

1. ПРЕДМЕТ ХИМИИ.

Естественные науки, такие как физика, химия, биология изучают этот мир и закономерности происходящих в нем явлений.

Природные явления и технические процессы можно подразделить на физические, химические и биологические.

В физических явлениях и процессах вещества не изменяют своего состава;

В химических процессах из одних веществ образуются другие вещества с другими свойствами.

Химия изучает состав, строение и свойства веществ, закономерности химических реакций и явления, которыми они сопровождаются, то есть качественное изменение веществ и превращение одних веществ в другие или химические свойства и химические процессы.

Под химическими свойствами веществ понимают совокупность химических реакций, в которые они могут вступать.

Под химическими процессами - обмен атомами между веществами, перераспределение электронов между атомами, разрушение одних соединений и возникновение других.

Следует так же отметить, что химия изучает низкоэнергетические превращения, максимальная температура которых не превышает несколько тысяч градусов, давление – до 100 МПа. Эти превращения веществ называются химическими реакциями.

1. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ

1.1 АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНОЕ УЧЕНИЕ

Атом – мельчайшая частица простого вещества, сохраняющая все его основные химические свойства.

Атом состоит из определенного числа протонов и нейтронов, составляющих ядро, и электронов, число которых равно числу протонов, то есть атом электронейтрален.

В условиях химических реакций атом не может быть превращен в другие атомы.

Элемент – вид атомов, характеризующихся одинаковым числом протонов. Элементу присваивается атомный номер, равный числу протонов в его ядре, и ему дается название, первые буквы (латинского названия) которого являются символом элемента и, кроме того, обозначают один атом и один моль этого элемента.

Пример элементов - атомы Н, О, N.

Простое химическое вещество – это вещество, которое состоит из атомов одного и того же химического элемента.

Молекулой называется мельчайшая частица вещества, способная к самостоятельному существованию и обладающая всеми его химическими свойствами.



В то же время во многих (обычно в кристаллических) химических соединениях нельзя выделить молекулы, так как они состоят из прочно связанных между собою атомов или ионов, на которые невозможно разделить сложное вещество, не изменив существенно его свойства.

В этом случае состав вещества выражается **формульной единицей**.

Например, формульная единица K_2SO_4 обозначает кристаллическое вещество сульфат калия, в котором на каждые 2 атома калия приходится 1 атом серы и 4 атома кислорода.

При описании состава и строения вещества используют понятие о **структурной единице (СЕ)** - это более общее понятие, обозначающее любые атомы или их группы (в том числе атомы, молекулы, ионы и другие формульные единицы), которые используются для описания состава вещества. HO , CO , H_2O , CO_2

Состав вещества выражается его химической формулой, которая определяет соотношение между количеством атомов элементов в соединении или количеством атомов в простом веществе.

Химическая формула выражает состав молекулы, если вещество имеет молекулярное строение, или является только формульной единицей вещества, если молекулы данного вещества не существуют.

Молекулы могут быть одно, двух и многоатомными.

Молекулы, в состав которых входят атомы одного и того же химического элемента называются простыми веществами.

Сложным химическим веществом (химическим соединением) является вещество, состоящее из атомов нескольких элементов. Многие химические соединения состоят из молекул, но также много соединений, имеющих немолекулярную структуру.



1.2. СТЕХИОМЕТРИЯ.

Стехиометрия – часть химии, которая изучает состав вещества и его изменение в ходе химических превращений.

Это слово образовано от греческих слов

стехион – элемент

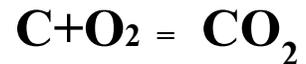
метрон – мера.

1.2.1. Стехиометрические законы

Сохранения массы, постоянства состава, кратных отношений, объемных отношений, закон Авогадро и эквивалентов.

1. Закон сохранения массы: масса веществ, вступивших в реакцию, равна массе веществ, образующихся в результате реакции.

2. Закон постоянства состава (Пруст, 1808): вещества имеют постоянный состав независимо от способа их получения.



3. Закон кратных отношений (Дальтон, 1803): если два элемента образуют между собой несколько соединений, то массы одного элемента, соединяющиеся с одной и той же массой другого элемента, относятся между собой как небольшие целые числа. H_2O H_2O_2

4. Атомная теория Дальтона.

- 1) элементы состоят из мельчайших частиц – атомов; все атомы одного элемента одинаковы;**
- 2) атомы разных элементов имеют разную массу и обладают разными свойствами;**
- 3) в химических реакциях атомы одного элемента не превращаются в атомы других элементов;**
- 4) химические соединения состоят из атомов двух или нескольких элементов, при этом количества атомов различных элементов в соединении всегда постоянны.**

Теория Дальтона объяснила законы сохранения массы, постоянства состава и кратных отношений, но не закон простых объемных отношений, установленный Гей-Люссаком (1805):

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

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

1.3. Относительные атомные и молекулярные массы

Масса атома водорода составляет $1,67 \cdot 10^{-27}$ кг, кислорода – $26,60 \cdot 10^{-27}$ кг, углерода – $19,93 \cdot 10^{-27}$ кг.

С 1961 года за единицу массы атомов принята $1/_{12}$ массы изотопа углерода ^{12}C – **атомная единица массы (а.е.м.)**.

Масса а.е.м. составляет $1,66 \cdot 10^{-27}$ кг или $1,66 \cdot 10^{-24}$ г.

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 .

Округлённое до целого числа значение A_r кислорода равно 16; это означает, что масса одного атома кислорода в 16 раз больше $1/_{12}$ массы атома ^{12}C .

Относительные атомные и молекулярные массы – величины относительные, а потому – безразмерные.

Относительной молекулярной массой (M_r) вещества называется масса его молекулы, выраженная в а.е.м.

Она равна сумме атомных масс всех атомов, входящих в состав молекулы вещества и вычисляется по формуле вещества.

Например, относительная молекулярная масса серной кислоты H_2SO_4 складывается из атомных масс двух атомов водорода ($1 \cdot 2 = 2$), атомной массы одного атома серы (32) и атомной массы четырех атомов кислорода ($4 \cdot 16 = 64$).

Она равна 98. Это означает, что масса молекулы серной кислоты в 98 раз больше $\frac{1}{12}$ массы атома ^{12}C .

13.1. Моль и молярная масса

Моль – это количество вещества, содержащее столько структурных или формульных единиц, сколько атомов содержится в 12 г (0,012 кг) изотопа ^{12}C .

В 12 г изотопа ^{12}C и, следовательно, в одном моле любого вещества, содержится $6,02 \cdot 10^{23}$ атомов - постоянная Авогадро (N_A); её размерность – моль $^{-1}$. (Закон Авогадро)

Молярная масса – это масса одного моля этого вещества.

Молярная масса, выраженная в граммах, численно равна относительной молекулярной массе вещества, выраженной в атомных единицах массы.

Так, молекула H_2O имеет относительную массу (M_r) 18 (а.е.м.), а 1 моль H_2O (т.е. $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул) имеет массу 18 г.

Масса m , молярная масса M и количество вещества n связаны между собой простыми соотношениями:

$$n = \frac{m}{M} \quad (\text{моль}) \text{ количество молей}$$

$$M = \frac{m}{n} \quad (\text{г/моль}) \text{ молярная масса}$$

$$m = n \cdot M \quad (\text{г}) \text{ масса вещества}$$

1.4. Газовые законы в химии

Экспериментально установлено, что все газы (при постоянной температуре) одинаково сжимаются
(закон Бойля–Мариотта):

$$PV = \text{const} \quad \text{или} \quad P_1 V_1 = P_2 V_2$$

Обладают одинаковым термическим коэффициентом расширения (законы Гей–Люссака и Шарля):

$$\frac{V}{T} = \text{const} \quad \text{при постоянном давлении}$$

$$\frac{P}{T} = \text{const} \quad \text{при постоянном объеме}$$

уравнение Клапейрона:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} = \text{const}$$

Закон Авогадро - в равных объемах различных газов при одинаковых условиях содержится одинаковое число молекул.

1 моль любого газа, при нормальных условиях займет объем 22,4 л.

Это мольный (или молярный) объем газа.

Эта постоянная величина, обозначается V_m , единица измерения – л/моль.

Нормальные условия в Международной системе единиц (СИ): давление $1,013 \cdot 10^5$ Па (в других единицах давления это 760 мм рт.ст. или 1 атм.); температура 273 К (0 °С).

Уравнением Клапейрона–Менделеева:

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

где P – давление газа, V – объем, m – масса газа, M – молярная масса, T – температура (К), R – молярная (универсальная) газовая постоянная, численное выражение которой зависит от единиц, определяющих объем газа и его давление.

В системе СИ: $R = 8,314$ Дж/моль·К или $8,314$ Па·м³/ моль·К.

1.5. Эквиваленты и эквивалентные массы

Количественный подход к изучению химических явлений и установление закона постоянства состава показали, что **вещества вступают во взаимодействие в определенных соотношениях масс**, что привело к введению такого важного понятия, как **«ЭКВИВАЛЕНТ»**, и установлению закона эквивалентов:

массы взаимодействующих без остатка веществ относятся как их эквивалентные массы.

Этой формулировке соответствует математическое выражение:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_{\text{эк}}(B_1)}{M_{\text{эк}}(B_2)}$$

Математическое выражение закона эквивалентов, например, для реакции $A + B = C + D$ запишется следующим

образом $n_A^{\text{э}} = n_B^{\text{э}} = n_C^{\text{э}} = n_D^{\text{э}}$

Где $n_A^{\text{э}} = m_A / M_{\text{э}A}$

Эквивалент - это реальная или условная частица или часть частицы, которая соединяется (взаимодействует) с одним атомом водорода или с одним электроном.

Реальные частицы – это атомы или молекулы, а условные – их части, например, $\frac{1}{2}$ атома кислорода в молекуле воды, $\frac{1}{3}$ молекулы H_3PO_4 и т.д.

Относительная масса такой частицы называется эквивалентной массой, а масса одного моля этих частиц (эквивалентов) – молярной массой эквивалента.

Эквивалентная масса и молярная масса эквивалента обозначаются одинаково ($M_{\text{эк}}$).

Единица измерения молярной массы эквивалента – г/моль эк.

Из определения эквивалента следует, что эквивалентная масса – относительная величина, причем, за эталон взят водород, эквивалент которого – его атом, а эквивалентная масса равна единице.

Для определения эквивалентной массы химического элемента не обязательно исходить из его соединения с водородом.

Ее можно вычислить по составу соединения данного элемента с кислородом, эквивалентная масса которого в большинстве случаев равна восьми, или по составу соединения данного элемента с любым другим, эквивалентная масса которого известна.

Элементы переменной валентности образуют с другими элементами по несколько соединений разного состава, при этом их эквивалентные массы в этих соединениях будут различными.

Между атомной массой (A_r), валентностью (Z) и эквивалентной массой ($M_{\text{эк}}$) элемента существует простая взаимосвязь:

$$M_{\text{эк}} = \frac{A_r}{Z}$$

Пример 1. Определите эквивалент (\mathcal{E}) и эквивалентную массу $M_{\mathcal{E}(X)}$ азота, серы и хлора в соединениях NH_3 , H_2S и HCl .

Решение. Масса вещества и количество вещества – понятия неидентичные. Масса выражается в килограммах (граммах), а количество вещества – в молях.

В данных соединениях с 1 моль атомов водорода соединяется $1/3$ моль азота, $1/2$ моль серы и 1 моль хлора. Отсюда $\mathcal{E}(\text{N}) = 1/3$ моль, $\mathcal{E}(\text{S}) = 1/2$ моль, $\mathcal{E}(\text{Cl}) = 1$ моль. Исходя из молярных масс этих элементов определяем их эквивалентные массы:

$$M_{\mathcal{E}(\text{N})} = 1/3 \cdot 14 = 4,67 \text{ г/моль};$$

$$M_{\mathcal{E}(\text{S})} = 1/2 \cdot 32 = 16 \text{ г/моль};$$

$$M_{\mathcal{E}(\text{Cl})} = 1 \cdot 35,45 = 35,45 \text{ г/моль}.$$

Для вычисления эквивалентной массы и численно равной ей молярной массы эквивалента химического соединения используется соотношение:

$$M_{\text{эк}} = \frac{M}{Z_{\text{эк}}},$$

В котором M – молярная масса соединения; $Z_{\text{эк}}$ – его эквивалентное число.

Эквивалентное число показывает, сколько эквивалентов вещества содержится в его молекуле или формульной единице. Оно зависит от типа реакции, в которой участвует вещество и, в сущности, является аналогом валентности химического элемента.

Пример 2 . Мышьяк образует два оксида, массовая доля мышьяка в которых равна 65,2 % и 75,7 %. Определите эквивалентную массу и валентность мышьяка в оксидах и напишите формулы оксидов.

Решение. Проводим вначале все вычисления для первого оксида.

1) Принимаем массу оксида равной 100 г. В этом случае масса мышьяка равна 65,2 г, а кислорода $100 - 65,2$, т.е. 34,8 г;

2) Молярная масса эквивалентов кислорода в оксидах равна 8 г/моль эк. По закону эквивалентов вычисляем молярную массу эквивалентов мышьяка:

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

$$M_{\text{эк}}(\text{As}) = \frac{65,2 \cdot 8}{34,8} = 15,0 \quad \text{г/моль эк}$$

3) Определяем валентность мышьяка:

$$Z = \frac{M(\text{As})}{M_{\text{эк}}(\text{As})} = \frac{75}{15} = 5$$

следовательно формула оксида As_2O_5 .

4) Проводим такие же вычисления для второго оксида, получим As_2O_3 .

Эквиваленты одних и тех же элементов в различных химических соединениях могут различаться, т.к. величина эквивалента зависит от характера превращения, претерпеваемого им.

Так, в соединении SO_2 эквивалентная масса серы равна 8 г/моль, что составляет $\frac{1}{4}$ от атомной массы, а в соединении SO_3 – 5,3 г/моль, что составляет $\frac{1}{6}$ от атомной массы серы. Эквивалентное число серы в этих оксидах равно 4 и 6, т.е. оно равно степени окисления (стехиометрической валентности) серы в этих соединениях. Таким образом, относительная эквивалентная масса и численно равная ей молярная масса элемента в соединении вычисляется по формуле:

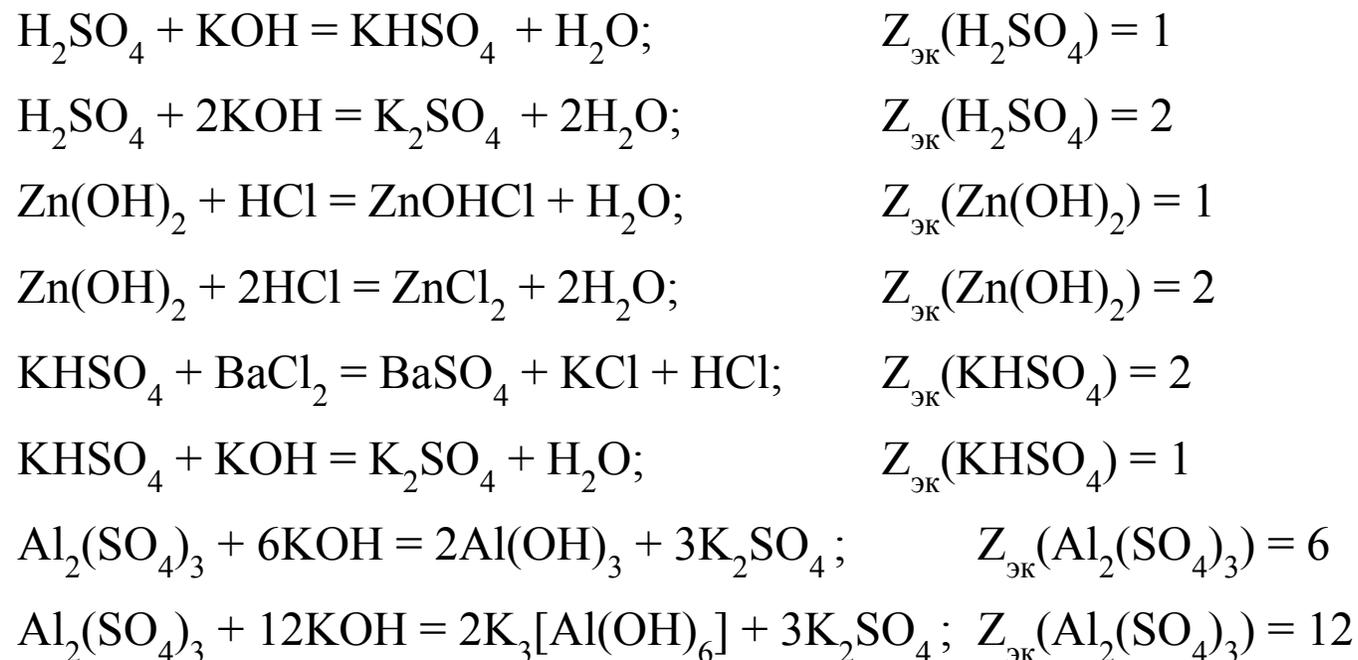
$$M_{\text{эк}}(\text{элемента}) = \frac{A}{|\omega|}$$

где A – атомная масса, ω – степень окисления элемента в данном соединении или его валентность

Например, $Z(\text{Mn})$ в соединении KMnO_4 составляет 7 ($\omega = +7$), а $M_{\text{эк}}(\text{Mn}) = \frac{55}{7} = 7,85$ г/моль;

В соединении Mn_2O_3 $Z = 3$ и поэтому $M_{\text{эк}}(\text{Mn}) = \frac{55}{3} = 18,3$ г/моль

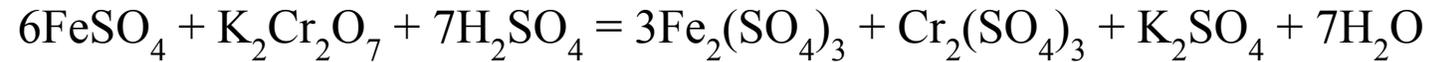
В обменных реакциях эквивалентное число определяется стехиометрией реакции, например:



Понятие «эквивалент» и закон эквивалентов имеют большое значение в химии. С ними связаны способы определения атомных масс химических элементов, концентрации растворов, жесткости воды и расчеты процессов электролиза.

В окислительно-восстановительных реакциях эквивалентное число окислителя равно числу электронов, принимаемых одной формульной единицей окислителя, а эквивалентное число восстановителя – числу отдаваемых им электронов.

Например, в реакции:



эквивалентное число FeSO_4 (восстановитель) равно 1, а $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (окислитель) равно 6.

Понятие «эквивалент» и закон эквивалентов имеют большое значение в химии.

С ними связаны способы определения атомных масс химических элементов, концентрации растворов, жесткости воды и расчеты процессов электролиза.

Из определения эквивалента следует, **что эквивалентная масса – относительная величина**, причем, за эталон взят водород, эквивалент которого – его атом, а эквивалентная масса равна единице.

Для определения эквивалентной массы химического элемента не обязательно исходить из его соединения с водородом.

Ее можно вычислить по составу соединения данного элемента с кислородом, эквивалентная масса которого в большинстве случаев равна восьми, или по составу соединения данного элемента с любым другим, эквивалентная масса которого известна.

Эквивалентная масса вещества имеет различные значения в зависимости от того, в какой химической реакции участвует это вещество. При расчете эквивалентных масс можно пользоваться следующими правилами и формулами.

1. Эквивалентная масса кислоты в реакциях замещения ионов водорода равна:

$$M_{\text{ЭК кислоты}} = \frac{M}{\text{кол} - \text{во заместившихся ионов } H^+}$$

2. Эквивалентная масса основания в реакции замещения гидроксид-ионов равна:

$$M_{\text{ЭК основания}} = \frac{M}{\text{кол} - \text{во заместившихся ионов } OH^-}$$

При решении задач, связанных с газообразными веществами, целесообразно пользоваться значением эквивалентного объема.

Это объем, занимаемый одним молем эквивалентов газообразного вещества. Для газа водород при н.у. этот объем равен 11,2 л/моль эк (так как $M_{\text{ЭК}}(H) = 1$ г/моль эк), а для газа кислород – 5,6 л/моль эк (так как $M_{\text{ЭК}}(O) = 8$ г/моль эк).

Пример 2. Определите эквивалент (\mathcal{E}) и эквивалентную массу $M_{\mathcal{E}(X)}$ азота, серы и хлора в соединениях NH_3 , H_2S и HCl .

Решение. Масса вещества и количество вещества – понятия неидентичные. Масса выражается в килограммах (граммах), а количество вещества – в молях.

В данных соединениях с 1 моль атомов водорода соединяется $1/3$ моль азота, $1/2$ моль серы и 1 моль хлора.

Отсюда $\mathcal{E}(\text{N}) = 1/3$ моль, $\mathcal{E}(\text{S}) = 1/2$ моль, $\mathcal{E}(\text{Cl}) = 1$ моль. Исходя из мольных масс этих элементов определяем их эквивалентные массы:

$$M_{\mathcal{E}(\text{N})} = 1/3 \cdot 14 = 4,67 \text{ г/моль};$$

$$M_{\mathcal{E}(\text{S})} = 1/2 \cdot 32 = 16 \text{ г/моль};$$

$$M_{\mathcal{E}(\text{Cl})} = 1 \cdot 35,45 = 35,45 \text{ г/моль}.$$

Пример 3 . Двухвалентный металл массой 1,168 г вытеснил из серной кислоты 438 мл водорода (объём измерен при температуре 17 °С и давлении 750 мм рт. ст.). Определите эквивалентную и атомную массу металла. Какой это металл?

Решение. 1) Переводим давление в паскалы по пропорции:

101325 Па соответствует 760 мм рт. ст.

X Па соответствует 750 мм рт. ст.

$$x = \frac{101325 \cdot 750}{760} = 99992 \text{ Па}$$

2) По уравнению Клапейрона – Менделеева вычисляем массу водорода:

$$m(\text{H}_2) = \frac{pVM}{RT} = \frac{99992 \cdot 438 \cdot 10^{-6} \cdot 2}{8,31 \cdot 290} = 0,036 \text{ г}$$

3) По закону эквивалентов находим эквивалентную массу металла:

$$M_{\text{эк}} = \frac{1,168 \cdot 1}{0,036}$$

4) Вычисляем атомную массу металла

$$Ar = M_{\text{эк}} \cdot Z = 32,6 \cdot 2 = 65,2$$

В Периодической системе двухвалентный металл с близкой атомной массой – цинк.