

# 1 Химические элементы. Атом. Строение атома.

**Химический элемент** — совокупность одинаковых атомов.

**Атом** — мельчайшая химически неделимая электронейтральная частица вещества, состоящая из положительного ядра и отрицательных электронов.

**Ядро** — центральная часть атома, состоящая из протонов и нейтронов.

**Протон** — элементарная частица в ядре, имеющая заряд положительный и массу. Количество протонов равно порядковому номеру.

**Нейтрон** — элементарная частица в ядре, не имеющая заряд, но имеющая массу.

**Электрон** — элементарная частица в ядре, имеющая отрицательный заряд, равный минус заряду протона, масса пренебрежимо мала.

**Молекула** — мельчайшая частица вещества, способная существовать самостоятельно, сохраняющая его состав и химические свойства.

## 1.1 Атомная масса. Относительная атомная масса.

**Атомная масса** — масса атома в граммах.

**Атомная единица массы (АЕМ)** —  $\frac{1}{12}$  часть массы ядра углерода. Обозначается  $u = 1.66 \cdot 10^{-24}$  г.

**Относительная атомная масса** — отношение массы атома к атомной единице массы. Обозначается  $A_r(X) = \frac{m_a(X)}{u}$ .

## 1.2 Массовая доля.

**Массовая доля** — отношение массы части к массе целого.

Обозначается  $w(X) = \frac{m(X_1)}{m(X_1)+m(X_2)+\dots} \cdot 100\% = \frac{n(X) \cdot A_r(X)}{M_r(\text{вещества})} \cdot 100\%$ .

# 2 Простые и сложные вещества.

**Простые вещества** — вещества, образованные атомами одного химического элемента.

**Аллотропия** — явление существования нескольких простых веществ, образованных атомами одного химического элемента. Простые вещества, состоящие из атомов одного химического элемента — аллотропные модификации (аллотропные видоизменения).

Простые вещества по свойствам делят на:

- Металлы
- Неметаллы

**Сложные вещества** — вещества, образованные атомами разных химических элементов. Сложные вещества по свойствам делят на:

- Органические
- Неорганические

## 2.1 Основные классы неорганических соединений.

**Оксиды** — вещества, состоящие из двух элементов, одним из которых является кислород в степени окисления  $-2$ . Примеры:  $Fe_2O_3$ ,  $SO_2$ .

**Основания** — сложные вещества, в состав которых входят атомы металлов и одна или две гидроксогруппы  $OH$ . Примеры:  $Ca(OH)_2$ ,  $KOH$ .

**Кислоты** — вещества, содержащие атомы водорода, способные замещаться на металл, и кислотные остатки. Примеры:  $HNO_3$ ,  $H_2SO_4$ .

**Соли** — сложные вещества, в состав которых входят атомы металлов и кислотные остатки. Примеры:  $NaCl$ ,  $Ca_3(PO_4)_2$ .

## 2.2 Оксиды.

### 2.2.1 Общая характеристика оксидов.

**Основные оксиды** — оксиды, которые реагируют с кислотами, образуя соль и воду. Степень окисления элемента, образующего оксид  $+1$  или  $+2$ .

**Амфотерные оксиды** — оксиды, которые реагируют как с кислотами, так и с основаниями, образуя соли. Степень окисления элемента, образующего оксид  $+3$  или  $+4$ .

**Кислотные оксиды** — оксиды, которые реагируют с основаниями, образуя соль и воду. Степень окисления элемента, образующего оксид  $\geq +5$ .

**Несолеобразующие оксиды** — оксиды, не реагирующие с кислотами или основаниями при обычных условиях. Примеры таких оксидов: оксид углерода (II)  $CO$ , оксид кремния (II)  $SiO$ , оксид азота (I)  $N_2O$ , оксид азота (II)  $NO$ .

**Названия.** 1, 2 и 3 основная подгруппа — оксид без числа.

### 2.2.2 Химические свойства основных оксидов.

1. Основной оксид + вода  $\rightarrow$  основание. Пример:  $CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$ .
2. Основной оксид + кислота  $\rightarrow$  соль + вода. Пример:  $CuO + H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 + H_2O$ .
3. Основной оксид + кислотный оксид  $\rightarrow$  соль. Пример:  $MgO + CO_2 \rightarrow MgCO_3$ .
4. Основной оксид + амфотерный оксид  $\rightarrow$  амфотерный оксид. Пример:  $Na_2O + Al_2O_3 \rightarrow 2NaAlO_2$ .

### 2.2.3 Химические свойства кислотных оксидов.

1. Кислотный оксид + вода  $\rightarrow$  кислота. Оксид кремния ( $SiO_2$ ) с водой не реагирует! Пример:  $SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$ .
2. Кислотный оксид + основание  $\rightarrow$  соль + вода. Пример:  $SO_2 + 2NaOH \rightarrow Na_2SO_3 + H_2O$ .
3. Кислотный оксид + основной оксид  $\rightarrow$  соль. Пример:  $CO_2 + CaO \rightarrow CaCO_3$ .

### 2.2.4 Химические свойства амфотерных оксидов.

1. Амфотерные оксиды при взаимодействии с кислотой или кислотным оксидом проявляют свойства, характерные для основных оксидов. Так же, как основные оксиды, они взаимодействуют с кислотами, образуя соль и воду. Пример:  $ZnO + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2O$ .
2. Амфотерные оксиды при взаимодействии со щёлочью или с оксидом щелочного или щелочноземельного металла проявляют кислотные свойства. При сплавлении их со щелочами протекает химическая реакция, в результате которой образуются соль и вода. Пример:  $ZnO + 2KOH \rightarrow K_2ZnO_2 + H_2O$ .

### 2.2.5 Общие способы получения оксидов.

1. Оксиды образуются при взаимодействии простых веществ с кислородом. Примеры:  $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$ ;  $2Cu + O_2 \rightarrow 2CuO$ .
2. Оксиды можно получать путем обжига или при сжигании некоторых бинарных соединений. Пример:  $2ZnS + 3O_2 \rightarrow 2ZnO + 2SO_2$ .
3. Оксиды образуются при термическом разложении некоторых солей, оснований и кислот. Примеры:  $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$ ;  $Cu(OH)_2 \rightarrow CuO + H_2O$ ;  $H_2CO_3 \rightarrow H_2O + CO_2$ .

## 2.3 Основания.

### 2.3.1 Общая характеристика оснований.

$M(OH)_n$ ,  $M$  — знак металлического химического элемента,  $n$  — индекс, численно совпадающий с валентностью металла.

По способности растворяться в воде основания делят на:

- Растворимые(щелочи). Примеры:  $NaOH, KOH, Ca(OH)_2$ .
- Практически нерастворимые. Примеры:  $Cu(OH)_2, Fe(OH)_2, Cr(OH)_2$ .

### 2.3.2 Физические свойства оснований.

Классификация щелочей по их растворимости в воде:

- Хорошо растворимые. Примеры:  $LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH, FrOH, Ba(OH)_2, Ra(OH)_2$ .
- Малорастворимые. Примеры:  $Ca(OH)_2, Sr(OH)_2$ .

### 2.3.3 Химические свойства оснований.

1. Кристаллы щелочей при растворении в воде полностью диссоциируют, то есть распадаются на положительно заряженные ионы и отрицательно заряженные гидроксиды-ионы. Примеры:  $NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$ ;  $Ca(OH)_2 \rightarrow Ca^{2+} + 2OH^-$ .
2. Растворы щелочей изменяют окраску индикаторов. Фактически с индикатором взаимодействуют гидроксид-ионы, содержащиеся в растворе любой щёлочи. При этом протекает химическая реакция с образованием нового продукта, признаком протекания которой является изменение окраски вещества.
3. Щелочи взаимодействуют с кислотами, образуя соль и воду. **Реакция нейтрализации** — частный случай реакции обмена: при взаимодействии щелочи и кислоты образуются соль и вода. Примеры:  $NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$ ;  $Ca(OH)_2 + 2HNO_3 \rightarrow Ca(NO_3)_2 + 2H_2O$ .
4. Щелочи взаимодействуют с кислотными оксидами, образуя соль и воду. Примеры:  $Ca(OH)_2 + CO_2 \rightarrow CaCO_3 \downarrow + H_2O$ ;  $6NaOH + P_2O_5 \rightarrow 2Na_3PO_4 + 3H_2O$ .
5. Щелочи могут взаимодействовать с растворимыми в воде солями. Реакция обмена между основанием и солью возможна в том случае, если оба исходных вещества растворимы, а в результате образуется хотя бы одно нерастворимое вещество (выпадает осадок). Примеры:  $2NaOH + CuSO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + Cu(OH)_2 \downarrow$ ;  $Ca(OH)_2 + Na_2CO_3 \rightarrow CaCO_3 \downarrow + 2NaOH$ .
6. Малорастворимые щелочи при нагревании разлагаются на оксид металла и воду. Пример:  $Ca(OH)_2 \xrightarrow{t^\circ} CaO + H_2O \uparrow$ .

### 2.3.4 Общие химические свойства нерастворимых оснований.

1. Нерастворимые основания взаимодействуют с кислотами, образуя соль и воду. Примеры:  $Cu(OH)_2 + H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 + 2H_2O$ ;  $Fe(OH)_3 + 3HCl \rightarrow FeCl_3 + 3H_2O$ .
2. Некоторые нерастворимые основания могут взаимодействовать с некоторыми кислотными оксидами, образуя соль и воду. Пример:  $Cu(OH)_2 + SO_3 \xrightarrow{t^\circ} CuSO_4 + H_2O$ .
3. Нерастворимые основания при нагревании разлагаются на оксид металла и воду. Примеры:  $Cu(OH)_2 \xrightarrow{t^\circ} CuO + H_2O$ ;  $2Fe(OH)_3 \xrightarrow{t^\circ} Fe_2O_3 + 3H_2O$ .

### 2.3.5 Получение оснований.

**Общие способы получения щелочей:**

1. Щелочи образуются при взаимодействии щелочных и щелочноземельных металлов с водой. Протекает реакция замещения, в ходе которой кроме щёлочи образуется водород. Активные металлы энергично взаимодействуют с водой при обычных условиях. Примеры:  $2Na + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2 \uparrow$ ;  $Ca + 2H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + H_2 \uparrow$ .
2. Щёлочи образуются при взаимодействии оксидов щелочных и щелочноземельных металлов с водой. При этом протекает реакция соединения. Примеры:  $Li_2O + H_2O \rightarrow 2LiOH$ ;  $CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$ .
3. В промышленности гидроксид натрия и калия получают путём электролиза: пропускают постоянный электрический ток через раствор хлорида натрия или калия. Пример:  $2NaCl + 2H_2O \xrightarrow{\text{эл. ток}} 2NaOH + H_2 \uparrow + Cl_2 \uparrow$ .

**Получение нерастворимых оснований:**

Чтобы получить нерастворимое основание, следует к раствору соли соответствующего металла добавить раствор щелочи. Примеры:  $CuCl_2 + 2KOH \rightarrow Cu(OH)_2 \downarrow + 2KCl$ ;  $FeCl_3 + 3NaOH \rightarrow Fe(OH)_3 \downarrow + 3NaCl$ .

## 3 Валентность. Степень окисления.

**Валентность** — численная характеристика способности атомов элемента соединяться с определенным числом атомов других элементов. За единицу валентности принята валентность атомов водорода.

**Элементы с постоянной валентностью:**

Элемент	Валентность
<i>H, F, Li, Na, K, Ag</i>	<i>I</i>
<i>O, Be, Mg, Ca, Ba, Zn</i>	<i>II</i>
<i>Al</i>	<i>III</i>

Суммы единиц валентности каждого элемента в формуле бинарного соединения равны.

**Степень окисления** — условный заряд атома химического элемента в веществе.

**Правила:**

- Степень окисления простого вещества равна 0.
- В сложных веществах:
  - Степень окисления водорода в соединениях с неметаллами равна +1, а в соединениях с металлами — -1.
  - Степень окисления кислорода равна -2. Исключения:  $O^{+2}F_2^{-1}$ ,  $H_2^{+1}O_2^{-1}$ .
  - Степень окисления фтора всегда равна -1.
  - Степень окисления металла — положительная и совпадает с его валентностью. Может быть постоянной и переменной:  $Na^{+1}$ ;  $K^{+1}$ ;  $Ca^{+2}$ ;  $Mg^{+2}$ ;  $Al^{+3}$ ;  $Fe^{+2}$ ,  $Fe^{+3}$ ;  $Cu^{+1}$ ,  $Cu^{+2}$ .
  - Степень окисления неметалла может быть как положительная, так и отрицательная. Численные значения тоже совпадают с валентностью:  $C^{+4}$ ,  $C^{+2}$ ,  $C^{-4}$ ;  $N^{+5}$ ,  $N^{+4}$ ,  $N^{+3}$ ,  $N^{+2}$ ,  $N^{+1}$ ,  $N^{-3}$ ;  $S^{+6}$ ,  $S^{+4}$ ,  $S^{-2}$ .
- Сумма степеней окисления элементов в веществе равна 0.

## 4 Закон сохранения массы.

**Закон.** Масса веществ, вступивших в химическую реакцию, равна массе образовавшихся веществ.

## 5 Термохимия.

**Тепловой эффект** — максимальное количество выделившейся или поглотившейся в ходе реакции теплоты.

$Q$  — выделившаяся энергия. Тогда при:

- $Q > 0$  — экзотермическая реакция.
- $Q < 0$  — эндотермическая реакция.

**Энергия связи** — энергия, которая тратится на разрыв связи.

Химическое уравнение с указанием теплового эффекта называется термохимическим.

Термодинамические системы:

- Открытые. Обмен веществом и теплом.
- Закрытые. Обмен только теплом.
- Изолированные. Обмена нет.

Характеристика ТДС:

- Параметры:  $V$  (объем),  $\nu$  (количество),  $p$  (давление),  $T$  (температура).
- Функции состояния системы:
  1. Изменение внутренней энергии  $U$ .
  2. Энтальпия (теплосодержание).  $H = U + p \cdot V$ .

При  $T$  — константа процесс изотермический.

При  $p$  — константа процесс изобарический.

При  $V$  — константа процесс изохорический.

**Энтальпия** — тепловой эффект химической реакции при изобарическом и изотермическом процессе, который касается ТДС, а не окружающей среды.

Термохимическое уравнение:  $H_2(g) + Cl_2(g) \rightarrow 2HCl + 184 \text{ кДж}$ .

Термодинамическое уравнение:  $\frac{1}{2}H_2(g) + \frac{1}{2}Cl_2(g) \rightarrow HCl(g)$ .

**Законы Термохимии:**

- **Закон Гесса.** Тепловой эффект зависит только от начального и конечного состояния системы.  
Следствия из закона Гесса:
  1. Тепловой эффект химической реакции равен разности конечных и начальных веществ с учетом их количества.

Теплотой образования называется тепловой эффект образования одного моля сложного вещества из простых. Теплота образования простых веществ равна 0.

- **Закон Лавуазье-Лапласа.** Тепловой эффект прямой реакции численно равен тепловому эффекту обратной реакции, с другим знаком.

## 6 Химическая кинетика.

Раздел химии, изучающий скорость химических реакций и факторы влияющие на скорость.

$$V_{xp} = \pm \frac{\Delta n}{\Delta t}.$$

$c = \frac{n}{V}$  — концентрация.

Гомогенные реакции — реакции, в которых реагенты и продукты реакции находятся в одной фазе.  $V_{xp} = \pm \frac{\Delta n}{\Delta t V}$ .

Гетерогенные реакции — реакции, в которых реагенты и продукты реакции находятся в разных фазах, при этом реакция протекает на границе раздела фаз.  $V_{xp} = \pm \frac{\Delta n}{\Delta t S}$ .

Факторы влияющие на  $V_{xp}$ :

1. Природа реагирующих веществ.
2. Катализаторы.
3. Концентрации.
4. Температуры.
5. Давление.

**Закон действующих масс.** Скорость химической реакции в каждый момент времени пропорциональна текущим концентрациям реагирующих веществ, возведенным в соответствующие степени.  $V_{xp} = k \cdot c_{A_1}^{x_1} \cdot \dots \cdot c_{A_n}^{x_n}$ .  $k$  — константа скорости, зависящая от температуры.

**Давление.** По закону Бойля-Мариотта при  $T = const$ ,  $P \cdot V = const$ .

**Правило Вант Гоффа.** При повышении температуры на каждые 10 градусов, скорость химической реакции возрастает в 2 — 4 раза.  $\frac{V(t_1)}{V(t_2)} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}} = \frac{\tau_1}{\tau_2}$ .  $\gamma = 2 - 4$ , температурный коэффициент скорости.

## 7 Химическое равновесие.

**Принцип Ле Шателье.**

$NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$ . В обратную сторону не пойдет, поэтому **необратимая реакция**.

$N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$ . **Обратимая реакция**.

Признак необратимой реакции: выпадение осадка, выделение газа.

Обратимых реакций больше.

Количественной характеристикой равновесия служит константа равновесия, которая выводится из кинетических уравнений прямой и обратной реакций.

$$V_{пр} = k_{пр} \cdot [N_2] \cdot [H_2]^3. V_{обр} = k_{обр} \cdot [NH_3]^2.$$

$$k_{пр} \cdot [N_2] \cdot [H_2]^3 = k_{обр} \cdot [NH_3]^2.$$

$$k_{равн} = \frac{k_{пр}}{k_{обр}} = \frac{[NH_3]^2}{[N_2] \cdot [H_2]^3}.$$

Если на равновесную систему оказывается внешнее воздействие, то равновесие смещается в сторону реакции, ведущей к уменьшению данного воздействия.

При увеличении концентрации веществ в равновесной системе, равновесие смещается в сторону их расходования.

При уменьшении — в сторону образования.

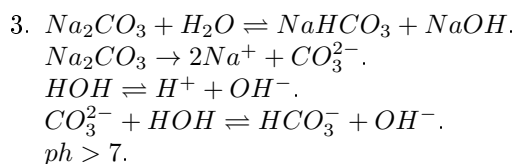
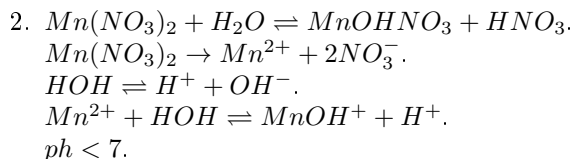
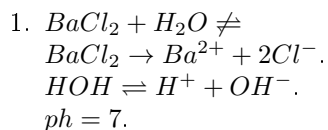
При увеличении давления в равновесной системе, равновесие смещается в сторону реакции, ведущей к уменьшению объема.

При повышении температуры равновесие смещается в сторону экзотермической реакции. При уменьшении — в сторону эндотермической.

## 8 Гидролиз.

**Гидролиз** — химическая реакция между веществом и водой, в результате которой происходит разложение этого вещества и воды с образованием новых соединений. Эндотермический процесс.

- Соли, образованные двумя сильными электролитами, не нейтрализуются.
- Соли, образованные слабыми основаниями и сильными кислотами, гидролизуются по катиону слабого основания с образованием кислотного раствора.
- Соли, образованные сильными основаниями и слабыми кислотами, гидролизуются по аниону кислотного остатка слабой кислоты с образованием щелочной среды.



4. Соли, образованные слабыми электролитами:

- 1) Необратимый гидролиз.  
 $Al_2 + H_2O \rightarrow 2Al(OH)_3 \downarrow + 3H_2S \uparrow$ .
- 2) Обратимый гидролиз.  
 $(NH_4)_2S + H_2O \rightleftharpoons NH_4OH + NH_4HS$ .

5. Совместный. Если в растворе одновременное присутствуют две соли, одна из которых образованна слабой кислотой, а другая слабым основанием и в таблице растворимости нет информации о существование одной из новых солей в растворе, то это случай совместного взаимно усиливающего гидролиза.

Индикаторы	Нейтральная среда ( $ph = 7$ )	Кислотная среда ( $ph < 7$ )	Щелочная среда ( $ph > 7$ )
Лакмус	Фиолетовый	Красный	Синий
Фенолфталеин	Прозрачный бесцветный	Прозрачный бесцветный	Малиновый
Метилоранж	Оранжевый	Красный	Желтый

## 9 Окислительно-восстановительные реакции.

**ОВР** — процессы, которые протекают с изменением степеней окисления элементов.

**Степень окисления** — условный заряд элемента в соединении, который высчитывается из предположения, что все вещество состоит из ионов, а сумма зарядов равна 0.

**Окислители** — атомы или группы атомов, принимающие электроны. Сам процесс присоединения — **восстановление**.

**Восстановители** — атомы или группы атомов, отдающие электроны. Сам процесс присоединения — **окисление**.

Окислители	Восстановители
1) Простые вещества: $F_2, O_2, Cl_2$ . 2) Сложные вещества: а) ионы, содержащие неметаллы в высших степенях окисления. $NO_3^-, SO_4^{2-}$ . б) ионы, содержащие металлы в высших степенях окисления. $MnO_4^-, MnO_4^{2-}, CrO_4^{2-}, Cr_2O_7^{2-}, FeO_4^{2-}$ . 3) Катионы металла, имеющие переменную степень окисления, находящиеся в высшей степени окисления. $Cu^{2+}, Fe^{3+}, Mn^{4+}, Pb^{4+}$ .	1) Простые вещества: $Me, H_2, C$ . 2) Сложные вещества: а) $CO$ . б) ионы, содержащие неметаллы в низших степенях окисления. $N^{3-}H_4^+, P^{3-}H_4^+, S^{2-}, I^-$ .

Классификация ОВР:

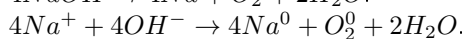
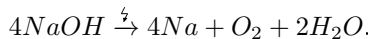
- Межмолекулярное окисление-восстановление.  
 $HCl^-$  (восстановитель) +  $KMn^{+7}O_4$  (окислитель)  $\rightarrow Cl_2 + MnCl_2 + KCl + H_2O$
- Внутримолекулярное окисление-восстановление.  
 $(NH_4)_2Cr_2O_7 \rightarrow N_2 + Cr_2O_3 + H_2O$ .
- Диспропорционирование — атомы одного и того же элемента переходят из одной степени окисления в разные.
- Конпропорционирование.

## 10 Электролиз.

**Электролиз** — ОВР, протекающая на электродах в растворах или расплавах электролита, при постоянном воздействии электричества.

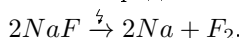
### 1. Расплавы:

#### а) Щелочи:



#### а) Соли:

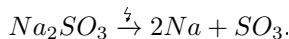
#### I) Бескислородных кислот:



#### II) Кислородсодержащих кислот, элементы в кислотном остатке в высшей степени окисления:



#### III) Кислородсодержащих кислот, элементы в кислотном остатке не в высшей степени окисления:

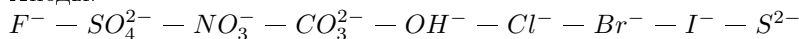


### 2. Растворы:

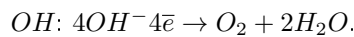
#### • Катод:

$Me$ в ряду активности левее $Al$	$Me$ между $[Mn - H_2]$	$Me$ правее $(H_2)$
$Me^{x+}, 2H_2O + 2\bar{e} \rightarrow H_2 + 2OH^-$	$Me^{x+} + x\bar{e} \rightarrow Me^0, 2H_2O + 2\bar{e} \rightarrow H_2 + 2OH^-$	$Me^{x+} + x\bar{e} \rightarrow Me^0, H_2O$

#### • Аноды:



$An^{y-}$ левее $OH^-$	правее $OH^-$
$An^{y-}, 2H_2O - 4\bar{e} \rightarrow O_2 + 4H^+$	$\dots - 2\bar{e} \rightarrow \dots^0, H_2O$



## 11 Закон Фарадея.

$m = \frac{M \cdot Y \cdot t}{n_e \cdot F}$ .  $m$  — г, масса вещества;  $M$  — г/моль, молярная масса;  $Y$  — А, сила тока;  $t$  — сек, время;  $n_e$  — количество электронов, участвовавших в процессе;  $F = 96500$  Кл/моль.

## 12 Химия элементов.

### 12.1 Галогены.

$VII$  — А группа.

Элементы:  $F, Cl, Br, I, At$ . Общая формула:  $ns^2np^5$ .

Нахождение в природе:

- $F$ :  $Ca_5(PO_4)_3F$  — фторапатиты.  
 $CaF_2$  — флуорит.
- $Cl$ :  $NaCl$   
 $NaCl \cdot KCl$  — сильвинит.
- $Br$ :  $NaBr$
- $I$ : в морских водорослях.

Медицинско-биологическое значение:

- $F$ : отвечает за целостность костей и зубной эмали.
- $Cl$ : отвечает за целостность клеток; содержится в желудочном соке.
- $Br$ : обладает седативным (успокаивающим) эффектом на центральную нервную систему.
- $I$ : содержится в щитовидной железе  $\Rightarrow$  отвечает за работу эндокринной системы.

#### 12.1.1 Галогенные простые вещества

$F_2$  (светло-желтый газ),  $Cl_2$  (желто-зеленый газ),  $Br_2$  (бурая жидкость),  $I_2$  (серые кристаллы с металлическим блеском),  $At_2$  (металл).

$Hal_2$  — связь ковалентная неполярная, молекулярная кристаллическая решетка.

Промышленное использование:

- $F_2$ : ракетное топливо, производство полимерных материалов, медицины и фармацевтика.
- $Cl_2$ : отбеливание бумаги и тканей, обеззараживание воды, медицины и фармацевтика, органические синтез, полимерные материалы.
- $Br_2$ : медицины и фармацевтика, органический синтез.
- $I_2$ : медицины и фармацевтика, обеззараживающее средство.

Степени окисления в соединениях:

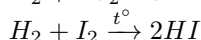
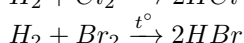
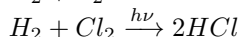
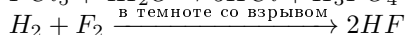
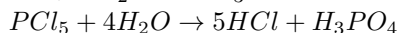
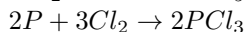
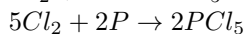
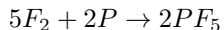
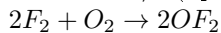
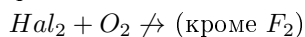
- $F$ :  $-1$
- $Cl$ :  $-1, +1, +3, +5, +7$
- $Br$ :  $-1, +1, +3, +5, +7$
- $I$ :  $-1, +1, +3, +5, +7$



Химические свойства:

- Взаимодействие с простыми веществами:

I) С неметаллами.

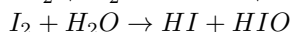
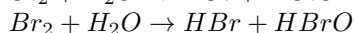
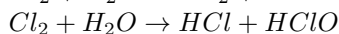
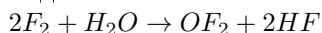


II) С металлами.

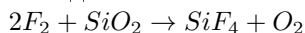
Соли галогено-водородных оснований.

- Взаимодействие со сложными веществами:

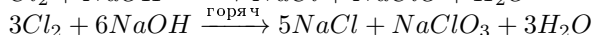
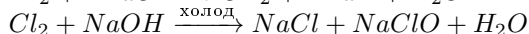
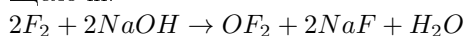
I) Вода.



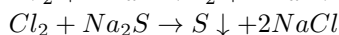
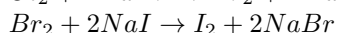
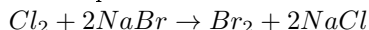
II) Оксиды.



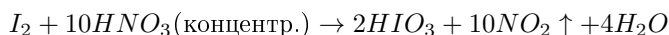
III) Щелочи.



IV) Некоторые соли.

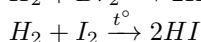
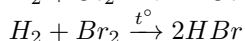
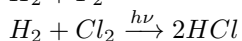
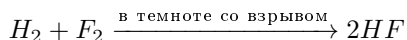


V) Кислотные окислители.

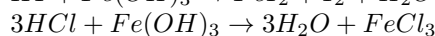
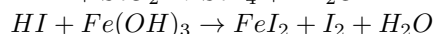
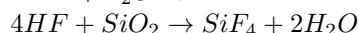


Соединения галогенов:

1. Водородные соединения:



Газы +  $H_2O \rightarrow$  кислоты.



## 12.2 Халькогены.

VI – A. Элементы 6 группы, главной подгруппы. O, S, Se, Te, Po.

O — самый распространенный элемент в земной коре. Примерно 60% массы земли приходится на кислород. Пятая часть кислорода в воздухе.

S — встречается в земной коре и самостоятельно, и в рудах.

Se и Te встречаются как сопутствующие элементы.

*Po* — радиоактивен.

Общая формула:  $ns^2np^4$ .

Радиус атома увеличивается,  $E_{\text{ион}}$  уменьшается, неметаллические свойства уменьшаются, окислительные свойства уменьшаются, металлические свойства растут, восстановительные свойства растут, электроотрицательность уменьшается.

Валентность кислорода 2, степени окисления  $-2, -1, +2$ .

Валентность серы 2, 5, 6, степени окисления  $-2, -1, +4, +6$ .

Озон  $O_3$  и кислород  $O_2$  аллотропы. Озон не устойчивый аллотроп, в отличие от кислорода.

*S*:

- $S_8$  моноклинная.
- $S_8$  ромбическая.
- $S_{\infty}$  пластическая.

*Se* имеет две аллотропные модификации. Также *Te*.

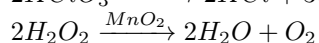
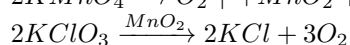
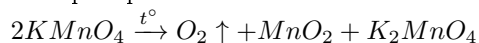
Нахождение в природе:

- $O_2$  —  $\varphi(O_2) = 21\%$  в воздухе. Самый распространенный элемент земной коры  $\approx 65\%$ .
- *Se* — самородная сера.
- *Se, Te* — "следные" количества.

Получение:

I.  $O_2$

- Промышленность: из воздуха, электролиз раствора.
- Лабораторные способы.



II. *S*. Самородная.

Химические свойства кислорода:

- $O_2 + KI + H_2SO_2 \nrightarrow$
- $O_3 + 2KI + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + O_2 + K_2SO_4 + H_2O$
- Взаимодействие с простыми веществами:
  1. *Me*. Из *I* — *A* группы только *Li*:  $4Li + O_2 \rightarrow 2Li_2O$ .  
 $2Na + O_2 \rightarrow Na_2O_2$   
 $2Na + Na_2O_2 \rightarrow 2Na_2O$   
 $3Fe + 2O_2 \rightarrow Fe_3O_4$   
 $2Ca + O_2 \rightarrow 2CaO$
  2. Не*Me*. Не реагирует с галогенами, благородными металлами и инертными газами.  
 $N_2 + O_2 \xrightarrow{1500^\circ} 2NO$   
 $2H_2 + O_2 \xrightarrow{t^\circ} 2H_2O$
- Взаимодействие со сложными веществами:
  1.  $2H_2S + O_2 \rightarrow 2S + 2H_2O$
  2. Обжиг сульфидов.  $Zn + O_2 \xrightarrow{t^\circ} 2ZnO + 2SO_2$

Химические свойства серы:

- Взаимодействие с простыми веществами:
  1. С *Me*.  $2Na + S \rightarrow Na_2S$
  2. С не *Me*.  $S + 3F_2 \rightarrow SF_6$
- Взаимодействие со сложными веществами:
  1. С щелочами.  $3S + 6NaOH \rightarrow 2Na_2S + Na_2SO_3 + 3H_2O$
  2. С кислотами-окислителями.  $S + 2H_2SO_4 \rightarrow 3SO_2 + 2H_2O$