

ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ

План

1. Понятие о материи, теоретическое и практическое значение химии.
2. Основные понятия химии.
3. Основные законы химии
 1. Стехиометрические законы химии
 2. Эквивалент. Молярная масса эквивалента. Закон эквивалентов.
 3. Газовые законы
 4. Классификация и номенклатура неорганических соединений

1. Понятие о материи, теоретическое и практическое значение химии.

Химия относится к числу естественных наук, которые изучают окружающий нас мир, т.е. материю. Материя проявляется в двух видах: вещества и поля. Вещество - это устойчивое скопление элементарных частиц (атомов, молекул, ионов и др.), обладающих массой покоя. Поле – представляет собой поток квантов, которым масса покоя не присуща. Посредством поля осуществляется взаимодействие между частицами вещества. Примеры полей: электромагнитное, гравитационное, ядерное и др.

Способом существования материи является движение. Различают пять форм движения материи: механическую, физическую, химическую, биологическую и социальную.

Химическая форма движения материи – это процессы разрушения и образования веществ, которые называются химическими реакциями. Они сопровождаются перемещением валентных электронов, т.е. частиц вещества. Таким образом, химия - наука, изучающая состав, строение, свойства и превращения простых и сложных веществ.

Химия формирует научное мировоззрение и составляет теоретическую основу многих наук, в том числе сельскохозяйственных. Велика роль химии в практической деятельности человека.

Новые вещества и материалы, процессы и технологии - основа научно-технического прогресса. В сельском хозяйстве используются химические средства и процессы для увеличения плодородия почв, повышения эффективности производства и увеличения производительности труда. Важную роль играет химия и в воспитании экологической культуры, т.к. эта проблема имеет в своей основе преимущественно химическую природу, а для ее решения зачастую используются химические средства и методы контроля за окружающей средой. Таким образом, химия является неотъемлемой частью профессионального и мировоззренческого багажа любого специалиста инженерного направления.

2. Основные понятия химии

Объектом изучения химии являются элементы и их соединения.

Химическим элементом называют вид атомов, характеризующихся одинаковым зарядом ядра.

Атом - наименьшая химически неделимая частица химического элемента, сохраняющая все его свойства. Атомы образуют молекулы.

Молекула - наименьшая частица вещества, способная к самостоятельному существованию и обладающая химическими свойствами данного вещества. Молекулы простых веществ образованы атомами одного элемента (H_2 , S_4 , O_2 и др.), а сложных – разными (SO_2 , H_3PO_4 .)

Массы атомов и молекул, выраженные в килограммах (кг) или граммах(г), представляют собой чрезвычайно малые числа. Например, масса атома углерода равна

$1,993 \cdot 10^{-26}$ кг. Пользоваться такими числами при расчетах неудобно, поэтому для выражения масс атомов и молекул введена особая единица - атомная единица массы, (а.е.м). В 1961 году за единицу атомной массы принята, углеродная единица, которая представляет собой 1/12 часть массы атома изотопа углерода ^{12}C .

Относительной атомной массой (символ — A_r) называется величина, равная отношению средней массы атома естественного изотопического состава элемента к 1/12 массы атома изотопа углерода ^{12}C . Например, $A_r(\text{Cl})=35,453$. Подстрочный индекс г происходит от лат. relative -относительный. A_r - величина безразмерная.

Относительная молекулярная масса вещества (M_r) - это отношение массы молекулы вещества к 1/12 массы атома изотопа углерода ^{12}C . M_r - численно равна сумме относительных атомных масс всех атомов, входящих в состав молекулы. Например, $M_r(\text{H}_2\text{SO}_4)=2 \cdot A_r(\text{H}) + A_r(\text{S}) + 4 \cdot A_r(\text{O}) = (2 \cdot 1) + 32 + (4 \cdot 16) = 98$.

В Международной системе (СИ) за единицу количества вещества принят моль. Моль (?) — это количество вещества системы, содержащее столько структурных частиц (атомов, молекул, электронов и т.д.), сколько содержится атомов в 12 г изотопа углерода ^{12}C .

Постоянная Авогадро (N_A) — это число частиц, содержащихся в одном моле любого вещества. $(N_A)= 6,02 \cdot 10^{23}$ моль $^{-1}$

Молярная масса ($M(x)$, г/моль) — масса одного моля вещества.

Молярные массы численно совпадают с относительными массами атомов и молекул.

Например: $A_r(\text{C})=12$, $M(\text{C})=12$ г/моль; $M_r(\text{H}_2\text{SO}_4)=98$, $M(\text{H}_2\text{SO}_4)=98$ г/моль.

Между массой вещества (m , г), количеством вещества (? , моль) и молярной массой (M , г/моль) существуют взаимосвязь: $m = ? \cdot M$

3. Основные законы химии

Стехиометрия – это особый раздел химии, в котором изучают количественный состав веществ, а также количественные изменения, происходящие с ними при химических реакциях.

В основе стехиометрических расчетов лежат фундаментальные количественные законы химии.

Закон сохранения массы вещества (Ломоносов М.В., 1748, 1756; Лавуазье А., 1777): Масса веществ, вступивших в химическую реакцию, равна массе веществ, образующихся в результате реакции. Объясняется это тем, что при химических превращениях атомы не разрушаются, а только перегруппировываются с образованием новых веществ. Все расчеты по химическим уравнениям производят на основании этого закона. По уравнениям реакций в химическом производстве и в лабораториях рассчитывают, какое количество исходных веществ надо взять, чтобы получить заданное количество продукта, рассчитывают выход продукта и т.д.

Закон сохранения массы веществ М.В. Ломоносов связывал с законом сохранения энергии. Взгляды Ломоносова подтверждены современной наукой. Взаимосвязь массы и энергии выражается уравнением Эйнштейна (1905)
 $E = m \cdot C^2$,

E – энергия, m – масса, C – скорость света в вакууме. Это уравнение может быть представлено в виде $m = E/C^2$

Что можно сформулировать так: если тело теряет (испускает) энергию, то одновременно имеет место эквивалентное уменьшение массы и наоборот. Однако это наблюдается лишь в процессах, сопровождающихся выделением или поглощением громадных количеств энергии, например, в ядерных и термоядерных реакциях. Поэтому химические реакции подчиняются закону сохранения массы, а ядерные и термоядерные реакции – закону сохранения массы и энергии.

Закон постоянства состава вещества (Ж.Л. Пруст, 1797): Вещества имеют постоянный качественный и количественный состав независимо от способа их получения. На этом законе основаны расчеты по химическим формулам. Зная химическую формулу вещества, можно рассчитать относительное содержание каждого элемента в образце вещества – так называемую массовую долю $W(?)$.

Пример. Вычислить массовую долю магния в $MgCO_3$.

Дальнейшее развитие химии показало, что наряду с соединениями постоянного состава существуют соединения переменного состава. Первые соединения называются дальтонидами (в память английского химика и физика Дальтона), вторые – бертоллидами (в память французского химика Бертолле).

Дальтониды – это соединения молекулярной структуры, т.е. состоящие из молекул. Их состав выражается простыми формулами с целочисленными индексами, например: H_2O , CCl_4 , CO_2 и др.

Бертоллиды – соединения с немолекулярной структурой (с атомной, ионной и металлической решеткой). Их состав изменяется и не отвечает стехиометрическим индексам. Например, оксид титана имеет состав от $TiO_{0,7}$ до $TiO_{1,3}$.

Закон постоянства состава позволил установить весовые соотношения, в которых химические элементы соединяются между собой. Дальтон ввел понятие эквивалент (в переводе означает «равноценный»)

Эквивалент химического элемента ($\mathcal{E}(x)$, моль) – это реальная или условная частица, соответствующая одному иону водорода в кислотно-основных или ионообменных реакциях или одному электрону в окислительно-восстановительных реакциях. Число, которое показывает, сколько эквивалентов содержится в одной формульной частице вещества (атоме, молекуле, ионе и т.д.) называется эквивалентным числом $Z(x)$.

Число, обозначающее, какая доля реальной частицы является эквивалентом, называется фактором эквивалентности ($f_{\text{экв}}$)

$$f_{\text{экв}} = 1 / Z(x), \text{ где}$$

Для химических элементов $Z(x)$ равно валентности (В) элемента

$$Z(x) = B(x)$$

Например, в $Z(N)=3$; $Z(H)=1$.

Для сложных веществ эквивалентное число рассчитывается по формуле:

$$Z(x) = N(\text{ФГ}) \cdot B(\text{ФГ}), \text{ где}$$

N – номер функциональной группы (ФГ), B – валентность ФГ.

Функциональные группы:

у кислот – катионы водорода H^+ ; у оснований – гидроксид ионы OH^- ;

у солей – катионы металлов Me^{n+} ; или NH ; у оксидов – элемент, образующий оксид \mathcal{E}^{n+} .

Например: $Z(PO_4)=3$; $Z(Ca(OH)_2)=2$; $Z(Fe(OH)_2)=6$; $Z(CO_2)=10$.

Молярная масса эквивалента ($M(f(x))$, г/моль) – это масса одного моля химического эквивалента.

$$\text{Для элемента} \quad M(f(x)) = A_r(x) / B(x)$$

$$\text{Для веществ} \quad M(f(x)) = f_{\text{экв}} \cdot M(x)$$

$$\text{Или} \quad M_{\mathcal{E}}(x) = 1/Z \cdot M(x)$$

Например: $Z(H_2SO_4)=2$; $M(H_2SO_4) = 98$ г/моль; $M_{\mathcal{E}}(H_2SO_4) = 98/2 = 49$ г/моль.

Для вычисления объема моля газов (эквивалентный объем газа $V_{\mathcal{E}}(x)$) необходимо знать число молей эквивалентов в одном моле газа. Например, $B(H) = 1$, тогда $Z(H) = 1$ г/моль, что в 2 раза меньше молярной массы газа водорода $M(H_2) = 2$ г/моль = $M_{\mathcal{E}}(H_2) = 2$ г/моль. Следовательно, объем моля эквивалентов водорода в 2 раза меньше объема моля газа, т.е.

$$V_{\mathcal{E}}(H_2) = 22,4 : 2 = 11,2 \text{ л.}$$

Аналогично, для кислорода: $B(O) = 2$, $Z(O) = 2$, $M(O) = 16$ г/моль; $Mэ(O) = ? \cdot 16 = 8$ г/моль, так как молярная масса эквивалента кислорода (8 г/моль) меньше молярной массы кислорода в 4 раза ($M(O_2) = 32$ г/моль), то объем одного моля эквивалентов кислорода в 4 раза меньше его молярного объема, т.е. $Vэ(O_2) = 22,4 : 4 = 5,6$ л.

На основании понятия об эквиваленте формулируется один из основных законов химии - закон эквивалентов: Вещества или элементы взаимодействуют между собой в количествах, пропорциональных молярным массам их эквивалентов.

$=$; где

$m(1)$ и $m(2)$ - массы реагирующих веществ; $M(f(1))$ и $M(f(2))$ – молярные массы их эквивалентов

Газовые законы

Закон объемных отношений (Ж.Гей-Люссак, 1805) при одинаковых условиях объемы вступающих в реакцию газов, относятся друг к другу и к объемам образующихся газообразных продуктов реакций как соответствующие стехиометрические коэффициенты.

Закон Авогадро (1811). В равных объемах различных газов при одинаковых условиях (температуре и давлении) содержится одинаковое число молекул. Из закона Авогадро вытекают следствия, которые используются при решении задач.

Следствие 1. Моли различных газов при одинаковых условиях (T и P) занимают одинаковый объем, а при нормальных условиях (н.у.) – 22,4 л. Этот объем (объем одного моля газа) называется молярным объемом газа и обозначается V_M или V_m . Молярный объем газа – это отношение объема вещества к количеству этого вещества $V_M =$.

Следствие 2. Плотности газов, взятых при одинаковых условиях (T, P) относятся как их молекулярные массы = Отсюда, $D_{газ_2(газ_1)} = M_r(газ_1) / M_r(газ_2)$

D – относительная плотность первого газа по второму. Обычно ее определяют по отношению к легкому газу – водороду. Поскольку $M_r(H_2) = 2$, то $M_r(газа) = M_r(H_2) \cdot D(H_2)$ Отсюда $M_r(газа) = 2 \cdot D(H_2)$

Таким образом, молекулярная масса вещества в газообразном состоянии равна его удвоенной плотности по водороду.

Для решения химических задач, связанных с газообразными веществами, часто используется формула объединенного газового закона Бойля-Мариотта и Гей-Люссака: p_0, V_0, T_0 – давление, объем газа и температура при нормальных условиях ($p_0 = 101325$ Па, $T_0 = 273$ К).

Если известна масса или количество газа, а необходимо вычислить объем, или, наоборот, используют уравнение Менделеева – Клапейрона:

$PV = n \cdot R \cdot T$, т.к. $n = m/M$, то

n – число молей газа; m – масса, г; M – молярная масса газа, г/моль; R – универсальная газовая постоянная:

$R = 8,31$ л•кПа/моль•К;

$R = 62400$ мл•мм.рт.ст./град•моль

$R = 0,082$ л•атм/град•моль

4. Классификация и номенклатура неорганических соединений

По своему хим. составу хим. соедин-я различают на простые и сложные. В состав простых входит один элемент, в состав сложных два и более.

Все химические элементы традиционно делят на металлы и неметаллы. Условная граница между металлами и неметаллами условно проходит по диагонали бор-астат. Металлы расположены слева, неметаллы справа. Элементы, расположенные вблизи диагонали проявляют свойства металлов и неметаллов. Их называют амфотерными.

Значительно разнообразнее сложные в-ва. Их делят на две большие группы: неорганические и органические. Неорганические соединения делят на пять основных классов: оксиды, гидрооксиды, кислоты, амфот. гидрооксиды, соли.
.....

Существует 2 номенклатуры окислов: Международная и русская. По МН окислы называют оксидами. Для элементов переменной валентности в скобках указывают степень их окисления. Н-Р...оксил железа (11), оксид железа (111).

По русской номенклатуре если элемент образует только один окисел, то называют окисью. окись магния. Если элемент образует два оксида, то с низшей степенью окисления называют закисью. н-р закись Cu_2O и CuO -окись меди. К кислотным оксидам относят те, гидраты которых образуют кислоты. Все кислотные оксиды называют ангидридами соответствующих кислот. Фосфорный ангидрид, азотистый ангидрид. Амфотерные оксиды одновременно обладают свойствами кислотных и основных оксидов. При взаимодействии с водой образуют и основания и кислоты.

Получение оксидов

Свойства оксидов

Гидрооксиды, получение, свойства,

Кислоты получение, свойства.

Соли. получение, свойства, номенклатура.