летучих). Например,



ацетат натрия      серная      уксусная      сульфат  
                          кислота      кислота      натрия  
                          концентри-  
                          рованная



### УПРАЖНЕНИЯ

1 Напишите уравнения реакций разбавленной серной кислоты: а) с алюминием; б) с оксидом магния; в) с гидроксидом железа (III); г) с нитратом бария. Что общего в этих реакциях?

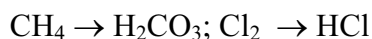
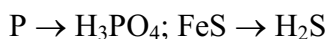
2 Напишите формулы оксидов, которые соответствуют кислотам: ортоборной  $\text{H}_3\text{BO}_3$ , марганцовой  $\text{H}_2\text{MnO}_4$ , ортофосфорной  $\text{H}_3\text{PO}_4$ .

3 Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно получить:

а) серную кислоту  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ; б) сероводородную кислоту  $\text{H}_2\text{S}$ ; в) угольную кислоту  $\text{H}_2\text{CO}_3$ .

4 Какие из следующих металлов вытесняют водород из хлороводородной кислоты: К, Ва, Нг, Fe, Cu, Al, Ag, Na, Mg, Au ?

5 Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращение:



6 Какая соль и сколько граммов ее образуется при взаимодействии гидроксида меди (II) с 6 г хлороводородной кислоты ?

19,6 г

7 Сравните свойства оснований и кислот:

Взаимодействие	Основания	Кислоты
С основными оксидами		
С кислотными оксидами		
С щелочами		

Какие свойства оснований и кислот: а) подобны, б) противоположны?

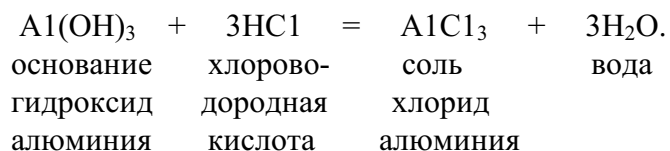
### 1.6.9 Амфотерные гидроксиды

**Определение.** Гидроксиды, которые взаимодействуют с кислотами и щелочами с образованием солей, называются амфотерными.

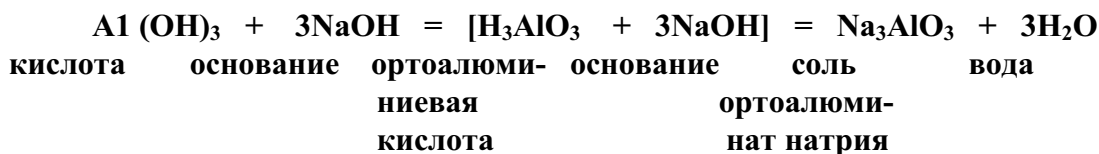
К амфотерным гидроксидам относятся гидроксиды некоторых металлов главных подгрупп (бериллия, алюминия), а также некоторых металлов побочных подгрупп периодической системы элементов в промежуточных степенях окисления. Например,  $\text{Be}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Mn}(\text{OH})_4$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Cr}(\text{OH})_3$  - амфотерные гидроксиды.

**Химические свойства.** В зависимости от условий амфотерные гидроксиды могут проявлять основные или кислотные свойства.

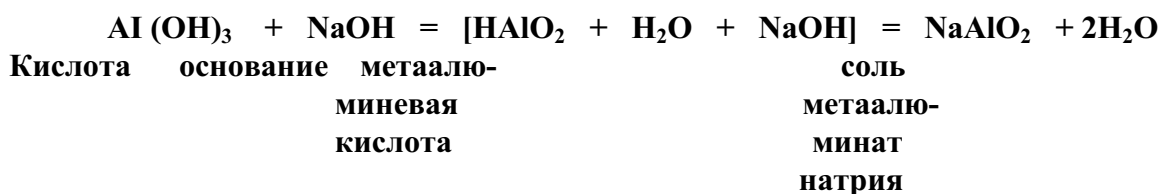
1 При действии кислот амфотерные гидроксиды проявляют основные свойства:



2 При действии щелочей амфотерные гидроксиды проявляют кислотные свойства:

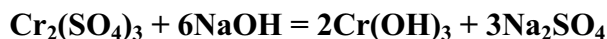


или



**Получение.** Амфотерные гидроксиды нерастворимы в воде. Получают их, как и другие нерастворимые в воде основания, при взаимодействии солей со щелочами (чтобы получившийся гидроксид не растворился в избытке щелочи, берут эквивалентное количество щелочи).

Например,



### УПРАЖНЕНИЯ

- 1 Какие гидроксиды называются амфотерным? Приведите примеры.
- 2 Как получают амфотерные гидроксиды? Приведите примеры.
- 3 Напишите уравнения следующих реакций:

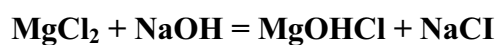
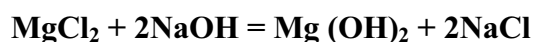




#### 1.6.10 Свойства и получение солей

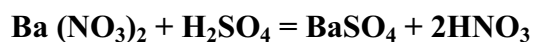
**Физические свойства.** Соли - твердые кристаллические вещества. Остатки оснований и кислот в солях связаны между собой, как правило, ионной связью. Соли имеют разный цвет и характеризуется различной растворимостью в воде (табл. 20).

**Химические свойства.** 1 Соли реагируют со щелочами. При этом образуются новая соль и новое основание или основная соль:

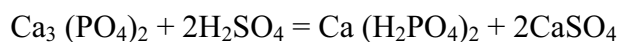


2 Соли взаимодействуют с кислотами. При этом образуются:

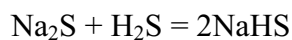
а) новая кислота и новая средняя соль:



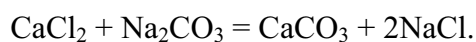
б) кислая и средняя соли



в) только кислая соль

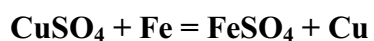


3 Соли могут взаимодействовать между собой. При этом образуются новые соли. Реакции обмена между растворами солей ведут до конца, если в результате реакции образуется нерастворимая соль:

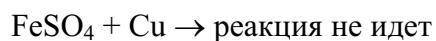




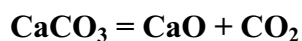
**4 Соли могут взаимодействовать с металлами. При этом образуются новая соль и новый металл:**



Каждый металл может вытеснить из растворов солей все металлы, стоящие в ряду напряжений после него, и не может вытеснить металлы, стоящие перед ним:

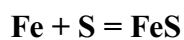


**5 Некоторые соли разлагаются при нагревании**

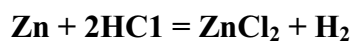


**Получение.** Соли получают:

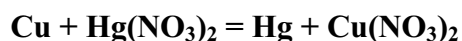
1 При взаимодействии металла с неметаллом:



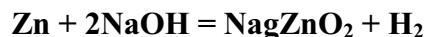
2 При взаимодействии металла с кислотами:



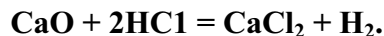
3 При взаимодействии металла с солями:



4 При взаимодействии металлов, оксиды которых амфотерны, со щелочами:



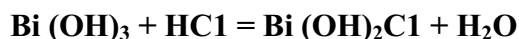
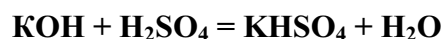
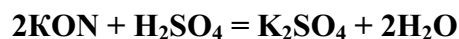
5 При взаимодействии основных оксидов с кислотами:



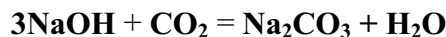
6 При взаимодействии основных оксидов с кислотными оксидами



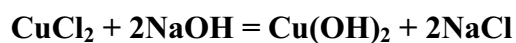
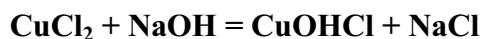
7 При взаимодействии оснований с кислотами:



8 При взаимодействии оснований с кислотными оксидами:



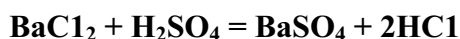
9 При взаимодействии щелочей с солями:



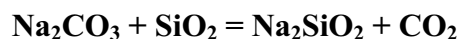
10 При взаимодействии щелочей с неметаллами:



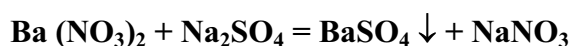
11 При взаимодействии солей с кислотами



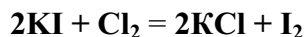
12 При взаимодействии солей с кислотными оксидами:



13 При взаимодействии солей между собой:



14 При взаимодействии солей с неметаллами



Эти способы получения солей сведены в табл. 21 (использована принятая здесь нумерация способов).

21 Способы получения солей

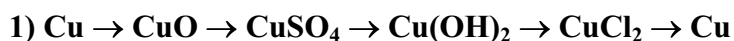
Вещества	Металлы	Основные оксиды	Основания щелочи	Соли	Неметаллы
Неметаллы (кроме кислорода)	1	-	10	14	-
Кислотные оксиды	-	6	8	12	-
Кислоты	2	5	7	11	-
Соли	3	-	9	3	14
Металлы	-	-	4	13	1

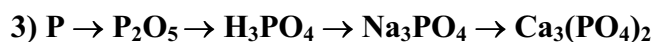
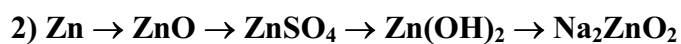
### УПРАЖНЕНИЯ

1 Какие способы получения солей вы знаете ?

2 Составьте уравнения реакций между следующими веществами: а) железом и хлороводородной кислотой; б) серной кислотой и гидроксидом натрия; в) хлоридом алюминия и гидроксидом калия; г) нитратом бария и сульфатом натрия; д) хлоридом магния и нитратом серебра.

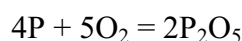
3 Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



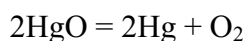


#### 1.6.11 Генетическая связь между основными классами неорганических соединений

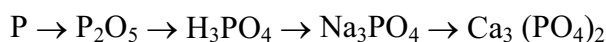
Между соединениями существует генетическая связь. Из простых веществ можно получить сложное вещество:



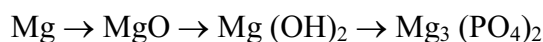
Из сложного вещества можно получить простые вещества:



Из соединений одного класса можно получить соединения другого класса. Например, при горении фосфора образуется кислотный оксид  $\text{P}_2\text{O}_5$ , который взаимодействует с водой и образует кислоту. Из кислоты можно получить соль. Из одной соли можно получить другую соль:



При горении магния образуется основной оксид  $\text{MgO}$ , который с водой образует основание  $\text{Mg(OH)}_2$ ? Из гидроксида магния можно получить соль:

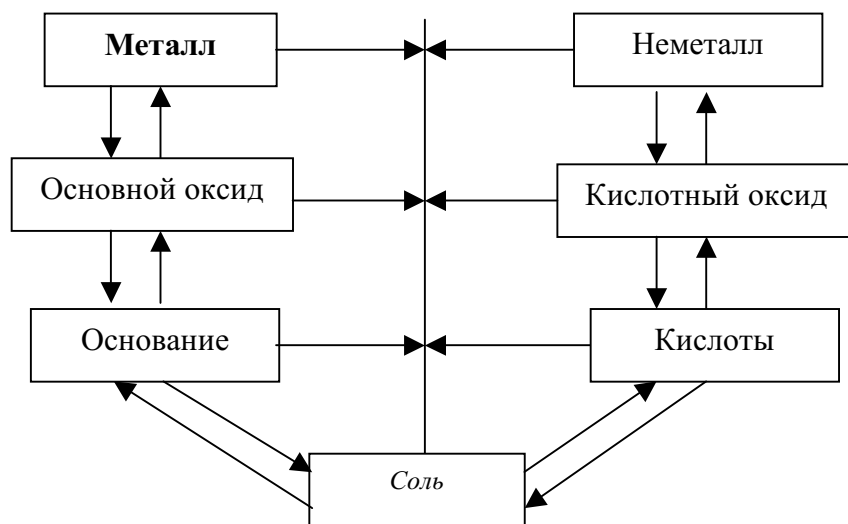


При взаимодействии кальция с водой образуется гидроксид кальция, который с оксидом углерода (IV) образует соль  $\text{CaCO}_3$ . Карбонат кальция разлагается при нагревании. Из оксида кальция и оксида углерода (IV), которые при этом образуются, можно получить соль  $\text{CaCO}_3$ :



Как мы видим, генетическая связь существует между простыми веществами и отдельными массами неорганических соединений. На основе знания генетической связи можно не только превращать одни вещества в другие, но и получать вновь исходные вещества.

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



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

**ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ !**

Из чего можно получить что.

Из простых веществ можно получить сложные вещества.

### УПРАЖНЕНИЯ

**1** Какие из следующих веществ взаимодействуют между собой: оксид меди (II), серная кислота, гидроксид кальция, оксид углерода (IV), гидроксид цинка, гидроксид натрия? Напишите уравнения реакций.

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

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

## Глава 1.7

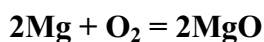
### ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ И ЗАКОНОМЕРНОСТИ ИХ ПРОТЕКАНИЯ

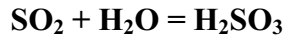
#### 1.7.1 Типы химических реакций

Химические реакции классифицируют по различным признакам. Рассмотрим некоторые из них.

**1** По признаку изменения числа исходных и конечных веществ реакции можно выделить такие типы:

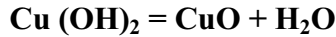
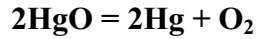
а) реакции соединения, при которых из двух или нескольких веществ получают одно вещество:





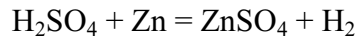
или в общем виде  $A + B + \dots = C$ ;

б) реакции разложения, при которых из одного вещества образуется несколько веществ:



или в общем виде  $C = A + B$ ;

в) реакции замещения, при которых простое вещество замещает составную часть сложного вещества и в результате образуются новое простое и новое сложное вещества:



или в общем виде  $AB + C = AC + B$ ;

г) реакции обмена, при которых молекулы сложных веществ обмениваются своими составными частями:



или в общем виде  $AB + CD = AD + CB$ .

**2 По признаку изменения степеней окисления элементов, которые входят в состав реагирующих веществ, выделяют окислительно-восстановительные реакции (см. 1.7.2).**

3 По признаку выделения или поглощения энергии реакции делят на экзотермические и эндотермические (см. 1.7.3).

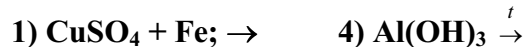
Существуют и другие признаки, по которым классифицируют химические реакции. Одна и та же реакция в зависимости от признака классификации может относиться к разным типам реакций.

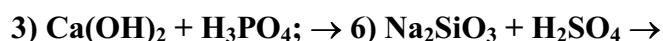
## УПРАЖНЕНИЯ

**1 Какие вы знаете типы химических реакций ?**

**2 Какая реакция называется реакцией а) соединения; б) разложения; в) замещения; г) обмена ? Приведите примеры.**

**3 Закончите уравнения следующих реакций и определите к какому типу относится каждая из них:**

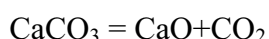




### 1.7.2 Окислительно-восстановительные реакции

При признаку изменения степеней окисления элементов, входящих в состав реагирующих веществ, реакции делят на реакции, идущие без изменения степеней окисления элементов, и на окислительно-восстановительные (идущие с изменением степеней, окисления элементов).

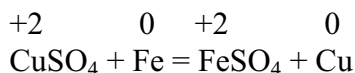
1 Реакции, идущие без изменения степеней окисления элементов:



2 Окислительно-восстановительные реакции.

Реакции, при которых изменяются степени окисления элементов, входящих в состав реагирующих веществ, называются окислительно-восстановительными.

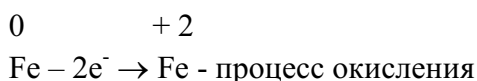
Например, в реакции



медь и железо изменяют свои степени окисления: степень окисления меди понижается от +2 до 0, степень окисления железа повышается от 0 до +2. Ион меди (II) присоединяет два электрона – восстанавливается:



Атом железа отдает два электрона - окисляется:

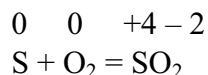


Атомы, молекулы или ионы, присоединяющие электроны, называются *окислителями*. Их степени окисления в окислительно-восстановительных процессах понижаются. Окислителями являются простые вещества неметаллы ( $\text{F}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{Br}_2$ ,  $\text{O}_2$ ), а также соединения, в состав которых входят элементы в высоких степенях окисления (например,  $\overset{+7}{\text{NMnO}}_4$ ,  $\overset{+6}{\text{K}_2\text{Cr}_2}\text{O}_7$ ,  $\overset{+5}{\text{HNO}}_3$ ,  $\overset{+7}{\text{HClO}}_4$  и др.).

Атомы, молекулы или ионы, отдающие электроны, называются *восстановителями*. Их степени окисления в окислительно-восстановительных процессах повышаются. Восстановителями являются простые вещества металлы, водород, а также соединения, в состав которых входят атомы элементов в низких степенях окисления (например,  $\overset{-1}{\text{HI}}$ ,  $\overset{-1}{\text{HBr}}$ ,  $\overset{-1}{\text{HCl}}$ ,  $\overset{-2}{\text{H}_2\text{S}}$  и др.).

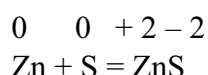
Известны вещества, которые в зависимости от условий могут проявлять свойства как окислителей, так и восстановителей. Обычно это вещества, в состав которых входят элементы в промежуточных степенях окисления (S,  $\text{H}_2\text{O}_2^{-1}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3^{+4}$  и др.).

Так, сера при взаимодействии с кислородом - более сильным окислителем, более электроотрицательным элементом - проявляет свойства восстановителя:



При этом степень окисления серы повышается от 0 до +4.

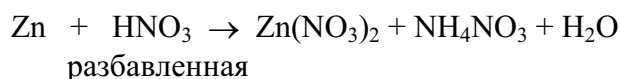
При взаимодействии с металлами и водородом - более сильными восстановителями - сера проявляет свойства окислителя:



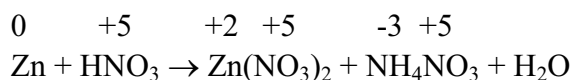
При этом степень окисления серы понижается от 0 до -2.

Правила составления уравнений окислительно-восстановительных реакций *по методу электронного баланса*:

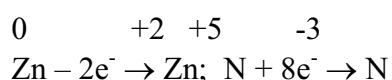
1 Составляем схему реакции:



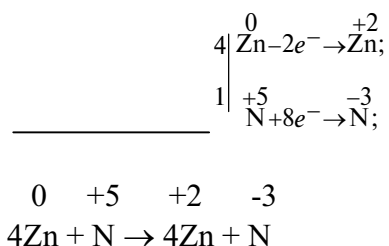
2 Определяем, атомы каких элементов изменяют степень окисления



3 Составляем электронные схемы процессов окисления и восстановления:



4 В электронных схемах подбираем коэффициенты так, чтобы число электронов, которые отдает восстановитель (Zn), было равно числу электронов, которые присоединяет окислитель ( $\text{HNO}_3$ ):



5 Расставляем коэффициенты в уравнение реакции:





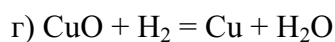
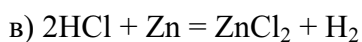
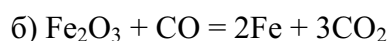
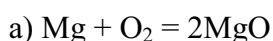
Как видно, азотная кислота расходуется не только на окисление цинка, но и на образование солей  $Zn(NO_3)_2$  и  $NH_4NO_3$ .

**Окислительно-восстановительные реакции представляют собой единство двух противоположных процессов – окисления и восстановления.**

Окислительно-восстановительные реакции имеют большое значение в технике и в жизни. Получение металлов, неметаллов, аммиака, азотной и серной кислот, лекарств основано на окислительно-восстановительных реакциях. Горение, фотосинтез, дыхание, пищеварение, обмен веществ - все это окислительно-восстановительные процессы.

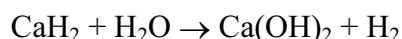
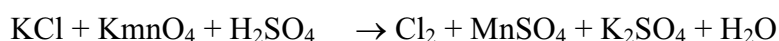
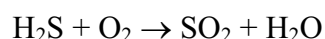
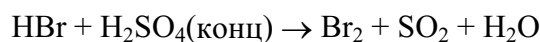
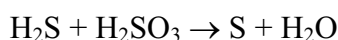
### УПРАЖНЕНИЯ

- 1 Какой процесс называется: а) окислением; б) восстановлением?
- 2 Какие вы знаете окислители и восстановители?
- 3 Почему следующие реакции относятся к окислительно-восстановительным:



Какой элемент в этих реакциях окисляется и какой восстанавливается?

- 4 Закончите уравнения реакций:



### 1.7.3 Тепловые эффекты реакций

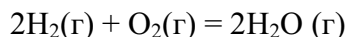
В ходе всех химических реакций происходит выделение или поглощение теплоты. Реакции, протекающие с выделением теплоты, называют *экзотермическими*, с поглощением теплоты – *эндотермическими*. Количество выделенной или поглощенной теплоты при данных количествах реагирующих веществ называют *тепловым эффектом реакции*.

В термохимических уравнениях химических реакций тепловой эффект указывают при помощи величины  $\Delta H$ , которая называется *изменением энтальпии* (теплосодержания) реакции. Если реакция протекает при стандартных условиях (температуре 289,15 К или 25 °С, давлении 101 325 Па, концентрации всех веществ в растворе или в газе 1 моль в литре),

то изменение энтальпии обозначают символом  $\Delta H^\circ$ .

Если  $\Delta H < 0$ , то теплота выделяется, т.е. реакция – экзотермическая. Для эндотермических реакций  $\Delta H > 0$ .

Рассмотрим термохимическое уравнение реакции водорода с кислородом:



$$\Delta H^\circ = -483,6 \text{ кДж}$$

В скобках указано агрегатное состояние вещества, от которого зависит тепловой эффект реакции. Эта запись означает, что при взаимодействии 2 моль водорода с 1 моль кислорода образуется 2 моль паров воды и выделяется (в стандартных условиях) 482,6 кДж теплоты.

При увеличении количества реагирующих веществ тепловой эффект реакции пропорционально возрастает.

### УПРАЖНЕНИЯ

- 1 Какая реакция называется: а) экзотермической, б) эндотермической ?
- 2 Что называется тепловым эффектом химической реакции ?
- 3 Чем определяется тепловой эффект химической реакции ?
- 4 Какая энергия называется химической ?

### 1.7.4 Скорость химических реакций

За скорость химической реакции принимают изменение количества реагирующего вещества (или продукта) во времени в единице объема реакционной системы.

Например, А – одно из реагирующих веществ. В момент времени  $\tau_1$ , в объеме  $V$  содержалось вещество А количеством  $n_1(\text{А})$ , в момент времени  $\tau_2$  в том же объеме количество вещества А равно  $n_2(\text{А})$ . Тогда скорость реакции  $v$  по веществу А составит

$$v = -\frac{n_2(\text{А}) - n_1(\text{А})}{V(\tau_2 - \tau_1)}.$$

Введем обозначения:  $n_2(\text{А}) - n_1(\text{А}) = \Delta n(\text{А})$  - изменение количества вещества А;  $\tau_2 - \tau_1 = \Delta \tau$  - промежуток (изменение) времени и подставив их в уравнение, получаем

$$v = -\frac{\Delta n(\text{А})}{V\Delta \tau}.$$

Учитывая, что

$$\frac{n(\text{А})}{V} = c(\text{А}),$$

получаем

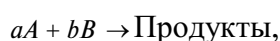
$$v = - \frac{\Delta c(A)}{\Delta \tau},$$

где  $c(A)$  – молярная концентрация – количество вещества, содержащееся в единице реакции объема, моль/л.

Таким образом, скорость реакции – это изменение концентрации реагирующего вещества в единицу времени. Единица измерения скорости – моль/(м<sup>3</sup> · с) или моль/(л · с). Все вышеизложенное относится к гомогенным (протекающим в однородной среде) химическим реакциям. Выражение для скорости гетерогенной реакции (протекающей в неоднородной среде) несколько другое, в данном пособии оно рассматриваться не будет.

Скорость реакции все время меняется. Однако за некоторый достаточно короткий промежуток времени можно рассчитать среднюю скорость реакции по формулам.

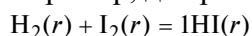
Скорость химической реакции зависит от концентрации реагирующих веществ. В соответствии с основным законом химической кинетики для реакции



скорость выражается следующим соотношением:

$$v = R[c(A)]^p[c(B)]^q,$$

где  $R$  – константа скорости реакции;  $p$  и  $q$  – коэффициенты (определяется экспериментально). Для некоторых простейших реакций коэффициенты  $p$  и  $q$  равны стехиометрическим коэффициентам уравнения реакции. Например, для реакции



можно записать

$$v = R c(H_2) c(I_2),$$

т.е.  $p = q = 1$ .

Зависимость скорости реакции от температуры передается уравнением Вант-Гоффа:

$$v(t_2) = v(t_1) \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}},$$

где  $v(t_2)$  и  $v(t_1)$  – скорости реакции при температурах  $t_2$  и  $t_1$ ;  $\gamma$  – температурный коэффициент скорости реакции (для многих реакций  $\gamma = 2 \dots 4$ ). Это правило говорит о том, что скорость реакций возрастает в 2 ... 4 раза при увеличении температуры на 10 °С.

## УПРАЖНЕНИЯ

- 1 Чем выражается скорость химической реакции ?
- 2 От чего зависит скорость химической реакции ?
- 3 От чего зависит константа скорости химической реакции ?
- 4 Как будут изменяться константы скорости химической реакций при повышении температуры ?
- 5 Как изменяется скорость химической реакций от изменения: а) температуры; б) концентрации реагирующих веществ ?

6 Что называется энергией активации данной реакции ?

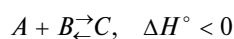
### 1.7.5 Химическое равновесие

Многие химические реакции являются *обратимыми*, т.е. протекают как в прямом, так и в обратном направлениях. Состояние обратной системы, при котором скорость прямой реакции равна скорости обратной реакции, называется *химическим равновесием*.

При химическом равновесии не происходит изменение концентраций вещества в системе (устанавливаются так называемые *равновесные концентрации* веществ), однако это не означает, что химическая реакция не протекает: она идет, но с одинаковыми скоростями в двух противоположных направлениях. Такое равновесие является *динамическим*.

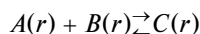
Химическое равновесие можно сместить, т.е. изменить равновесные концентрации веществ. В соответствии с *принципом Ле Шателье*, если на систему, находящуюся в состоянии равновесия, оказать внешнее воздействие (изменить температуру, давление, концентрацию веществ), то равновесие сместится в сторону протекания той реакции, которая ослабляет это воздействие.

Например, в системе



прямая реакция является экзотермической, обратная - эндотермической. С ростом температуры равновесие смещается в сторону веществ *A* и *B* (так как эндотермическая реакция ослабляет воздействие), с уменьшением температуры – в сторону образования вещества *C*.

Если в реакции участвуют газообразные вещества, то при увеличении давления равновесие смещается в сторону образования меньшего количества газообразных веществ. Например:



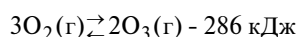
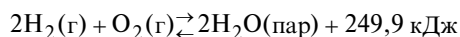
В левой части - 1 моль газа *A* и 1 моль газа *B*, в правой – 1 моль газа *C*. При увеличении давления равновесие смещается в сторону образования вещества *C*, при уменьшении давления - в сторону образования веществ *A* и *B*.

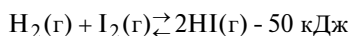
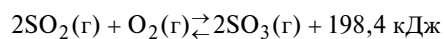
Если увеличить концентрацию веществ *A* или *B*, то равновесие смещается в сторону образования вещества *C*; при увеличении концентрации *C* происходит смещение равновесия в сторону образования *A* и *B*.

Смещение химического равновесия часто применяется в производственных процессах для увеличения выхода нужного продукта.

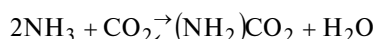
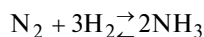
### УПРАЖНЕНИЯ

- 1 Какая реакция называется: а) необратимой, б) обратимой ? Приведите примеры.
- 2 При каких условиях равновесие обратимой реакции нарушается ?
- 3 Что называется константой равновесия, от чего она зависит и что характеризует ?
- 4 В какую сторону смещается равновесие: а) при повышении температуры, б) при повышении давления:





5 В какую сторону смещается равновесие системы при увеличении концентрации аммиака:



## Глава 1.8

### Растворы и электролитическая диссоциация

#### 1.8.1 РАСТВОРЫ

*Растворами* называются гомогенные (однородные) системы переменного состава, состоящие из двух или более компонентов. Размеры частиц в растворах составляют менее  $10^{-8}$  см. В зависимости от агрегатного состояния растворы могут быть жидкими, твердыми и газообразными.

В каждом растворе должно быть не менее двух компонентов, один из которых называют растворителем, а другие - растворенными веществами. *Растворитель* - это компонент раствора, находящийся в том же агрегатном состоянии, что и раствор. Например, при взаимодействии газообразного оксида серы (IV) и воды (жидкость) образуется жидкий раствор. В этом случае вода - растворитель, оксид серы (IV) - растворенное вещество. Часто растворы образуются веществами, находящимися в одинаковых агрегатных состояниях, например спирт (жидкость) и вода (жидкость). В этом случае растворителем может считаться любой компонент, например тот, которого в системе больше.

В соответствии с *химической теорией растворов*, разработанной Д. И. Менделеевым, растворение (при получении жидких растворов) - сложный физико-химический процесс, приводящий к образованию химических соединений (сольватов) между растворителем и растворенными веществами.

Состав растворов обычно выражается в массовых долях растворенного вещества или через молярную концентрацию раствора.

*Массовая доля растворенного вещества* - это отношение массы данного компонента к массе раствора:

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

или

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

где  $\omega(X)$  - массовая доля растворенного вещества X;  $m(X)$  - масса компонента X;  $m$  - масса раствора.

Массовая доля - безразмерная величина. Она выражается в долях или в процентах.

*Молярная концентрация* - это отношение количества растворенного вещества к объему раствора:

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

где  $c(X)$  - молярная концентрация вещества X;  $n(X)$  - количество вещества X;  $V$  - объем раствора. Единица СИ молярной концентрации - моль/м<sup>3</sup>, но наиболее часто используется единица моль/л.

Для обозначения единицы молярной концентрации раствора обычно используется буква М, например: 1М - одномолярный раствор ( $c = 1$  моль/л); 0,1 М - децимолярный раствор ( $c = 0,1$  моль/л) и т. д.

Способность вещества образовать раствор называют *растворимостью*. Раствор, в котором может быть растворено еще некоторое количество растворенного вещества при данной температуре, является *ненасыщенным*. При достижении предела растворимости образуется *насыщенный* раствор, в котором растворенное вещество находится в динамическом равновесии с избытком этого же вещества. Иногда можно получить *пересыщенные* растворы с концентрацией растворенного вещества большей, чем в насыщенном. Такие растворы при внешних воздействиях легко разрушаются: образуется насыщенный раствор, и выделяются излишки растворенного вещества.

Количественной характеристикой растворимости является молярная концентрация насыщенного раствора данного вещества или массовая доля растворенного вещества в насыщенном растворе. Иногда растворимость количественно характеризуют при помощи коэффициента растворимости. Этот коэффициент показывает массу вещества (в г.), которое может растворяться при данных условиях в растворителе массой 100 г.

## УПРАЖНЕНИЯ

- 1 Что такое раствор ?
- 2 Из каких компонентов состоит раствор ?
- 3 Что называется массовой долей растворенного вещества и молярной концентрацией? В чем выражаются эти величины ?
- 4 Что такое растворимость ?
- 5 Какой раствор называется: а) насыщенным, б) ненасыщенным, в) пересыщенным ?
- 6 Чем характеризуют растворимость ?

### 1.8.2 ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ

*Электролитической диссоциацией* называют процесс распада веществ (электролитов) на ионы в водных растворах, например:



(положительно      (отрицательно  
заряженные ионы)    заряженные ионы)

**Электролитическая диссоциация является обратимым процессом.**

Процесс электролитической диссоциации обусловлен взаимодействием растворенных веществ с водой (или другим растворителем); образующиеся ионы - *катионы* и *анионы* - являются *гидратированными*, т.е. химически связанными с водой.

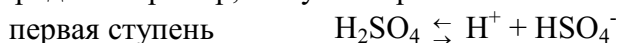
К электролитам относятся вода, кислоты, основания, соли. Рассмотрим диссоциацию важнейших классов неорганических соединений.

При диссоциации кислот всегда образуются ионы водорода  $H^+$  (точнее – ионы гидроксония  $H_3O^+$ ), которые обуславливают важнейшие свойства кислот (кислый вкус, действия на индикаторы, взаимодействие с основаниями)



Других катионов, кроме ионов водорода, при диссоциации кислот не образуется.

Двух- и многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато, постепенно отщепляя ионы водорода. Например, в случае серной кислоты:

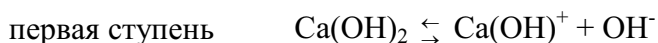


Кислоты диссоциируют в большей степени по первой ступени, чем по второй и последующим.

При диссоциации оснований всегда образуются гидроксид-ионы  $OH^-$ , например,



Двух- и трехкислотные основания в водных растворах диссоциируют ступенчато, т.е. постепенно отщепляют гидроксиды-ионы. Например, в случае гидроксида кальция  $Ca(OH)_2$  диссоциация протекает в две ступени:

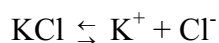


Других анионов, кроме  $OH^-$ , при диссоциации оснований не образуется.

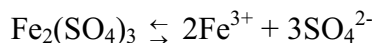
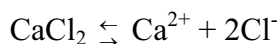
Существуют электролиты, которые могут диссоциировать как по механизму кислот (с отщеплением ионов  $H^+$ ), так и по механизму оснований (отщепление ионов  $OH^-$ ). Они называются *амфотерными электролитами* или *амфолитами*. К амфотерным электролитам, например, относится вода



При диссоциации солей образуются катионы металлов и анионы кислотных остатков, например:

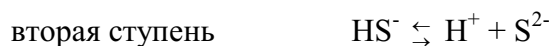
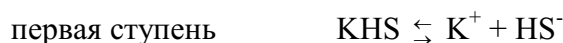


Средние соли диссоциируют практически полностью

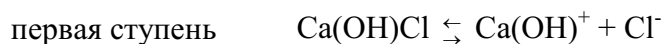


В результате образуются только катионы металла и анионы кислотного остатка.

Диссоциация кислотных солей протекает ступенчато, как, например, в случае гидросульфида калия KHS:



В результате образуется два типа катионов: катионы металла и ионы водорода. Также ступенчато диссоциируют основные соли, например, гидроксид кальция:



Таким образом, при диссоциации основных солей образуются два типа анионов: анионы кислотных остатков и гидроксид-ионы.

Количественной характеристикой электролитической диссоциации является *степень диссоциации*  $\alpha$  - отношение количества вещества электролита  $AB$ , распавшегося на ионы,  $n_d(AB)$  к общему количеству вещества этого электролита в растворе  $n(AB)$ :

$$\alpha = \frac{n_d(AB)}{n(AB)}$$

или

$$\alpha = \frac{n_d(AB)100}{n(AB)}, \%$$

Степень диссоциации - безразмерная величина, ее выражают в долях или в процентах. При полной диссоциации электролита степень диссоциации равна 1 или 100 % . Для не электролитов, которые не диссоциируют на ионы  $\alpha = 0$ .

В зависимости от степени диссоциации все электролиты подразделяют на слабые и сильные: *слабые электролиты* лишь частично диссоциируют на ионы, *сильные электролиты* - практически полностью. Примеры слабых электролитов:  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{HF}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ , сильных:  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_4$ .

## УПРАЖНЕНИЯ

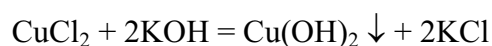
1 Что называется электролитической диссоциацией ?



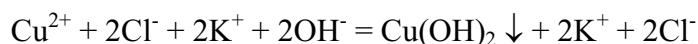
- 2 Чем обусловлен процесс электролитической диссоциации ?
- 3 Какие ионы образуются при диссоциации: а) кислот, б) оснований ?
- 4 Что называется амфотерными электролитами ?
- 5 Какие ионы образуются при диссоциации: а) основных солей, б) средних солей, в) кислых солей ?
- 6 Что такое степень электролитической диссоциации ? В чем выражается эта величина ?
- 7 Что такое сильные и слабые электролиты ?

### 1.8.3 Ионные реакции и уравнения

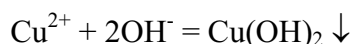
В водных растворах электролитов химические реакции протекают с участием ионов, такие реакции называются *ионными*, а уравнения этих реакций – *ионными уравнениями*. Например, при взаимодействии раствора хлорида меди (II) с раствором гидроксида калия выпадает осадок гидроксида меди (II):



Записанное уравнение обычно называют уравнением в молекулярной форме. Чтобы изобразить его в ионной форме, надо формулы растворимых сильных электролитов записать в виде тех ионов, на которые они диссоциируют в растворе, а формулы слабых электролитов, веществ, выпадающих в осадок, - в исходном виде

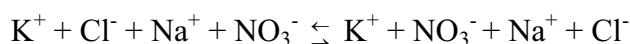
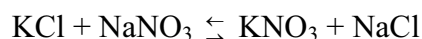


Если в полученном ионном уравнении сократить одинаковое количество одноименных ионов в правой и левой частях, то получим уравнение реакции в сокращенной ионной форме



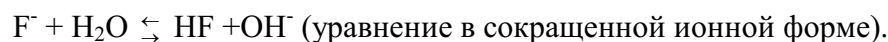
Уравнение реакции в сокращенной ионной форме показывает, что реакция между хлоридом меди (II) и гидроксидом калия сводится к взаимодействию между ионами меди (II) и гидроксид-ионами с образованием гидроксида меди (II). С точки зрения теории электролитической диссоциации ионы  $\text{Cl}^-$  и  $\text{K}^+$  не принимают участия в реакции.

Реакции обмена в растворах электролитов идут до конца, если в результате реакций образуются: 1) практически нерастворимое вещество (осадки), 2) малодиссоциированное соединение 3) газообразные вещества. Если выполняется хотя бы одно из этих условий, реакция идет до конца, если же нет, то при смешивании растворов не видно никаких признаков реакций. В этом случае образуется смесь ионов, например:



Один из видов ионных реакций - *гидролиз солей*: взаимодействие ионов соли с водой, в результате которой образуется слабый электролит, например:





Ионы остатков оснований и кислот, на которые диссоциируют соли, могут связываться водород-ионами или гидроксид-ионами, на которые диссоциирует вода. Это происходит в том случае, если образующиеся продукты малорастворимы в воде или малодиссоциированы. При этом равновесии диссоциации воды смещается вправо. Реакция раствора становится кислой или щелочной.

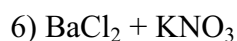
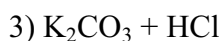
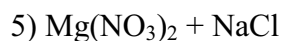
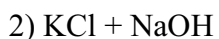
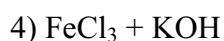
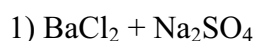
**Обменная реакция с водой, в результате которой образуются малодиссоциированное или малорастворимое соединение, называется гидролизом солей.**

Гидролизу подвергаются только соли, растворимые в воде.

Реакция гидролиза - обратимый процесс. При нагревании или разбавлении раствора соли гидролиз усиливается. Если продукты гидролиза удалять из сферы реакции, гидролиз усиливается.

### УПРАЖНЕНИЯ

- 1 Что называется ионными реакциями и ионными уравнениями ?
- 2 При каких условиях реакции в растворах электролитах идут до конца ?
- 3 Какие из приведенных реакций идут до конца:

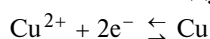


- 4 Что называется гидролизом ?
- 5 Какие соли подвергаются гидролизу ?

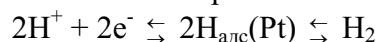
### 1.8.4 Ряд стандартных электродных потенциалов

Раздел химии, который изучает процессы с участием заряженных частиц (ионов, электронов), называется *электрохимией*. В электрохимии *электродом* принято называть систему, которая состоит из токопроводящего материала (металла, графита и др.), погруженного в раствор или расплав электролита.

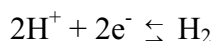
Простейшим электродом может служить медная пластинка, погруженная в раствор сульфата меди (II). В результате взаимодействия металла с водой и ионами меди (II) устанавливается электрохимическое равновесие между металлом и его ионами в растворе:



Существуют и другие типы электродов. *Водородный электрод* представляет собой следующую систему: платина погружена в раствор кислоты, через раствор продувается газообразный водород. При этом устанавливается равновесие:



или упрощенно



где  $N_{адс}$  - адсорбированный атом.

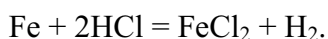
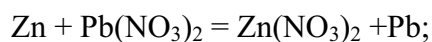
Каждый электрод характеризуется определенным значением *электродного потенциала*  $E$ , единица измерения которого вольт (В).

Электрод, равновесие на котором устанавливается в стандартных условиях (25 °С, нормальное давление, концентрация ионов 1 моль/л.), называется *стандартным электродом* (например, стандартный водородный электрод). Обозначение потенциалов стандартных электродов –  $E^0$ .

Электродный потенциал стандартного водородного электрода равен 0, т.е.  $E^0(2H^+ | H_2) = 0$  В; электродный потенциал стандартного медного электрода равен  $E^0(Cu^{2+} | Cu) = 0,34$  В.

Если расположить электроды в порядке возрастания стандартных электродных потенциалов, то получится *ряд стандартных электродных потенциалов* (см. табл. 21; устаревшее название - ряд напряжений металлов).

При помощи стандартных электродных потенциалов можно решить многие вопросы по химии металлов. Например, вопрос об участии металлов в реакциях замещения: металлы, имеющие более отрицательное значение  $E^0$ , обычно вытесняют металлы в более положительным значением  $E^0$  из растворов солей. Металлы с отрицательными значениями  $E^0$  вытесняют водород из растворов соляной и разбавленной серной кислот. Например:



При использовании ряда электродных потенциалов необходимо учитывать, что Li, K, Ba, Ca и Na реагируют с водой. Нельзя вытеснить металлы из растворов солей молекулярным водородом (водородный электрод работает только в присутствии платины). Свинец не вытесняет водород из растворов соляной и серной кислот.

### 21 Ряд стандартных электродных потенциалов

Электрод		$E^0$ , В	Электрод		$E^0$ , В
окисленная форма	восстановленная форма		окисленная форма	восстановленная форма	
$Li^+$	Li	-3,05	$Cd^{2+}$	Cd	-0,40
$K^+$	K	-2,93	$Co^{2+}$	Co	-0,28
$Ba^{2+}$	Ba	-	$Ni^{2+}$	Ni	-0,25
$Ca^{2+}$	Ca	-	$Sn^{2+}$	Sn	-0,14
$Na^+$	Na	2,91	$Pb^{2+}$	Pd	-0,13
$Mg^{2+}$	Mg	-2,87	$2H^+$	$H_2$	0
$Al^{3+}$	Al	-	$Cu^{2+}$	Cu	0,34
$Mn^{2+}$	Mn	2,71	$Hg_2^{2+}$	2Hg	0,79
$Zn^{2+}$	Zn	-	$Ag^+$	Ag	0,80
$Cr^{3+}$	Cr	2,36	$Pt^{2+}$	Pt	1,20
$Fe^{2+}$	Fe	-1,66	$Au^{3+}$	Au	1,50

		- 1,18			
		- 0,76			
		- 0,74			
		- 0,44			

## УПРАЖНЕНИЯ

- 1 Что такое электрод ?
- 2 Какие типы электродов вы знаете ?
- 3 Чем характеризуются электроды ?
- 4 Что такое ряд стандартных электродных потенциалов ?
- 5 Будет ли цинк взаимодействовать со следующими веществами, находящимися в водных растворах: а) 1М HCl, б) 1М хлорид олова (II), в) 1М хлорид магния ?

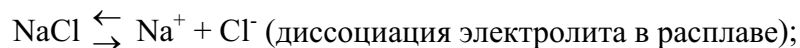
### 1.8.5 Электролиз

*Электролиз* - совокупность химических реакций, которые протекают под действием электрического тока на электродах, погруженных в раствор или расплав электролита. За счет действия источника тока на одном из электродов (отрицательном электроде) создается избыток электронов, на другом (положительном - электроде) - недостаток электронов. При прохождении электрического тока через электролит наряду с хаотическим движением ионов начинается направленное движение: катионы перемещаются к отрицательному электроду, анионы - к положительному.

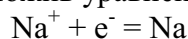
Частицы, находящиеся вблизи отрицательного электрода, принимают электроны, т.е. восстановления, Электрод на котором происходит реакция восстановления называется *катодом*. Частицы, находящиеся вблизи положительного электрода, отдают электроны, т.е. окисляются. Такой электрод называется *анодом*.

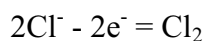
Важную роль в процессе электролиза играет материал, из которого изготовлены электроды, особенно анод. Такие материалы, как платина и графит, являются инертными, т.е. сами не окисляются при электролизе, а окисляются только компоненты электролита. Если аноды изготовлены из меди, цинка, никеля, железа и т.п., то в процессе электролиза материал анода может окисляться (электролиз с растворимым анодом).

При электролизе расплавленных электролитов с инертными электродами на катоде всегда восстанавливаются катионы металла, а на аноде окисляются анионы. Например, при электролизе расплава хлорида натрия будут происходить следующие процессы:

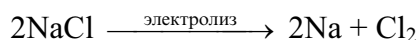


Суммарное уравнение реакции получим, уравнив число электронов, участвующих в катодном и анодном процессах, т.е. умножив уравнение реакции на катоде на 2:





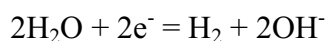
или



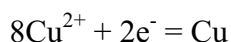
Таким образом, при электролизе расплава хлорида натрия на катоде выделяется металлический натрий, на аноде - газообразный хлор.

При электролизе водных растворов с инертными электродами наряду с катионами и анионами в электрохимических реакциях могут участвовать молекулы воды. Чтобы определить, какие частицы участвуют в катодном процессе, надо знать значения потенциалов электродов, которым соответствуют ионы, находящиеся в растворе. Удобно воспользоваться рядом стандартных электронных потенциалов. Возможны такие случаи.

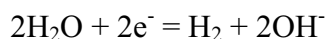
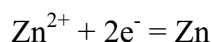
1 Если в равенстве содержатся ионы металлов, у которых  $E^0 < -1,18$  В (например, ионы  $\text{K}^+$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Al}^{3+}$ ), то восстанавливаться будут молекулы воды:



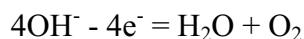
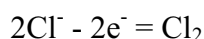
2 Если в растворе содержатся ионы металлов, у которых  $E^0 \geq 0$  ( $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Ag}^+$  и т.п.), то они легко восстанавливаются, например



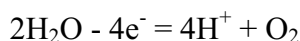
3 В растворе, содержащем ионы металлов с  $-1,18 \leq E^0 < 0$  (например,  $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{2+}$ ), при электролизе протекают одновременно два процесса – восстановление катионов металла и молекул воды:



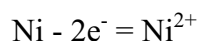
В реакциях на аноде могут принимать участие анионы некоторых бескислородных кислот ( $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{I}^-$ ,  $\text{S}^{2-}$ ) и гидроксид - ионы  $\text{OH}^-$ , например:



Если в растворе присутствуют анионы  $\text{F}^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{CO}_3^-$ , то окислению подвергается не анион, а вода:



При электролизе с растворимыми электродами на аноде окисляется металл, например в случае никелевого анода:



Электролиз нашел широкое применение в промышленности, в первую очередь он

используется при получении различных веществ (металлов, газов и др.).

## УПРАЖНЕНИЯ

- 1 Что называется электролизом ?
- 2 Какие процессы происходят на катоде и аноде при электролизе раствора: а) нитрата меди (II); в) хлорида натрия; в) 4) сульфата никеля; г) бромида калия; д) сульфата натрия ?
- 3 Какой металл будет выделяться у катода при электролизе раствора, содержащего ионы цинка ( $Zn^{2+}$ ), свинца ( $Pb^{2+}$ ) и железа (II) ( $Fe^{2+}$ ) ?

## Раздел II НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

---

### Глава 2.1 МЕТАЛЛЫ

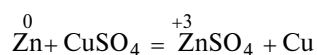
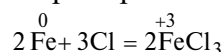
#### 2.1.1 Свойства металлов. Сплавы

Все химические элементы подразделяют на металлы и неметаллы. К неметаллам относят 22 химических элемента. К металлам принадлежат все элементы побочных подгрупп, включая лантаноиды и актиноиды, элементы главных подгрупп I группы (за исключением водорода), II группы, III группы (за исключением бора) и некоторые элементы главных подгрупп IV – VI групп (германий, олово, свинец, сурьма, висмут, полоний).

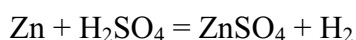
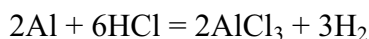
Некоторые элементы, относящиеся к металлам (германий, сурьма и др.), занимают промежуточное положение между металлами и неметаллами. Отдельные металлические свойства могут проявляться у некоторых элементов – неметаллов (кремний, мышьяк, теллур).

Важнейшими физическими свойствами металлов являются: высокая электро- и теплопроводность, металлический блеск и пластичность. Эти свойства обусловлены металлической связью.

Из химических свойств металлов следует прежде всего отметить их восстановительную способность, которая обусловлена легкостью отдачи электронов атомами металлов. Металлы реагируют со многими окислителями, например:



Для металлов характерны реакции с кислотами. Достаточно активные металлы (Al, Mg, Zn, Fe, Sn) растворяются в соляной и разбавленной серной кислотах с выделением водорода:

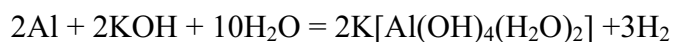
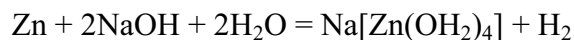


Малоактивные металлы (Cu, Ag) в этих кислотах не растворяются.

Азотная и концентрированная серная кислоты, являющиеся сильными окислителями, растворяют многие металлы (водород в этих реакциях не выделяется), например:



Некоторые металлы (Al, Zn, Pb, Sn) растворяются в водных растворах щелочей, например:

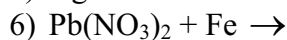
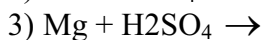
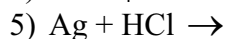
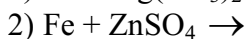
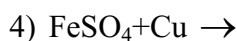
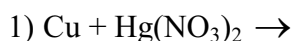


В промышленности главным образом используют не чистые металлы, а сплавы. *Сплавами* называются металлические материалы, состоящие из двух или нескольких простых веществ. Кроме металлов в состав сплавов могут входить и неметаллы. Как и металлы, сплавы имеют металлический блеск и обладают способностью проводить электрический ток.

При плавлении металлов могут образовываться интерметаллические соединения, гомогенные смеси металлов (твердые растворы), гетерогенные системы (состоящие из кристаллов отдельных компонентов).

### УПРАЖНЕНИЯ

- 1 Как располагаются металлы в периодической системе ?
- 2 Какие физические свойства металлов вы знаете ?
- 3 Чем обусловлена восстановительная способность металлов ?
- 4 Какими характерными химическими свойствами обладают металлы ?
- 5 Напишите уравнения возможных реакций между следующими веществами (соли и кислоты взяты в виде водных растворов):



6 Что такое сплавы ?

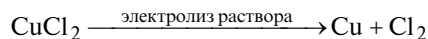
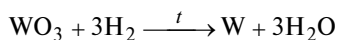
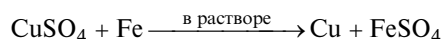
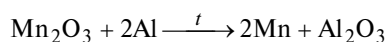
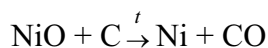
7 Где используются сплавы ?

### 2.1.2 Руды. Получение металлов

Большинство металлов встречаются в природе в виде различных соединений (минералов). В свободном виде в земной коре встречаются только металлы, которые в ряду стандартных электродных потенциалов стоят справа от водорода - медь, ртуть, серебро, золото, платина.

Природные минеральные соединения, из которых экономически целесообразно получать металл, называются *рудами*. Например, железная руда может содержать  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$  и другие соединения железа. Кроме полезных минералов руда содержит пустую породу.

Руды являются основным сырьем *металлургии* – отрасли промышленности, производящей металлы. Для получения металлов руды перерабатывают. Соединения металлов восстанавливают, используя различные восстановители: углерод, оксид, углерод (II), активные металлы (кальций, натрий, алюминий), водород, электрический ток на катоде, например:



### УПРАЖНЕНИЯ

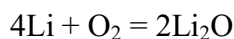
- 1 В каком виде встречаются металлы в природе ?
- 2 Какие металлы встречаются в природе в виде свободных соединений ?
- 3 Что называется рудами ?
- 4 Какие способы получения металлов вы знаете ?

### 2.1.3 Щелочные металлы

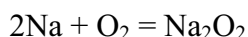
Щелочными металлами называют элементы главной подгруппы первой группы периодической системы Д. И. Менделеева: литий (Li), натрий (Na), калий (K), рубидий (Rb), цезий (Cs) и франций (Fr).

Атомы этих элементов имеют на внешнем энергетическом уровне по одному  $s$ -электрону ( $ns^1$ ). Вступая в химические взаимодействия, атомы легко отдают один электрон внешнего электрического уровня, проявляя в соединениях степень окисления +1.

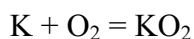
Щелочные металлы обладают высокой химической активностью. В реакциях они являются сильными восстановителями. Все щелочные металлы легко окисляются кислородом воздуха, при этом литий образует оксид:



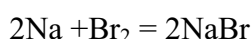
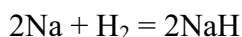
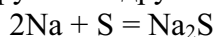
натрий - пероксид натрия:



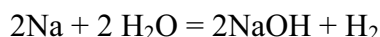
калий, рубидий и цезий - надпероксиды:



Щелочные металлы активно реагируют и с другими неметаллами, например:



Все щелочные металлы восстанавливают воду до молекулярного водорода:





Активность взаимодействия металлов с водой (и другими веществами) увеличивается от лития к цезию. Щелочные металлы также активно реагируют с кислотами.

Щелочные металлы образуют основные оксиды (например,  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{K}_2\text{O}$ ) и соответствующие им гидроксиды ( $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$ ), которые являются щелочами.

Металлы данной подгруппы и их соединения (особенно соединения натрия и калия) играют большую роль в народном хозяйстве. Соединения натрия используют в медицине, пищевой, химической промышленности, в сельском хозяйстве и быту. Соединения калия необходимы растениям для

## УПРАЖНЕНИЯ

- 1 Какие металлы называются щелочными ?
- 2 Напишите электронные конфигурации атомов: а) натрия, б) калия.
- 3 Какую степень окисления проявляют щелочные металлы ?
- 4 Какой элемент более активный металл - калий или натрий? Почему ?
- 5 Напишите уравнения реакций, в которые может вступать: а) натрий, б) калий.
- 6 Какие оксиды и гидроксиды образует натрий и калий ?
- 7 Для чего используют соединения натрия и калия ?

### 2.1.4 Магний и кальций

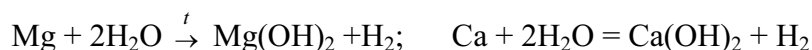
Магний (Mg) кальций (Ca) являются элементами главной подгруппы второй группы периодической системы Д. И. Менделеева. В эту подгруппу также входят бериллий, барий, стронций и радий. Кальций, барий, стронций радий называются *щелочноземельными металлами*.

Атомы элементов данной подгруппы имеют по два *s*-электрона на внешнем энергетическом уровне ( $ns^2$ ). В химических реакциях атомы легко отдают электроны внешнего уровня, проявляя степень окисления +2.

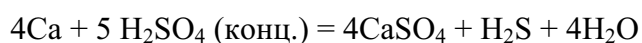
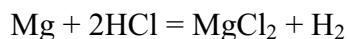
Магний и кальций обладают достаточно высокой химической активностью, причем активность кальция выше, чем магния. Эти металлы реагируют со многими неметаллами, например:



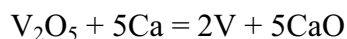
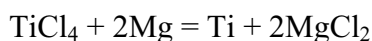
С водой магний реагирует при нагревании, кальций – при обычных условиях:



Магний и кальций активно реагируют с различными кислотами:



Сильные восстановительные способности магния и кальция (особенно при высоких температурах) используются при получении менее активных металлов, например:



Оксиды MgO и CaO проявляют основные свойства. Им соответствуют гидроксиды: Mg(OH)<sub>2</sub> (малорастворимое основание) и Ca(OH)<sub>2</sub> (щелочь).

Соединение магния и кальция используются в промышленности и сельском хозяйстве, например: CaO - негашеная известь, Ca(OH)<sub>2</sub> - гашеная известь (водный раствор - известковая вода), CaCO<sub>3</sub> - известняк. Растворимые гидрокарбонаты магния и кальция Mg(HCO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> и Ca(HCO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>, а также хлорида и сульфаты этих элементов обуславливают жесткость воды.

### УПРАЖНЕНИЯ

- 1 Какие металлы называются щелочноземельными ?
- 2 Напишите электронные конфигурации атомов: а) магния, б) кальция.
- 3 Какую степень окисления проявляет магний и кальций ?
- 4 Какой элемент более активный металл - кальций или магний ? Почему?
- 5 Напишите уравнения реакций, в которые может вступать: а) магний, б) кальций.
- 6 Какие оксиды и гидроксиды образует магний и калий ?
- 7 Для чего используют соединения магния и кальция ?

### 2.1.5 Алюминий

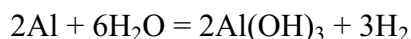
Алюминий (Al) - элемент главной подгруппы третьей группы периодической системы Д. И. Менделеева. Атом алюминия имеет три электрона на внешнем энергетическом уровне. Отдавая эти электроны, атом алюминия проявляет степень окисления + 3.

Алюминий - химически активный металл. Однако его активность несколько снижается из-за наличия тонкой и прочной пленки оксида, которая всегда образуется на поверхности металла при контакте его с воздухом.

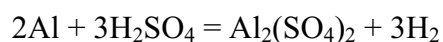
Алюминий реагирует со многими неметаллами, причем с хлором и бромом при обычных условиях, а с другими – при нагревании, например:



С водой алюминий реагирует только в том случае, когда с поверхности удалена оксидная пленка

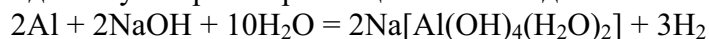


Алюминий взаимодействует с соляной и разбавленной серной кислотами с выделением водорода:



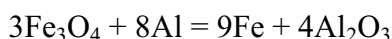
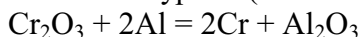
Азотная и концентрированная серная кислоты пассивируют алюминий: увеличивается толщина защитной пленки и металл не растворяется.

Алюминий взаимодействует с растворами щелочей с выделением водорода:

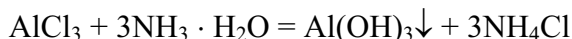


Алюминий при высоких температурах является хорошим восстановителем многих

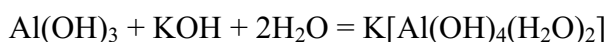
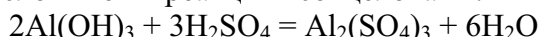
оксидов металлов, что используется в металлургии (*алюмотермия*), например:



Алюминий образует оксид  $\text{Al}_2\text{O}_3$  (*глинозем*) и гидроксид  $\text{Al}(\text{OH})_3$ . Оксид получают из простых веществ или термическим разложением гидроксида. Гидроксид можно получить, действуя водным раствором аммиака на растворы солей алюминия:



Оксид и гидроксид алюминия являются *амфотерными соединениями*, т.е. проявляют как основные, так и кислотные свойства. Основные свойства этих соединений проявляются в реакциях с кислотами, а кислотные - в реакциях со щелочами:



Алюминий и его сплавы широко применяются в народном хозяйстве, благодаря легкости и устойчивости по отношению к воздуху и воде. В виде легких сплавов алюминий используется в авиации, судостроении, железнодорожном транспорте, строительстве. Алюминий применяется для изготовления электрических проводов, кухонной посуды, для получения многих металлов и неметаллов.

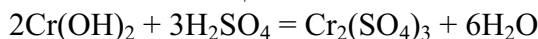
#### УПРАЖНЕНИЯ

- 1 Напишите электронную конфигурацию атома алюминия.
- 2 Какую степень окисления проявляет алюминий ?
- 3 Напишите уравнения реакций, в которые может вступать алюминий.
- 4 Какие оксиды и гидроксиды образует алюминий ?
- 5 Как получают оксид и гидроксид алюминия ?
- 6 Какие свойства проявляют оксид и гидроксид алюминия ?
- 7 Для чего используют алюминий и его сплавы ?

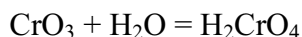
#### 2.1.6 Хром и марганец

Хром (Cr) и марганец (Mn) - элементы побочных подгрупп соответственно шестой и седьмой групп периодической системы Д. И. Менделеева. Валентными являются электроны *3d*- и *4s*-подуровней. Наиболее характерные степени окисления атомов в соединениях хрома +2, +3 и +6, марганца +2, +4, +6 и +7.

Хром образует оксиды:  $\text{CrO}$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ , и  $\text{CrO}_3$ . Оксидами хрома (II) и (III) соответствуют гидроксиды  $\text{Cr}(\text{OH})_2$  (основный) и  $\text{Cr}(\text{OH})_3$  (амфотерный). Амфотерность гидроксида хрома (III) проявляется в реакциях с кислотами и щелочами:

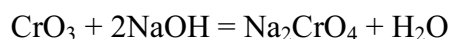


Кислотному оксиду хрома (VI) соответствуют кислоты, простейшими из которых являются  $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  (*дихромовая кислота*). Эти кислоты образуются при растворении оксида хрома (VI) в воде, например,

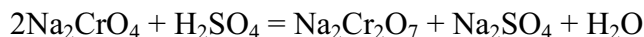


Соли хромовой кислоты - *хроматы* ( $\text{Na}_2\text{CrO}_4$  - хромат натрия), дихромовой кислоты - *дихроматы* ( $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  - дихромат калия).

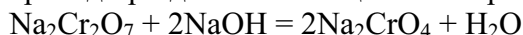
Хроматы получают при взаимодействии  $\text{CrO}_3$  или растворов хромовых кислот со щелочами:



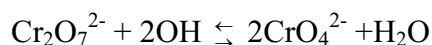
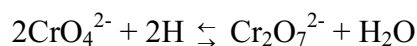
Дихроматы образуются при добавлении кислот к хроматам:



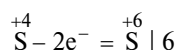
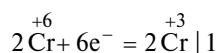
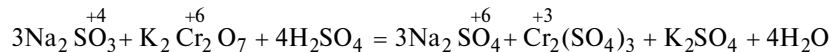
Возможен и обратный переход при добавлении щелочей к растворам дихроматов:



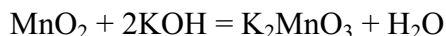
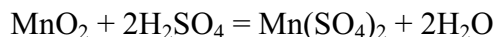
Таким образом, в кислых растворах преимущественно существуют дихроматы (они окрашивают растворы в оранжевый цвет), а в щелочных - хроматы (растворы желтого цвета). Равновесия в системе хромат - дихромат можно представить следующими уравнениями в сокращенной ионной форме:



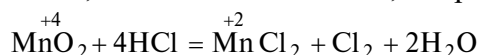
Соединения хрома (VI) (оксид, хроматы, дихроматы, хромовые кислоты) являются сильными окислителями. В окислительно-восстановительных реакциях они обычно восстанавливаются до соединений хрома (III), например:



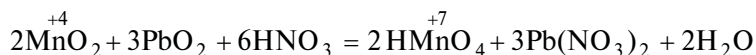
Марганец образует несколько оксидов (в наиболее характерных степенях окисления). Оксид марганца (IV)  $\text{MnO}_2$  и соответствующий ему гидроксид  $\text{Mn}(\text{OH})_4$  реагирует с серной кислотой и со щелочами при плавлении:



Оксид марганца (IV) в зависимости от веществ, с которыми он реагирует, может проявлять свойства как окислителя, так и восстановителя, например:

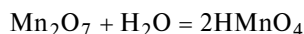


окисли-  
тель



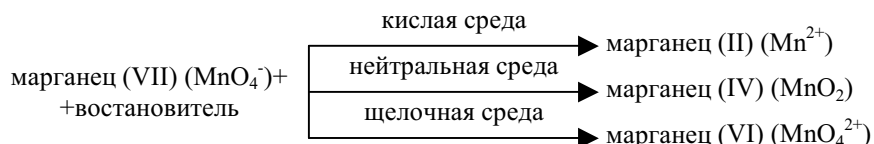
восста-  
новитель

Кислотный оксид марганца (VII)  $Mn_2O_7$  при взаимодействии с водой образует сильную *марганцовую кислоту*

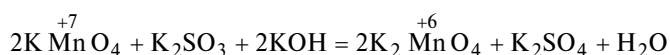
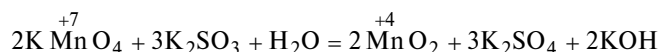
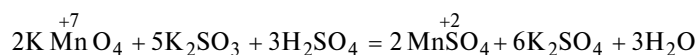


Соли марганцовой кислоты - *перманганаты* ( $KMnO_4$  - перманганат калия).

Соединения марганца (VII) являются сильными окислителями. Состав продуктов их восстановления существенно зависит от кислотности среды, в которой протекает реакция:



Примеры реакций с участием перманганата калия:



## УПРАЖНЕНИЯ

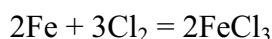
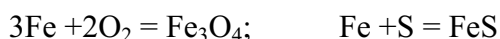
- 1 Напишите электронные конфигурации атомов: а) хрома, б) марганца.
- 2 Какую степень окисления проявляет: а) хром, б) марганец.
- 3 Какие оксиды и гидроксиды образует: а) хром, б) марганец.
- 4 Какие свойства проявляют оксиды и гидроксиды: а) хрома, б) марганца ?
- 5 Как можно получить хроматы и дихроматы ?
- 6 От чего зависит состав продуктов восстановления соединений марганца (VII) ?

### 2.1.7 Железо

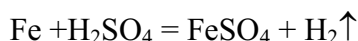
Железо (Fe) является элементом побочной подгруппы восьмой группы периодической системы Д. И. Менделеева. Вместе с кобальтом и никелем, находящимися в той же подгруппе, оно образует семейство железа.

Валентными могут быть электроны  $3d$ - и  $4s$ - подуровней. Для железа характерны степени окисления +2 и +3. Лишь при действии на соединения железа (III) очень сильных окислителей получают соединения с более высокими степенями окисления (обычно +6).

Железо является достаточно активным металлом. При нагревании реагирует со многими неметаллами, например:



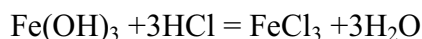
Железо растворяется в соляной и разбавленной серной кислотах, образуя соли железа (II) и вытесняя водород:



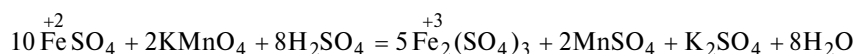
В серной кислоте высокой концентрации (практически безводной) и концентрированной азотной кислоте железо пассивируется. С разбавленной азотной кислотой железо реагирует, образуя различные продукты (в зависимости от концентрации кислоты):



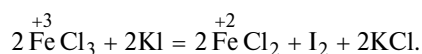
Железо образует оксиды: FeO (основный) и Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> (амфотерный). Оксид железа Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub> является оксидом железа (II - III) (FeO · Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>). Гидроксиды железа Fe(OH)<sub>2</sub> (основный) и Fe(OH)<sub>3</sub> (амфотерный) практически нерастворимы в воде. Амфотерность последнего гидроксида проявляется в реакциях с кислотами и щелочами (при нагревании):



Железо образует соли, в которых оно имеет степень окисления +2 и +3. Соли железа (II) в реакциях с окислителями проявляют восстановительные свойства, например:



Соли железа (III) – слабые окислители. Под действием восстановителей они переходят в соединения железа (II), например:



Железо является основным компонентом некоторых сплавов. Чугун - это сплав железа, содержащий углерод (2. . . 6 %) и другие компоненты (например, марганец, фосфор, серу). Сталь - это сплав железа с углеродом (массовая доля не более 2 %) и другими веществами. Часто в сталь добавляют металлы (хром, никель, ванадий, молибден, вольфрам и др.) - *легирующие добавки*, которые улучшают качество сплава.

## УПРАЖНЕНИЯ

- 1 Напишите электронную конфигурацию атома железа.
- 2 Какую степень окисления проявляет железо ?
- 3 Напишите уравнения реакций, в которые может вступать железо.
- 4 Какие оксиды и гидроксиды образует железо ?

- 5 Какие свойства проявляют гидроксиды железа ?
- 6 Какие сплавы железа вы знаете ? Где они используются ?

## Глава 2.2

### НЕМЕТАЛЛЫ

#### 2.2.1 Общие характеристики неметаллов

В периодической системе элементов неметаллы находятся только в главных подгруппах в конце малых и больших периодов.

Все неметаллы являются *p*-элементами, кроме водорода и гелия - *s*-элементов. При химических реакциях атомы неметаллов могут присоединять электроны, проявляя при этом свойства окислителей. Способность присоединять электроны увеличивается с увеличением порядкового номера неметалла в одном периоде и уменьшается с увеличением порядкового номера в группе:

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

—————▶  
способность присоединять электроны уменьшается

Фтор является самым электроотрицательным элементом.

При нормальных условиях некоторые металлы - газы (водород, азот, кислород, фтор, хлор), другие - жидкости (бром), третьи - твердые вещества (сера, углерод, фосфор и др.). Неметаллы плохо проводят теплоту и электрический ток, хрупки. Многие неметаллы растворяются в органических растворителях.

Типичные неметаллы взаимодействуют с металлами с образованием соединений с ионной связью (такие как хлорид калия KCl, оксид магния MgO, сульфид натрия Na<sub>2</sub>S).

При взаимодействии неметаллов друг с другом образуются соединения с ковалентной связью. Например, в воде H<sub>2</sub>O, в аммиаке NH<sub>3</sub> связь ковалентная полярная, в метане CH<sub>4</sub> - связь ковалентная неполярная. С кислородом неметаллы образуют кислотные оксиды, с водородом - летучие водородные соединения.

Элементы главной подгруппы восьмой группы - гелий, неон, аргон, криптон, ксенон и радон - относятся к неметаллам. Они образуют особую группу элементов, которая называется инертными элементами (благородными газами).

Атомы инертных газов имеют на внешнем энергетическом уровне по 8 электронов (у гелия 2 электрона). Поэтому инертные газы химически не малоактивны. Они не соединяются друг с другом, не взаимодействуют с водородом и металлами. Только в 1962 году был получен тетрафторид ксенона XeF<sub>4</sub>. В настоящее время получены соединения криптона, ксенона и радона с фтором и кислородом. Молекулы инертных газов состоят из одного атома.

### УПРАЖНЕНИЯ

- 1 Где располагаются неметаллы в периодической системе элементов ?
- 2 Что общего в строении атомов неметаллов ?
- 3 Какой неметалл легче присоединяет электрон: а) углерод или азот; б) сера или фосфор; в) селен или теллур; г) йод или бром; д) кислород или хлор; е) азот или сера ? Почему ?

- 4 С какими элементами взаимодействуют неметаллы ? Соединения с каким типом связи образуется при этом ?
- 5 Что вы знаете об инертных элементах ?
- 6 Чем отличаются атомы инертных элементов от атомов других неметаллов ?

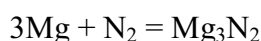
### 2.2.2 Подгруппа азота

**Азот** - элемент пятой группы периодической системы Д. И. Менделеева. Атом азота в соединениях может образовать четыре химические связи: три за счет не спаренных электронов  $3p$  - подуровня и одну по донорно-акцепторному механизму за счет электронной пары  $2s^2$ , которую азот представляет в качестве донора.

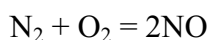
Азот образует двухатомные молекулы  $N_2$ , в которых атомы связаны тройной химической связью (за счет электронов  $2p$ -подуровней каждого атома),



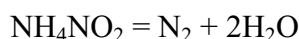
Наличие трех химических связей делает молекулу азота очень прочной, поэтому азот обладает малой реакционной способностью, вступая в химические реакции, как правило, при высоких температурах. При нагревании азот реагирует со многими металлами, образуя *нитриды*, например нитрид магния:



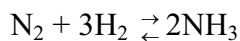
Азот соединяется с кислородом при температуре электрической дуги:



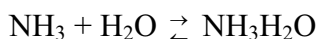
В промышленности азот получают из воздуха: объемная доля в воздухе составляет примерно 78 %. В лабораторных условиях азот получают, нагревая нитрит аммония



При взаимодействии азота с водородом (в присутствии катализатора, при повышенном давлении) образуется *аммиак* - бесцветный газ с резким запахом



Аммиак легко взаимодействует с водой и кислотами образуя *гидрат аммиака* и *соли аммония*:



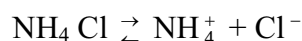
гидрат аммиака



хлорид аммония

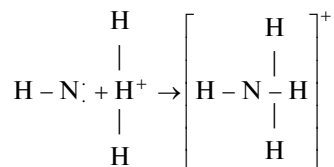
**Соли аммония в водных растворах диссоциируют на ионы:**



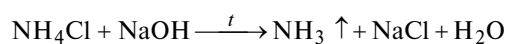


**катион  
аммония**

**Возникновение иона аммония связано с образованием химической связи по донорно-акцепторному механизму между атомом азота (донор) и ионном водорода (акцептор):**

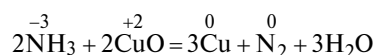


**При этом все четыре связи азот - водород в ионе аммония равноценны. Соли аммония могут быть использованы для получения аммиака в лабораторных условиях:**

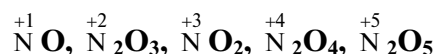


**Аналогичная реакция используется для определения присутствия в растворах катиона аммония (на их присутствие указывает запах выделяющегося аммиака).**

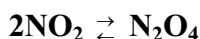
**Степень окисления азота в аммиаке равна - 3 (наименьшая степень окисления азота), поэтому аммиак и соли аммония могут быть восстановителями, например:**



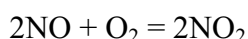
**С кислородом азот образует несколько оксидов, проявляя различные степени окисления:**



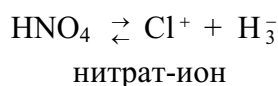
**Диоксид азота NO<sub>2</sub> и тетраоксид диазота N<sub>2</sub>O<sub>4</sub> являются оксидами азота (IV). Они обычно существуют в смеси, легко переходя друг в друга:**



**Из оксидов азота только оксид азота (II) может быть получен из простых веществ, другие получают косвенным путем. Например, оксид азота (IV) можно получить по одной из следующих реакций:**



**Важным соединением азота является азотная кислота HNO<sub>3</sub>. В водных растворах она является сильно одноосновной кислотной, практически полностью диссоциируя на ионы:**



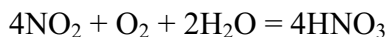
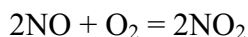
Азотная кислота проявляет все характерные свойства кислот, реагируя с основными оксидами, основаниями и некоторыми солями. Азотная кислота – сильный окислитель, она окисляет многие неметаллы и металлы, например:



**Продукты, получаемые при взаимодействии азотной кислоты с металлами, зависят от активности металлов и концентрации азотной кислоты (при этом водород из азотной кислоты металлы не вытесняют).**

В промышленности азотную кислоту получают, используя аммиак:

Катализатор

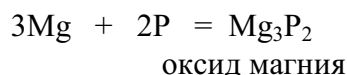
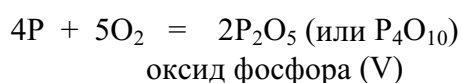
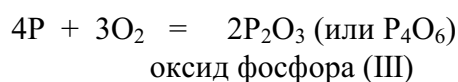


Соли азотной кислоты - *нитраты*, например  $\text{NaNO}_3$  - нитрат натрия.

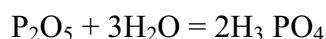
Элемент **фосфор (P)**, как и азот, находится в пятой группе системы Д. И. Менделеева (главной подгруппы). Электронная формула  $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^3$ . В соединениях фосфор проявляет степени окисления -3, +3, и +5.

Фосфор образует несколько аллотропических модификаций. *Белый фосфор* - мягкое кристаллическое вещество, состоит из молекул  $\text{P}_4$ , ядовит, хорошо растворим в сероуглероде (растворитель). При нагревании белого фосфора образуется *красный фосфор*, который в отличие от белого не ядовит и не растворяется в сероуглероде. Наиболее химически устойчивая модификация фосфора - *черный фосфор*.

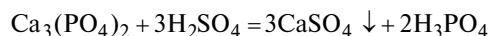
Химическая активность фосфора зависит от модификации: наиболее активен белый фосфор, наименее - черный. Фосфор реагирует со многими неметаллами и металлами, например:



Важным соединением фосфора является *фосфорная (ортофосфорная) кислота*  $\text{H}_3\text{PO}_4$ , которая образуется при взаимодействии оксида фосфора (V) с водой:



**или при действии серной кислоты на фосфат кальция:**



**Эта кислота трехосновна, в значительной степени она диссоциирует только по первой ступени.**

Фосфорная кислота образует средние соли - *фосфату* ( $\text{K}_3\text{PO}_4$  - фосфат калия) и два типа кислых солей - *гидрофосфаты* ( $\text{K}_2\text{HPO}_4$ ) и *дигидрофосфаты* ( $\text{KH}_2\text{PO}_4$ ).

Азот и фосфор - важные элементы, обеспечивающие жизнедеятельность растений. Поэтому их вносят в почву при возделывании сельскохозяйственных культур в виде *азотных* и *фосфорных удобрений*. Важнейшими азотными и фосфорными удобрениями являются жидкий аммиак или его раствор, селитры: калиевая  $\text{KNO}_3$ , натриевая  $\text{NaNO}_3$ , аммиачная  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  и кальциевая  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ , мочевины  $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ , простой суперфосфат -  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$  с примесью  $\text{CaSO}_4$ , двойной суперфосфат  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ , преципитат  $\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ , аммофос  $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$ , диаммофос  $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ .

## УПРАЖНЕНИЯ

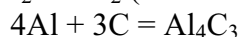
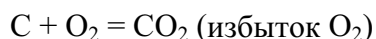
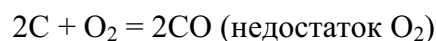
- 1 Напишите электронную конфигурацию атома азота и фосфора.
- 2 Какие типы химических связей может образовать атом азота? Какие аллотропические модификации имеет фосфор?
- 3 Какую степень окисления проявляют азот и фосфор?
- 4 Напишите уравнения реакций, в которые может вступать: а) азот; б) фосфор.
- 5 Какие вы знаете способы получения азота?
- 6 Какие свойства проявляет аммиак? Как его можно получить в лабораторных условиях?
- 7 Какие оксиды образует азот и фосфор?
- 8 Как можно получить азотную и ортофосфорную кислоты? Какими свойствами они обладают?
- 9 Где используются соединения азота и фосфора?

### 2.2.3 Подгруппа углерода

**Углерод** находится в главной подгруппе четвертой группы периодической системы элементов Д. И. Менделеева. На внешнем энергетическом уровне углерода имеются свободные *2p*-орбитали, что позволяет атому переходить в возбужденное состояние. За счет четырех неспаренных электронов атом углерода (в возбужденном состоянии) образует четыре химической связи, проявляя степени окисления +4 или -4. Для углерода характерны и другие степени окисления, например +2.

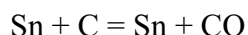
Углерод образует три аллотропические модификации: *алмаз*, *графит*, и *карбин*. Эти твердые простые вещества имеют различную структуру.

Углерод химически мало активен при обычных условиях: большинство реакций с его участием протекает при высокой температуре. Для углерода характерны реакции с неметаллами и металлами, например:



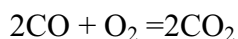
карбид  
алюминия

Углерод обладает восстановительной способностью (при высоких температурах), поэтому его используют для получения многих металлов, например:



Углерод образует два оксида: оксид углерода (II) CO (*угарный газ*) и оксид углерода (IV) CO<sub>2</sub> (*углекислый газ*). Оба они могут быть получены из простых веществ.

Оксид углерода (II) - несолеобразующий оксид. Он проявляет восстановительные свойства, например горит с образованием CO<sub>2</sub>:



Оксид углерода (IV) - кислотный оксид. Он не поддерживает горение: зажженная лучина, внесенная в этот газ, гаснет (это используется для обнаружения углекислого газа).

Углекислый газ в промышленности получают из простых веществ или прокаливая известняк:



**а в лабораторных условиях - действием сильных кислот на карбонат кальция:**

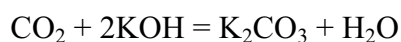


Оксид углерода (IV) немного растворим в воде и взаимодействует с ней, образуя слабую двухосновную *угольную кислоту* H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>. Эта кислота в незначительной степени диссоциирует по двум ступеням:



Угольная кислота малоустойчива: легко разлагается на углекислый газ и воду.

Угольная кислота образует два типа солей: *карбонаты* (средние) и *гидрокарбонаты* (кислые). Соли образуются при пропускании CO<sub>2</sub> в раствор щелочи:



карбонат  
калия

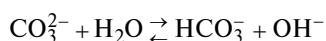
или в избытке углекислого газа:



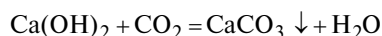
гидрокарбонат

калия

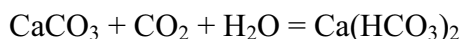
Растворы карбонатов имеют щелочную реакцию (окрашивают индикатор фенолфталеин в малиновый цвет) вследствие гидролиза:



При действии кислот на карбонаты и их растворы происходит вспенивание - выделяется углекислый газ. При пропускании газа через известковую воду [раствор  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ] образуется белый осадок:



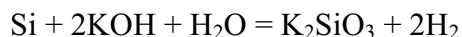
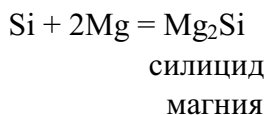
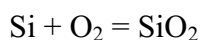
**Осадок исчезает в избытке углекислого газа:**



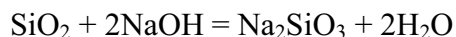
**При помощи этих реакций обычно определяют присутствие карбонатов.**

Элемент **кремний** (Si) входит в подгруппу углерода, электронная формула атома:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ .

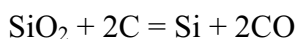
Как и углерод, кремний относится к металлам. В Химическом отношении кремний достаточно инертен. При нагревании он может реагировать с некоторыми неметаллами, металлами и концентрированными растворами щелочей:



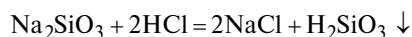
Оксид кремния (IV), или *кремнезем*  $\text{SiO}_2$ , является кислотным оксидом. Кремнезем - основной компонент песка и многих горных пород. Этот оксид химически инертен, не реагирует с водой, взаимодействует с щелочами при сплавлении:



Оксид кремния используется для получения кремния (при высокой температуре):



Оксиду кремния (IV) соответствует очень слабая кремниевая кислота  $\text{H}_2\text{SiO}_3$  (точнее  $x\text{SiO}_2 \cdot y\text{H}_2\text{O}$ , где  $x \geq 1$  и  $y \geq 1$ ). Кремниевую кислоту получают действием кислот на растворы солей кремниевой кислоты:



Соли кремниевой кислоты называют *силикатами* ( $\text{Na}_2\text{SiO}_3$  - силикат натрия).

Оксид кремния (IV) и силикаты входят в состав многих природных веществ (глина, шпаты, слюда, асбест и др.). Многие силикаты вырабатываются промышленностью (стекло, фарфор, керамика, цемент) и имеют важное практическое значение.

### Упражнения

- 1 Напишите электронную конфигурацию атома углерода и кремния.
- 2 Какие аллотропические модификации имеет углерод ?
- 3 Какую степень окисления проявляет углерод и кремний ?
- 4 Напишите уравнения реакций, в которые может вступать: а) углерод; б) кремний.
- 5 Какие оксиды образует углерод и кремний ? Назовите их основные свойства.
- 6 Как можно получить угольную и кремневую кислоту ? Какими свойствами они обладают ?
- 7 Где используются соединения углерода и кремния ?

### СОДЕРЖАНИЕ

## I. ОБЩАЯ ХИМИЯ

### ВВЕДЕНИЕ

- § 1. Вещества.
- § 2. Свойства веществ
- § 3. Физические и химические явления.

## II. АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНОЕ УЧЕНИЕ И ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ

- § 4. Молекулярное строение вещества.
- § 5. Атомы. Химические элементы.
- § 6. Относительная атомная масса.
- § 7. Закон постоянства состава. Химические формулы. Относительная молекулярная масса
- § 8. Моль.
- § 9. Валентность
- § 10. Закон сохранения массы веществ.
- § 11. Химические уравнения.
- § 12. Закон эквивалентов
- § 14. Молярный объем газа (первое следствие из закона Авогадро)
- § 15. Расчет относительной плотности газов (второе следствие из закона Авогадро)
- § 16. Расчет относительной молекулярной массы газа
- § 17. Закон объемных отношений газов.
- § 18. Атомно - молекулярное учение

## III. ВЫЧИСЛЕНИЯ ПО ХИМИЧЕСКИМ ФОРМУЛАМИ УРАВНЕНИЯМ

- § 19. Расчеты по химическим формулам
- § 20. Расчеты по химическим уравнениям
- § 21. Практическое применение химических расчетов

## IV. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ Д-И. МЕНДЕЛЕЕВА. СТРОЕНИЕ АТОМА

**§ 22. Периодический закон и периодическая система элементов Д. И. Менделеева**

**§ 23. Строение атома**

**§ 24. Изотопы**

**§ 25. Ядерные реакции. Энергия атомного ядра и ее использование**

**§ 26. Строение электронной оболочки атома**

**§ 27. Периодическая система элементов Д. И. Менделеева электронная теория строения атомов**

**§ 28. Зависимость химических свойств элементов строения их атомов**

**§ 29. Значение периодического закона и периодической системы элементов Д. И.**

Менделеева

## **V. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ И СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА**

**§ 30. Ковалентная связь**

**§ 31. Характеристики ковалентной связи**

**§ 32. Полярность молекул**

**§ 33. Электроотрицательность**

**§ 34. Ионная связь**

**§ 35. Водородная связь**

**§ 36. Металлическая связь**

**§ 37. Валентность и степень окисления**

**§ 38. Агрегатные состояния веществ**

**§ 39. Кристаллические решетки**

## **VI. ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ**

**§ 40. Классификация неорганических соединений**

**§ 41. Названия и формулы оксидов**

**§ 42. Названия и формулы оснований**

**§ 43. Названия и формулы кислот**

**§ 44. Названия и формулы солей**

**§ 45. Свойства и получение оксидов**

**§ 46. Свойства и получение оснований**

**§ 47. Свойства и получение кислот**

**§ 48. Амфотерные гидроксиды**

**§ 49. Свойства и получение солей**

**§ 50. Генетическая связь между основными классами неорганических соединений**

## **VII. ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ И ЗАКОНОМЕРНОСТИ ИХ ПРОТЕКАНИЯ**

- § 51. Типы химических реакций
- § 52. Окислительно-восстановительные реакции
- § 53. Тепловые эффекты реакций
- § 54. Скорость химических реакций
- § 55. Химическое равновесие

## **VIII. РАССТВОРЫ И ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ**

- § 56. Растворы
- § 57. Электролитическая диссоциация
- § 58. Электролиз.

## **IX. НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ**

- § 59. Свойства металлов. Сплавы
- § 60. Ряд стандартных электродных потенциалов
- § 61. Руды. Получение металлов
- § 62. Щелочные металлы
- § 63. Магний и кальций
- § 64. Алюминий
- § 65. Хром и марганец
- § 66. Железо

**Список литературы.**



