

# 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.

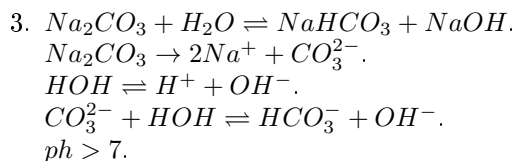
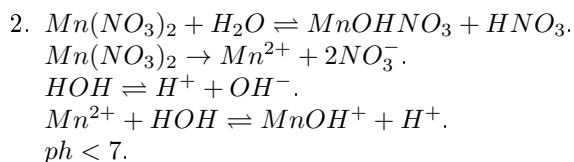
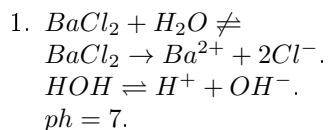
При увеличении давления в равновесной системе, равновесие смещается в сторону реакции, ведущей к уменьшению объема.

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.