

## Тема 1 Введение. Основные понятия и законы химии

План лекции:

1. основные понятия в химии;
2. стехиометрия химических реакций, газовые законы;
3. современная номенклатура неорганических веществ.

### 1 Основные понятия в химии

**Химия** – это наука о веществах, их свойствах и превращениях веществ.

**Вещество** - это то, из чего состоят физические тела.

**Вещество** - совокупность атомов и молекул в определенном агрегатном состоянии.

Вещества бывают сложные и простые. В состав сложных веществ входят атомы двух или более элементов -  $\text{CO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{CaCO}_3$ . Простые вещества состоят из атомов одного элемента -  $\text{O}_2$ ,  $\text{H}_2$ ,  $\text{N}_2$ .

**Физические явления:** изменяется: агрегатное состояние вещества, форма. Новых веществ не образуется.

**Химические явления:** химические реакции, при которых из одних веществ получаются другие.

По символу химического элемента можно определить его атомный номер и относительную атомную массу.

**Валентность элемента** - это способность его атомов соединяться с другими атомами в определенных соотношениях.

**Атомная масса** — относительная величина. Она определяется по отношению к массе атома углерода  $1/12 \text{ C}$ .

**Молекулярная масса** - отношение массы молекулы к  $1/12 \text{ C}$ .

**Моль** - количество вещества, содержащее столько молекул, атомов, ионов или других структурных единиц, сколько в  $1/12 \text{ C}$ .

Все вещества состоят из частиц: атомов, молекул и ионов.

**Молекула** - наименьшая частица вещества, сохраняющая его состав, строение и свойства;

Свойства молекул:

- молекулы одного и того же вещества одинаковы;
- молекулы движутся хаотично;
- между молекулами есть силы взаимного притяжения и отталкивания;
- молекулы состоят из атомов.

**Атом** – мельчайшая химически неделимая частица вещества. Атомы разных элементов отличаются друг от друга размерами и массой.

### 2 Стехиометрия химических реакций, газовые законы

Стехиометрическими законами в химии называют закон постоянства состава, закон эквивалентов и закон кратных отношений. Химические

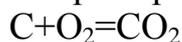
уравнения с указанием количества участвующих в ней веществ, называются стехиометрическими.

Моль вещества – это такая характеристика химического вещества, которая позволяет переходить от относительных величин к абсолютным единицам массы. **Моль вещества** – это количество вещества, содержащее столько молекул, атомов, ионов, электронов или других структурных единиц, сколько содержится атомов в 12 г изотопа углерода  $^{12}\text{C}$ . Число структурных единиц, содержащихся в 1 моле вещества определено с большой точностью и оно равно  $6,02 \cdot 10^{23}$  моль $^{-1}$ . Число  $6,02 \cdot 10^{23}$  называется числом Авогадро, обозначается как  $N_A$ .

В 1756 г. на основе проводимых исследований М.В. Ломоносов пришел к выводу о неизменности веса веществ при химических превращениях и вывел закон сохранения вещества при протекании химических реакций:

**Вес всех веществ, вступающих в химическую реакцию, равен весу всех продуктов реакции.**

Например:



$$M(\text{C}) = 12 \text{ г/моль,}$$

$$M(\text{O}_2) = 2 \cdot 16 = 32 \text{ г/моль,}$$

$$\text{итого: } 12 + 32 = 44 \text{ г/моль,}$$

$$\text{а } M(\text{CO}_2) = 12 + 2 \cdot 16 = 44 \text{ г/моль.}$$

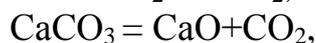
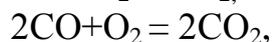
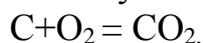
При этом молекулярная масса является важнейшей количественной характеристикой молекулы. **Молекулярная масса** – это число, показывающее, во сколько раз молекула вещества тяжелее  $1/12$  атома изотопа  $^{12}\text{C}$ . Очевидно, что молекулярная масса химического соединения равна сумме атомных масс всех атомов, составляющих молекулу соединения. Количество вещества, численно равное его молекулярной массе, называется **молем**.

Закон сохранения вещества можно заменить эквивалентным ему законом сохранения массы, который сформулировал закон в 1748г М.В. Ломоносов. Несколько позже закон сохранения масс был сформулирован французским физиком А.Н.Лавуазье в 1789 г.:

**Масса веществ, вступивших в химическую реакцию, равна массе веществ, образующихся в результате реакции.**

Другим основным законом химии является **закон постоянства состава**, открытый Прустом в 1801 году. Он формулируется следующим образом: **каждое химическое соединение независимо от способа его получения имеет определенный состав.**

Например: оксид углерода можно получить по любой из этих реакций:



но в чистом оксиде углерода независимо от способа получения всегда содержится 27,29 мас.% С и 72,71 мас.% О.

Таким образом, закон постоянства состава утверждает количественную определенность каждого химического соединения. Следует отметить, что обратное утверждение – каждому определенному составу отвечает только одно химическое соединение - неверно. Например: диметиловый эфир и этиловый спирт имеют одинаковый химический состав –  $C_2H_6O$ , но являются различными химическими соединениями:  $CH_3-O-CH_3$  и  $C_2H_5OH$ .

**Закон Авогадро: в равных объемах любых газов, взятых при одной и той же температуре и при одинаковом давлении, содержится одно и то же число молекул.**

Из закона Авогадро вытекают два следствия:

1. один моль любого газа при одинаковых условиях занимает один и тот же объем;

2. массы двух разных газов, занимающих одинаковый объем при одинаковых условиях, относятся между собой как их молярные массы.

Отношение масс двух газов, занимающих равный объем при одинаковых условиях, называют относительной плотностью одного газа по другому и обозначают буквой  $D$ .

Уравнение состояния идеального газа (уравнение Менделеева-Клайперона) - если известны масса и количество газа, а надо вычислить объем или наоборот, используют уравнение Менделеева-Клайперона:

$$pV = nRT \quad \text{или} \quad pV = \frac{m}{M} RT$$

где  $p$  – давление;

$V$  – объем газа;

$m$  – масса газа;

$M$  – молярная масса газа;

$T$  – температура;

$n$  – количество вещества газа, моль;

$R$  – универсальная газовая постоянная, равна  $8,314 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}$ .

Наиболее важным законом химии является **закон эквивалентов**. Данный закон в 1800 году открыл Рихтер: **химические элементы соединяются друг с другом в строго определенных количествах, соответствующих их эквивалентам**. Математическое выражение закона эквивалентов имеет следующий вид

$$m_1/m_2 = m_{\text{экв}}(1)/m_{\text{экв}}(2),$$

где:  $m_1$  и  $m_2$  - массы реагирующих или образующихся веществ;

$m_{\text{экв}}(1)$  и  $m_{\text{экв}}(2)$  - эквивалентные массы этих веществ.

Понятие эквивалента введено в химию для сопоставления соединительной способности различных элементов. **Эквивалентом** вещества называется такое его количество, которое соединяется с 1 молем атомов водорода или замещает то же количество атомов водорода в химических реакциях. **Эквивалентной массой** называется масса 1 эквивалента вещества.

Пример: определить эквивалент и эквивалентные массы элементов в соединениях  $HBr$ ,  $H_2O$ ,  $NH_3$ .

Решение: в указанных соединениях с 1 молем атомов водорода соединяется 1 моль брома, 1/2 моля атомов кислорода и 1/3 атомов азота. Следовательно эквиваленты брома, кислорода и азота равны соответственно 1 молю, 1/2 и 1/3 моля. Исходя из мольных масс атомов этих элементов, находим, что эквивалентная масса брома равна 79,9 г/моль, кислорода –  $16 \cdot 1/2 = 8$  г/моль, азота –  $14 \cdot 1/3 = 4,67$  г/моль.

Для определения эквивалента или эквивалентной массы необязательно исходить из его соединения с водородом. Их можно определить по составу соединения данного элемента с любым другим, эквивалент которого известен.

Пример: при соединении 5,6 г железа с серой образовалось 8,8 г сульфида железа. Найти эквивалентную массу железа ( $\text{Э}$ )<sub>Fe</sub> и его эквивалент, если известно, что эквивалентная масса серы равна 16 г/моль

Решение: из условия задачи следует, что в сульфиде железа на 5,6 г железа приходится  $8,8 - 5,6 = 3,2$  г серы. Согласно закону эквивалентов, массы взаимодействующих веществ пропорциональны их эквивалентным массам.



$M(\text{Э})_{\text{Fe}}$  эквивалентны 16 г/моль серы. Отсюда,  $M(\text{Э})_{\text{Fe}} = 5,6 \cdot 16 / 3,2 = 28$  г/моль. Эквивалент железа равен:  $\text{Э} = M(\text{Э}) / M = 28 \text{ г/моль} : 56 \text{ г/моль} = 1/2$ . Следовательно, эквивалент железа равен 1/2 моля, то есть в 1 моле железа содержится 2 эквивалента.

На основе закона эквивалентов можно вывести следующие формулы для вычисления эквивалентных масс сложных веществ:

$M(\text{Э})_{\text{оксида}} = M_{\text{оксида}} / (\text{число атомов элемента} \cdot \text{валентность элемента})$

$M(\text{Э})_{\text{кислоты}} = M_{\text{кислоты}} / (\text{основность кислоты})$

$M(\text{Э})_{\text{основания}} = M_{\text{основания}} / \text{кислотность основания}$

$M(\text{Э})_{\text{соли}} = M_{\text{соли}} / (\text{число атомов металла} \cdot \text{валентность металла})$ .

Основность кислоты определяется числом протонов, которое отдает молекула кислоты, реагируя с основанием; кислотность основания определяется числом протонов, присоединяемых молекулой основания при взаимодействии его с кислотой).

Например:

$M(\text{Э})_{\text{CO}_2} = 44 \text{ г/моль} / 1 \cdot 4 = 11 \text{ г/моль}$ ;

$M(\text{Э})_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 98 \text{ г/моль} / 2 = 49 \text{ г/моль}$ ;

$M(\text{Э})_{\text{NaOH}} = 40 \text{ г/моль} / 1 = 40 \text{ г/моль}$ ;

$M(\text{Э})_{\text{CaCO}_3} = 100 \text{ г/моль} / 1 \cdot 2 = 50 \text{ г/моль}$ .

При решении некоторых задач, содержащих сведения об объемах газообразных участников реакции, целесообразно пользоваться значением эквивалентного объема. **Эквивалентным объемом** называется объем, занимаемый при данных условиях 1 эквивалентном вещества. Значение эквивалентного объема вещества, находящегося в газообразном состоянии, можно найти, зная, что в мольном объеме любого газа, состоящего из одноатомных молекул, содержится 1 моль атомов, состоящего из двухатомных молекул – 2 моля атомов и т.д. Так, в 22,4 л  $\text{H}_2$  содержится при нормальных условиях 2 моля атомов водорода. Так как эквивалент водорода

равен 1 моль, то в 22,4 л  $H_2$  содержатся 2 эквивалента водорода; значит, эквивалентный объем водорода равен  $22,4/2=11,2$  л/моль.

*Мольный объем любого вещества, находящегося в газообразном состоянии, при нормальных условиях равен 22,4 л.*

Учитывая, что в равных объемах различных газов содержится одинаковое число молекул, можно заключить, что моль любого вещества содержит одинаковое число молекул. Это число, являющееся фундаментальной константой, равно  $6,02 \cdot 10^{23}$  молекул – *число Авогадро*, обычно обозначаемое символом  $N$ .

Пример: чему равна масса 11,2 литров газа  $SO_2$  при н.у. ( $M=64$  г/моль)?

Значение числа Авогадро позволяет рассчитать абсолютную массу атомов и молекул. Например, каждая молекула воды имеет массу  $18/6,02 \cdot 10^{23} = 3 \cdot 10^{-23}$  г. Объем, занимаемый одной молекулой  $H_2O$ , находящейся в жидком состоянии, легко оценить, зная, что 1 моль воды имеет объем 18 см<sup>3</sup>. Используя число Авогадро, находим, что объем молекулы воды равен:  $18/6,02 \cdot 10^{23} = 3 \cdot 10^{-23}$  см<sup>3</sup>.

### 3 Современная номенклатура неорганических веществ

Для определения размерности физических величин используется международная система единиц СИ, в том числе и в химии. Основные единицы системы СИ: масса, объем и плотность вещества, давление, энергетические величины. Масса ( $m$ ) измеряется в кг, объем ( $V$ ) – в м<sup>3</sup>, плотность ( $\rho$ ) – в кг/м<sup>3</sup>, давление ( $P$ ) в Па (паскаль), энергетические величины измеряются в джоулях (Дж).

Химический элемент – это вид атомов, характеризующихся определенным зарядом ядра. Вещества, состоящие из одного элемента, называются простыми, а состоящие из двух и более разных элементов – сложными. Сложные делятся на бинарные и многоэлементные соединения. К бинарным относятся, например, оксиды, карбиды, нитриды, фосфиды, сульфиды и др. Названия бинарных соединений образуются из латинского корня названия более электроотрицательного элемента с окончанием «ид» и русского названия менее электроотрицательного элемента в родительном падеже (оксид алюминия, сульфид железа, хлорид меди с указанием в скобках степени окисления).

**Гидроксиды** – соединения ионов металлов с гидроксид-ионом  $OH^-$ . Название: образуется из слова «гидроксид» и названия элемента в родительном падеже (гидроксид натрия, гидроксид железа (II)).

**Оксиды** – соединения элементов с кислородом. Они бывают основные, кислотные, амфотерные.

**Пероксиды** – соли пероксида водорода  $H_2O_2$ , например  $Na_2O_2$ .

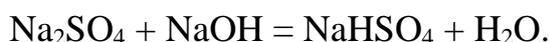
**Кислоты** – соединения иона водорода с кислотным остатком, соли – соединения иона металла с кислотным остатком. Они делятся на кислородсодержащие и бескислородные; одно-, двух-, трехосновные.

Названия кислот производят от элемента, образующего кислоту. В случае бескислородных кислот к названию элемента (или группы элементов, например, CN – «циан»), образующего кислоту, добавляют суффикс «о» и слово «водород»: HF – фтороводород, H<sub>2</sub>S – сероводород.

Названия кислородсодержащих кислот зависят от степени окисленности кислотообразующего элемента. Максимальной степени окисленности элемента соответствует суффикс «...н(ая)» или «...ов(ая)», например, HNO<sub>3</sub> – азотная кислота. HClO<sub>4</sub> – хлорная. По мере понижения степени окисленности суффиксы изменяются в следующей последовательности: «...оват(ая)», «...ист(ая)», «...оватист(ая)»; например, HClO<sub>3</sub> – хлорноватая, HClO<sub>2</sub> – хлористая, HClO – хлорноватистая. Если элемент образует кислоты только в двух степенях окисления, то для названия кислоты, соответствующей низшей степени окисления элемента, используется суффикс «...ист(ая)»; например, HNO<sub>2</sub> – азотистая кислота.

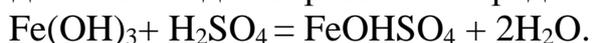
«Мета» - с наименьшим числом атомов кислорода: HPO<sub>3</sub>, «орто» - с наибольшим H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>.

Соли – продукт полного или частичного замещения атомов водорода в молекуле кислоты атомами металла или как продукты полного или частичного замещения гидроксогрупп в молекуле основного гидроксида кислотными остатками. При полном замещении атомов водорода в молекуле кислоты образуются средние (нормальные) соли, при неполном – кислые соли (гидросоли



Гидросульфат натрия

Основные (гидросоли) соли образуются в тех случаях, когда взятого количества кислоты недостаточно для образования средней соли:



Сульфат гидроксожелеза (III)

Названия солей составляют из названия аниона кислоты в именительном падеже и названия катиона в родительном падеже. При этом название аниона производят от корня латинского наименования кислотообразующего элемента. Степень окисления металла указывают с скобках.

В случае бескислородных кислот анион получает окончание «ид» (бромид натрия, сульфид железа).

Названия анионов кислородсодержащих кислот получают окончания и приставки в соответствии со степенью окисления кислотообразующего элемента. Высшей степени окисления («...ная» или «...овая» кислота) отвечает

(«...ная» или «...овая» кислота)	«...истая»	«...оватистая»
«ат»	«ит»	«гипо» = «ит»
Серная – сульфат Хромовая - хромат	Сернистая – сульфит Азотистая - нитрит	Хлорноватистая - гипохлорид