

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 гидроксид-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 щелочи. 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.