

ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ

Мирошниченко Ю.Ю.

Томский политехнический университет

ЛИТЕРАТУРА:

- ✘ 1. Карапетьянц М.Х., Дракин С.И. Общая и неорганическая химия.
- М.: Химия, 2006.- 632 с.
- ✘ 2. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия.-
М.: Высшая школа, 2005. - 679с.
- ✘ 3. Общая химия: учебник / Н. В. Коровин. 2013. – 496 с.
- ✘ 4. Стась Н.Ф., Плакидкин А.А., Князева Е.М. Лабораторный практикум по общей и неорганической химии. – 2007.
- ✘ 5. Руководство к практическим занятиям по общей химии
Л. М. Смолова; Д.О. Перевезенцева. 2015. – с. 151. [Электронный ресурс]
- ✘ 6. Сборник задач и упражнений по общей химии /
Голушкова Е.Б.2016. – с. 185. [Электронный ресурс]

ПЛАН ЛЕКЦИИ:

1. Основные понятия

химии

2. Основные химические

законы

ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ

- ✘ **Химия** – часть естествознания, изучающая свойства веществ и их превращения, сопровождающиеся изменением состава и структуры.

✘ **Химический элемент** – это вид атомов с одинаковым зарядом ядер, **атом**-это наименьшая частица химического элемента, сохраняющая все его химические свойства.

✘ **Молекула** - наименьшая частица вещества, способная к самостоятельному существованию, обладающая его основными химическими свойствами и состоящая из одинаковых или разных атомов.

✘ **Моль (n)** – количество вещества системы, которое содержит столько определенных структурных единиц (молекул, атомов, ионов и т.д.), сколько атомов содержит в 0,012 кг углерода – 12.

✘ 0,012 кг. углерода содержит - $6,02 \times 10^{23}$ атомов углерода (N_A постоянная Авогадро).

Массу одного моля вещества называют **молярной массой (M)**

Отношение массы м вещества к его количеству n представляет собой **молярную массу** вещества:

-
- ✘ **Относительной атомной массой элемента (A_r)** называют отношение абсолютной массы атома к $1/12$ части абсолютной массы атома изотопа углерода ^{12}C .
 - ✘ **A_r** показывает, во сколько раз масса атома данного элемента тяжелее $1/12$ массы атома ^{12}C .

-
- ✘ **Относительной молекулярной массой (M_r)** вещества называется масса его молекулы, выраженная в у.е.
 - ✘ **M_r** численно равна сумме атомных масс всех атомов, входящих в состав молекулы вещества. Она подсчитывается по формуле вещества.

ПРИМЕР:

Относительная молекулярная масса воды будет складываться из

- ✗ атомных масс двух атомов водорода
- ✗ атомной массы одного атома кислорода

Тогда:

$Mr(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times 1 + 16 = 18$, выраженная в углеродных единицах.

ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ

Вещества

ПРОСТЫЕ –
вещества,
состоящие из атомов
одного химического
элемента:
 H_2 , O_2

СЛОЖНЫЕ -
вещества,
состоящие из атомов
различных химических
элементов:
 H_2O , H_2SO_4

ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ

Простые вещества

МЕТАЛЛЫ

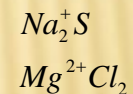
в химических
реакциях способны
только отдавать
электроны,
т.е. являются
восстановителями

НЕМЕТАЛЛЫ

в химических реакциях
могут принимать и
отдавать электроны,
т.е. вести себя как
окислители, и как
восстановители

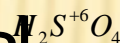
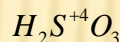
ПРИМЕР:

В соединениях
атомы металлов
имеют всегда
положительные
степени окисления



ПРИМЕР:

Неметаллы в
реакциях могут
принимать и
отдавать электроны
поэтому степени
окисления, могут
быть как
отрицательными, так
и положительными



ОСНОВНЫЕ ЗАКОНЫ ХИМИИ:

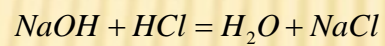
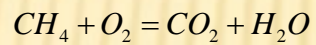
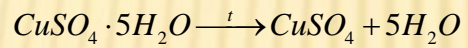
1. Закон сохранения массы

(Ломоносов М.В. 1756-1759): Масса веществ, вступающих в реакцию, равна массе веществ, образующихся в результате реакции.

2. ЗАКОН ПОСТОЯНСТВА СОСТАВА (ПРУСТ 1801-1808):

Соотношения между массами элементов, входящих в состав данного соединения, постоянны и не зависят от способа получения этого соединения

ПРИМЕР:



ВАЖНО!

- ✗ Данный закон - не абсолютен. Не всякое вещество имеет постоянный состав!
- ✗ Например: $\text{FeS}_{1,8\dots 2}$ $\text{TiO}_{1,8\dots 2}$
- ✗ Вещества меняющие свой состав называются **бертомидами**.
- ✗ Вещества с постоянным составом называются **дальтонидами**: H_2O ; NaCl ;
 H_2SO_4

3. ЗАКОН КРАТНЫХ ОТНОШЕНИЙ (ДАЛЬТОН 1808 Г)

Если два элемента образуют друг с другом несколько химических соединений, то массы одного из элементов, приходящиеся в этих соединениях на одну и ту же массу другого, относятся между собой как небольшие целые числа.

ПРИМЕР: АТОМЫ АЗОТА И АТОМЫ КИСЛОРОДА ОБРАЗУЮТ НЕСКОЛЬКО СОЕДИНЕНИЙ

		O/N	m (O₂), г	
закись азота	N₂O	16/28	0.57	1
окись азота	NO	16/14	1.14	2
азотистый ангидрид	N₂O₃	48/28	1.71	3
двуокись азота	NO₂	32/14	2.28	4
азотный ангидрид	N₂O₅	80/28	2.85	5

4. ЭКВИВАЛЕНТ. ЗАКОН ЭКВИВАЛЕНТОВ.

Эквивалент- реальная или условная частица вещества, которая в данной кислотно-основной реакции соединяется или замещается с одним атомом или ионом водорода или в данной окислительно-восстановительной реакции равноценна одному электрону

- относительная масса такой частицы в а.е.м. называется *эквивалентной массой вещества*

- масса одного моля таких частиц выраженная в граммах, называется *молярной массой эквивалента* вещества и обозначается *$Mэ$*

Эквивалентная
масса вещества
относится к
конкретной
реакции и имеет
различные
значения

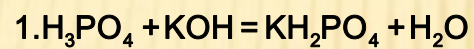
$$M_{\text{э}} = \frac{M}{K \cdot Z}$$

M - молярная масса
вещества,

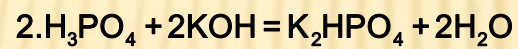
K - число

замещающихся при
реакции ионов.

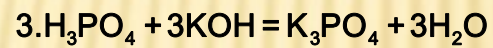
ПРИМЕР



$$M_{\text{э}} = \frac{M(\text{H}_3\text{PO}_4)}{1 \cdot 1} = 98 \text{ г / моль}$$



$$M_{\text{э}} = \frac{M(\text{H}_3\text{PO}_4)}{2 \cdot 1} = 49 \text{ г / моль}$$



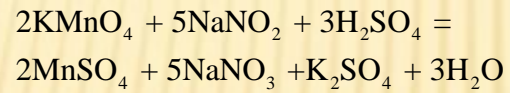
$$M_{\text{э}} = \frac{M(\text{H}_3\text{PO}_4)}{3 \cdot 1} = 33 \text{ г / моль}$$

В окислительно-восстановительных реакциях:

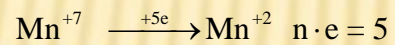
$$M_{\text{э}} = \frac{M}{n \cdot e}$$

M – молярная масса окислителя или восстановителя,
n·e - число электронов принимаемых или отдаваемых одной молекулой

ПРИМЕР:



$$M_3(\text{KMnO}_4) = \frac{M(\text{KMnO}_4)}{5} = \frac{155}{5} = 31 \text{ г/моль}$$



ВАЖНО!

Следует различать
эквивалентные массы
элементов и эквивалентные
массы соединений!

Эквивалентная
масса элемента
равна:

$$M_{\text{э}} = \frac{A}{B} = \frac{A}{Z}$$

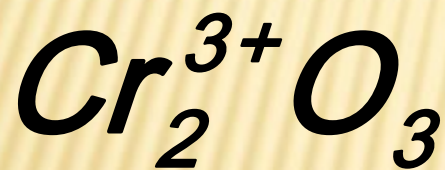
B - стехиометрическая
валентность,

A-атомная масса
элемента,

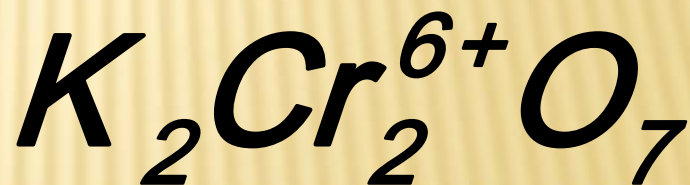
Z-заряд или степень
окисления.

ПРИМЕР:

Определить эквивалентную массу Cr в соединениях: Cr_2O_3 ; $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$



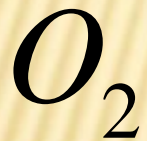
$$M_{\text{э}}(\text{Cr}) = \frac{52}{3}$$



$$M_{\text{э}}(\text{Cr}) = \frac{52}{6}$$

ПРИМЕР:

Определить эквивалентную массу
кислорода и водорода



$$M_{\text{э}}(O) = \frac{16}{2}$$



$$M_{\text{э}}(H) = \frac{1}{1}$$

если условия нормальные

$T_0 = 273\text{K}$ и $P = 101,3\text{ кПа}$

или 0°C и $P = 760\text{ мм. рт. ст.}$

то в расчетных задачах используют значения эквивалентных объемов

для кислорода $V_{\text{э}} = 5,6\text{ литра,}$

для водорода $V_{\text{э}} = 11,2\text{ литра.}$

ФАКТОР ЭКВИВАЛЕНТНОСТИ

показывает какая часть
от моля вступает во
взаимодействие

ПРИМЕР:

HBr	H_2O	NH_3
1 моль H	2 моль H	3 моль H
1 моль Br	1 моль O	1 моль N
$f(\text{Br})=1$	$f(\text{O})=1/2$	$f(\text{N})=1/3$

ЭКВИВАЛЕНТНЫЕ МАССЫ

Эквивалентная масса элемента = $A \times f$

(атомная масса \times фактор эквивалентности)

Эквивалентная масса вещества = $M \times f$

(молярная масса \times фактор эквивалентности)

ЭКВИВАЛЕНТНАЯ МАССА КИСЛОТЫ:

Эквивалентная масса кислоты равна *молярной массе, деленной на число атомов водорода* (а в реакции число замещенных атомов водорода)

$$M_{\text{Э}}(\text{кислоты}) = \frac{M(\text{кислоты})}{n \times \text{H}^+}$$

$$M_{\text{Э}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{98}{2} = 49 \text{ г/моль}$$

ЭКВИВАЛЕНТНАЯ МАССА ОСНОВАНИЯ:

Эквивалентная масса основания равна *молярной массе основания, деленной на число гидроксогрупп* (а в реакции число замещенных гидроксогрупп)

$$M_{\text{Э}}(\text{основания}) = \frac{M(\text{основания})}{n \times (\text{ОН}^-)}$$

$$M_{\text{Э}}(\text{Fe}(\text{ОН})_2) = \frac{90}{2} = 45 \text{ г/моль}$$

ЭКВИВАЛЕНТНАЯ МАССА ОКСИДОВ:

Эквивалентная масса оксида равна *молярной массе оксида деленной на произведение числа атомов элемента, образующих оксид, на его степень окисления*

$$M_{\text{Э}}(\text{оксида}) = \frac{M(\text{оксида})}{n \times \nu}$$

$$M_{\text{Э}}(\text{Cr}_2\text{O}_3) = \frac{M(\text{Cr}_2\text{O}_3)}{2 \times 3}$$

ЭКВИВАЛЕНТНАЯ МАССА СОЛИ

Эквивалентная масса соли равна *молярной массе соли деленной на произведение числа атомов металла, образующих соль, на его степень окисления*

Эквивалентная масса
сложного бинарного
соединения равна *сумме*
эквивалентных масс
образующих его элементов

ПРИМЕР:

$$M_3(\text{Al}_2\text{O}_3) = M_3(\text{Al}) + M_3(\text{O})$$

$$M_3(\text{Al}_2\text{O}_3) = \frac{27}{3} + \frac{16}{2} = 17 \text{ г / моль}$$

или

$$M_3(\text{Al}_2\text{O}_3) = \frac{M(\text{Al}_2\text{O}_3)}{2 \cdot 3} = \frac{102}{6} = 17 \text{ г / моль}$$

ЗАКОН ЭКВИВАЛЕНТОВ (ВОЛМАСТОН, 1804 Г.)

Массы реагирующих веществ
прямопропорциональны их
эквивалентным массам

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_{\text{Э}1}}{M_{\text{Э}2}}$$

ПРИМЕР:

**0,304г магния вытеснили
0,0252 г водорода.**

**Вычислите эквивалентную
массу магния.**

РЕШЕНИЕ:

Воспользуемся законом эквивалентов и запишем:

$$\frac{m(\text{Mg})}{m(\text{H}_2)} = \frac{M_{\text{Э}}(\text{Mg})}{M_{\text{Э}}(\text{H}_2)}$$

$$\frac{0.304}{0.0252} = \frac{x}{1.008}$$

$$x = 12,16 \text{ г / моль}$$

ПРИМЕР

Мышьяк образует два оксида, один содержит 65,2% As, а другой 75,7% As.

Вычислить $M_{\text{э}}$ мышьяка, его валентность и составить формулы оксидов.

РЕШЕНИЕ:

Воспользуемся законом эквивалентов:

$$\frac{m(As)}{m(O)} = \frac{M_{\text{Э}}(As)}{M_{\text{Э}}(O)}$$

РЕШЕНИЕ

$As_xO_y - 100\%$, тогда

$$\omega(O) = 100\% - \omega(As) = 100\% - 65,2\% = 34,8\%$$

Т.к. дано бинарное соединение, то в формулу закона эквивалентов можно подставлять %, получим:

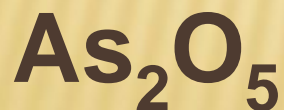
$$\frac{\omega_{As}}{\omega_O} = \frac{M_{\text{экв}}(As)}{M_{\text{экв}}(O)} \Rightarrow \frac{65.2}{34.8} = \frac{M_{\text{экв}}(As)}{8}$$

РЕШЕНИЕ

$$M_{\text{экв}(As)} = \frac{65,2 \cdot 8 \text{ г} / \text{моль}}{34,8} = 15 \text{ г} / \text{моль}$$

$$M_{\text{экв}(As)} = \frac{A_{As}}{B_{As}} \Rightarrow B_{As} = \frac{A_{As}}{M_{\text{экв}(As)}} = \frac{75}{15} = 5$$

Формула 1-го оксида имеет вид:



РЕШЕНИЕ

Находим формулу второго оксида:

$As_xO_y - 100\%$, тогда

$$\omega(O) = 100\% - \omega(As) = 100\% - 75,7\% = 24,3\%$$

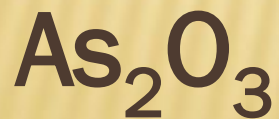
$$\frac{\omega_{As}}{\omega_O} = \frac{M_{\text{экв}}(As)}{M_{\text{экв}}(O)} \Rightarrow \frac{65.2}{34.8} = \frac{M_{\text{экв}}(As)}{8}$$

РЕШЕНИЕ

$$M_{\text{экв}(As)} = \frac{75,7 \cdot 8 \text{ г} / \text{моль}}{24,3} = 25 \text{ г} / \text{моль}$$

$$M_{\text{экв}(As)} = \frac{A_{As}}{B_{As}} \Rightarrow B_{As} = \frac{A_{As}}{M_{\text{экв}(As)}} = \frac{75}{25} = 3$$

Формула 2-го оксида имеет вид:



ГАЗОВЫЕ ЗАКОНЫ

Закон Авогадро (1811)

В равных объемах различных газов при одинаковых условиях содержится равное число молекул

Один моль газа при нормальных условиях (н.у.) занимает объем 22,4 л

Пример:

1 моль H_2 - 2 г/моль - $6,02 \times 10^{23}$ молекул - 22,4 л

1 моль O_2 - 32 г/моль - $6,02 \times 10^{23}$ молекул - 22,4 л

Нормальные условия:

$T_0 = 273\text{K}$ и $P = 101,3\text{ кПа}$

или 0°C и $P = 760\text{ мм. рт. ст.}$

Массы равных объемов двух газов
должны относиться друг к другу как их
молярные массы

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2}$$

Отношение массы данного газа к массе того же объема другого газа, взятого при той же температуре и том же давлении, называется ***относительной плотностью первого газа по второму***:

$$D = \frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2}$$

ПРИМЕР:

масса 1 л CO_2 равна 1,98 г, а масса 1 л водорода при тех же условиях 0,09 г. Плотность углекислого газа по водороду составляет:

$$D_{\text{H}_2}(\text{CO}_2) = \frac{m(\text{CO}_2)}{m(\text{H}_2)} = \frac{1.98}{0.09} = 22$$

Молярная масса газа равна его плотности по отношению к другому газу умноженной на молярную массу второго газа:

$$M_1 = D \cdot M_2$$

Часто молярную массу газов определяют по водороду или по воздуху:

$$M_1 = D \cdot M(H_2) = D \cdot 2$$

$$M_1 = D \cdot M(\text{возд.}) = D \cdot 29$$

ПРИМЕР

Плотность газа по воздуху равна 1,52
определить молярную массу газа.

Решение

$$M(H_2) = D \cdot M(\text{возд.}) = 1,52 \cdot 29 = 45$$

ЗАКОН ОБЪЕМНЫХ ОТНОШЕНИЙ

Объемы вступающих в реакцию газов относятся друг к другу и к объемам образующихся газообразных продуктов реакции как небольшие целые числа.

($P = \text{const}$, $T = \text{const}$.)



Следует отметить, что состояние газа определяется температурой, давлением, объемом.

Принято обозначать при н.у. P_0 , V_0 , T_0 .

Измерения объемов газов обычно проводят при условиях, отличающихся от нормальных.

Для приведения объема газа к нормальным условиям можно пользоваться уравнением Клапейрона.

УРАВНЕНИЕ КЛАПЕЙРОНА

$$\frac{P \cdot V}{T} = \frac{P_0 \cdot V_0}{T_0}$$

УНИВЕРСАЛЬНАЯ ГАЗОВАЯ ПОСТОЯННАЯ

При нормальных условиях для
одного моля газа:

$$\frac{P_0 \cdot V_0}{T_0} = R = \textit{const}$$

R – универсальная газовая
постоянная

УНИВЕРСАЛЬНАЯ ГАЗОВАЯ ПОСТОЯННАЯ

Численное значение газовой постоянной зависит от того, в каких единицах выражается давление и объем:

$$R = 62400 \frac{\text{мм.рт.ст.} \cdot \text{мл}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$$

$$R = 0,082 \frac{\text{атм.} \cdot \text{л}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$$

$$R = 8,31 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}} = \frac{\text{Па} \cdot \text{м}^3}{\text{моль} \cdot \text{К}}$$

УРАВНЕНИЕ МЕНДЕЛЕЕВА - КЛАПЕЙРОНА

Если условия отличаются от нормальных, мольный объём имеет другое значение, для расчетов которого можно воспользоваться уравнением Менделеева – Клапейрона:

УРАВНЕНИЕ МЕНДЕЛЕЕВА - КЛАПЕЙРОНА

$$PV = \frac{m}{M} RT$$

P – давление газа,

V – объем,

m – масса газа,

M – молярная масса,

T – температура (K),

R – универсальная
газовая постоянная

ПРИМЕР:

Вычислить молярную массу газа если 500мл его при температуре 37°C и давлении 750 мм.рт.ст. весят 0,58 г.

Решение:

Запишем уравнение Менделеева - Клапейрона:

РЕШЕНИЕ

$$PV = \frac{m}{M} RT$$

$$M = \frac{mRT}{PV}$$

$$M = \frac{0,58 \cdot 62400 \cdot (273 + 37)}{750 \cdot 500} = 30 \text{ г / моль}$$

ПРАВИЛО ДЮЛОНГА И ПТИ

Атомные теплоемкости простых твердых веществ примерно одинаковы и составляют около 26 Дж/(моль·К)

$$A' = \frac{26 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}}{C_{\text{уд}} \frac{\text{Дж}}{\text{г} \cdot \text{К}}} = \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

ПРИМЕР:

Например, A_r кислорода равна:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ у.е.} \quad \text{—} \quad 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г, } (1:6,02 * 10^{23}) \\ X \quad \quad \quad \text{—} \quad 26,60 \cdot 10^{-24} \text{ г } (16:6,02 * 10^{23}) \end{array}$$

Отсюда $X = 16,02 \text{ у.е.}$

Это означает, что атом кислорода примерно в 16 раз тяжелее $1/12$ массы атома углерода ^{12}C .

Относительные атомные массы элементов (A_r) обычно приводятся в периодической таблице Менделеева.