

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), ν (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 моль 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. $\frac{V(t_1)}{V(t_2)} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}} = \frac{\tau_1}{\tau_2}$. γ — 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.

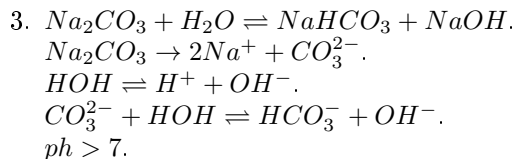
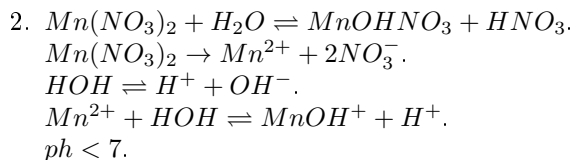
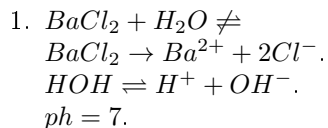
При увеличении давления в равновесной системе, равновесие смещается в сторону реакции, ведущей к уменьшению объема.

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.
 $(NH_4)_2S + H_2O \rightleftharpoons NH_4OH + NH_4HS$.