

ЛЕКЦИЯ № 1

1. Основные понятия и законы химии. Классификация и номенклатура неорганических соединений. Атомно-молекулярное учение и стехиометрия.

1.1. Предмет химии.

При изучении различных наук возникает вопрос: **Каково место науки среди других наук? Какая из них главнее или важнее? И как они между собой соотносятся?** Существует множество методов оценок роли наук. Среди них наиболее объективным методом является расположение и взаимосвязь наук по мере **усложнения форм движения** материи, предложенная Ф.Энгельсом. Именно определённая форма движения материи и является предметом определенной науки. Еще ранее философ Гегель предложил следующую схему: механизм-химизм-организм, которую существенно дополнил и описал Ф.Энгельс. По мере усложнения, формы движения материи располагаются в следующий ряд: физическая, химическая, биологическая и социальная. На примере величины тепловых эффектов, характерных для различных форм движения материи и для соответствующих наук, можно проследить условные границы фундаментальных наук.

не изучена

0 10 50 10^3 10^6

I социология I биология I химия I _____ I физика, механика →

$\Delta H, \text{кДж/моль}$

В каждой науке есть свой предмет изучения, свои законы и своя терминология.

1.2. Строение атома.

Первая модель атома – 1903 г. (Дж. Томпсон), электроны в положительно-заряженной жидкости.

В 1897 г. он открыл электрон.

В 1911 г. Резерфорд (планетарная модель строения атома)

В 1913 г. Н.Бор – впервые квантовые представления (спектр водорода). Остались классические представления об орбитах и постулаты из-за противоречий с классической электродинамикой.

1. Существуют состояния атома водорода, при которых возможно движение электрона относительно ядра без выделения или поглощения (разрешенные орбитали).

2. При переходе из одного такого состояния в другое атом излучает или поглощает квант энергии.

Основы современной теории строения атома:

$$\Delta E = \Delta m \cdot c^2 - \text{Эйнштейн}$$

$$\Delta E = h \cdot \nu - \text{Макс. Планк}$$

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v} - \text{де Бройль}$$

$$\Delta p \Delta x \geq \frac{h}{2\pi} - \text{принцип неопред. Гейзенберга}$$

или $\Delta V * \Delta x \geq \frac{h}{m}$; для атомов водорода: $V_H \sim 2000$ км/сек, $R_H = 0.53 * 10^{-10}$ м = $0,53 \text{ \AA} = 0,053$ нм.

1.3. Виды атомов.

Возб.	Осн. состояние	Ридберговские
$r \sim 10^{-9}$ м	$r \sim 10^{-9}$ м	$r \sim 10^{-6}$ м

Электронные состояния атома (иона) целесообразно разделить на валентные и ридберговские состояния. При этом под валентными состояниями понимаются состояния, соответствующие тем конфигурациям электронной оболочки, в которых главные квантовые числа n всех электронов не превышает значения n валентных электронов в основном состоянии атома. Под ридберговскими состояниями в соответствии с принятой терминологией понимаются состояния, соответствующие таким конфигурациям электронной оболочки, в которых по крайней мере у одного электрона главное квантовое число больше, чем у валентных электронов в основном состоянии атома. Энергия ридберговских состояний с удовлетв. точностью может быть определена по уравнению:

$$T_i = R Z^2 \left[\frac{1}{(n_{ki} + \Delta_{ki})^2} - \frac{1}{(n_{ko} - \Delta_{ko})^2} \right]$$

Где R – постоянная Ридберга, Z – заряд ядра атома, n_{ki} – главное квантовое число k -го электрона в i -ом состоянии, Δ_{ki} – квантовый дефект, являющийся функцией квантовых чисел n и l , в i -ом состоянии.

Литература:

Г.В. Голубев, Г.К.Иванов. Ридберговские состояния атомов и молекул и элементарные процессы с их участием. 2001г.

1.4. Определения и термины

ХИМИЯ – это наука о веществах, их превращениях и явлениях, сопровождающих эти превращения.

Превращения – это изменение состава и структуры веществ, **явления**, сопровождающие эти превращения – это выделение или поглощение теплоты, газовыделение, прохождение электрического тока, свечение и другие.

Химическая реакция – это изменение координат ядер атомов во времени и пространстве, сопровождающееся устойчивым перераспределением электронной плотности:



Обычно в химии изучаются вещества определенного состава и структуры, поэтому существует аналитическая химия с ее набором диагностических методов. В химии изучаются относительно низкоэнергетические превращения при условиях, близких к обычным ($T \leq (4-5) \cdot 10^3$ °С,

$$\Delta H \leq 1000 \text{ кДж/моль}, P \leq 100 \text{ МПа}, 1000 \text{ ат.})$$

Химические свойства вещества – это совокупность химических реакций, в которые они могут вступать. Химические свойства, как и физические свойства – цвет, плотность, твердость, электропроводность, температуры плавления и кипения определяются составом, электронным строением и структурой вещества.

Простое химическое вещество (простое вещество) – это вещество, построенное из атомов одного вида. Или вещество, которое не может быть разложено на другие вещества в условиях химических реакций.

Атом –это мельчайшая частица простого вещества, сохраняющая его основные химические свойства. В физике установлено, что атомы состоят из определенного числа протонов и нейтронов (кроме атома легкого водорода), входящих в состав ядер и электронов. Количество электронов равно числу протонов, т.е. атом электронейтрален. Именно атом не может быть превращен в другие атомы в условиях химических реакций.

Трансмутация-переход одних элементов в другие при обычных условиях за счет протекания ядерных реакций по механизму туннелирования в течение миллионов лет. Изучается в геохимии и химии планетных атмосфер.

Элемент – это вид атомов, ядра которых содержат одинаковое число протонов. В соответствии с числом протонов каждому элементу присваивается порядковый номер. Каждому элементу присваивается название и символ элемента- это первые одна или две буквы названия. Одновременно символ означает один атом. Например, элемент с порядковым номером 18 – Argon (на латыни), символ Ar – один атом. Элемент с порядковым номером 17 – Chlorum – Cl, Cl₂ – два химически связанных атома.

Элемент C – углерод, простые вещества: C_{гр}, C_{алм}, C_{поликумулен}, C_{полиацетилен}, C_{фуллерон}, C_{нанотрубки} O₂ ~ O₃=O²⁻ - O⁻² – O⁺⁴ . Аллотропия - существование простых веществ в виде различных кристаллических модификаций.

Сложное химическое вещество (химическое соединение) – вещество, состоящее из двух и более атомов различных химических элементов. Химические соединения могут состоять из групп атомов, отражающих их структуру.

Молекулой химического соединения называют наименьшую его частицу, способную к самостоятельному существованию и обладающую его основными химическими свойствами. Из молекул состоят например, следующие вещества: HCl, NH₃, H₂O и др. Во многих химических веществах в конденсированном состоянии (жидком и твердом) нельзя выделить молекулы, так как эти вещества состоят из прочно связанных между собой группировок - структурных единиц (СЕ) – элементарная ячейка, на которые невозможно разделить сложное вещество, не изменив существенно его свойства

(например, кристаллические NaCl , K_2SO_4 , Fe_3O_4 – структурные единицы-кристаллическая ячейка.

Состав вещества представляют в виде химической формулы, которая указывает на:

1. соотношение между атомами элементов в соединении,
2. их количество в формуле или число атомов в простом веществе. Формула может соответствовать составу молекулы или не соответствовать: Cl и Cl_2 ; P_2O_3 и P_4O_6 , где сначала дана формула состава вещества, а затем – формула молекулы.

1.5. Атомно-молекулярное учение.

Левкипп и Демокрит- мельчайшие частицы, из которых состоят вещества – атомы (Древняя Греция). алхимики. Ломоносов М.В. (~1747г.) – закон сохранения массы (веса) веществ, закон сохранения энергии. В 1803-1807гг. англ. ученый Дж.Дальтон сформулировал постулаты атомно-молекулярного учения (АМУ).

1. Каждый элемент является совокупностью очень маленьких частиц – атомов.
2. Все атомы одного элемента химически одинаковы, (но НДТ ~ 1.2.3 а.е.м.).
3. Атомы различных элементов обладают различными свойствами, в том числе имеют разные массы (но изотопы U^{235} , U^{238} , U^{233} и изобары ${}_{30}^{70}\text{Zn}$, ${}_{32}^{70}\text{Ge}$).
4. Атомы одного элемента не превращаются в атомы другого элемента в результате химических реакций (но трансмутация).
5. Химические соединения образуются в результате объединения атомов двух или более элементов.
6. В данном соединении относительные количества атомов различных элементов всегда постоянны (дальтонида (NH_3) и бертолида (TiO_{2-x})).

ЛЕКЦИЯ № 2 (продолжение)

Позже эти постулаты были косвенно подтверждены совокупностью стехиометрических законов:

- закон сохранения массы веществ;
- закон сохранения энергии в химических реакциях;
- закон постоянства состава;
- закон кратных отношений;
- закон объемных отношений;
- газовые законы и объединенный газовый закон;
- закон Авогадро;
- закон эквивалентов;
- правило Дюлонга-Пти.

Наука началась с количественных измерений, которые могут воспроизвести другие учёные.

Химическая стехиометрия – учение о составе веществ и их изменений в ходе химических превращений («стехио» - по гречески – элемент и «метрон» – мера).

Законы стехиометрии обычно считают составными частями АМУ. На основании этих законов были введены понятия о химических формулах, химических уравнениях и валентности.

1. Закон сохранения массы – энергии в химических реакциях. Ломоносов М.В. (1756-1759гг). -

В изолированной системе сумма масс и энергий постоянна.

В химии : закон сохранения массы веществ, закон сохранения энергии.

$\Delta E = \Delta m \cdot c^2$ – ядерные процессы.

2. Закон постоянства состава (Пруст, 1801-1808гг). Определение: всякое чистое вещество имеет постоянный и неизменный состав независимо от способа получения и места нахождения (дальтонида).

Бертолиды: пределы колебания состава при сохранении кристаллической структуры называют широтой области гомогенности $TiO_2 \rightarrow TiO_{1.9}$.

3. Закон эквивалентов (Рихтер, Дальтон, Валластон 1804-1814гг). – соединительные веса или эквиваленты. Массы веществ, реагирующих между собой нацело без остатка, относятся как их массы эквивалентов.

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_{э1}}{M_{э2}}, \quad SO_2 - M_э(S) = 8 \text{ г/моль}, \quad SO_3 - M_э(S) = 5,3 \text{ г/моль}$$

Эквивалент – это частица или часть частицы, которая соединяется (взаимодействует) с одним атомом водорода или с одним электроном. H_2O ; SO_2 ; P_4O_{10} . Масса эквивалента.

4. Закон кратных отношений (Дальтон 1808г) : если два вещества образуют между собой несколько соединений, то количество одного из них, отнесенные к одному и тому же количеству другого относятся как небольшие целые числа.

N_2O	NO	N_2O_3	NO_2	N_2O_5
$\frac{16\text{г/моль}}{28\text{г/моль}}$	$\frac{32}{28}$	$\frac{48}{28}$	$\frac{64}{28}$	$\frac{80}{28}$
0,57	1,14	1,71	2,28	2,86
1	2	3	4	5

Химический эквивалент не является постоянной величиной для элемента с переменной степенью окисления.

5. Закон объемных отношений (для газов) – при одинаковых условиях (P,T) объемы реагирующих без остатка газов и объемы газообразных продуктов реакций относятся между собой как небольшие целые числа (коэфф.уравнения хим.реакций),(Гей-Люссак, 1805г).

Газовый анализ :

- $2N_2 + O_2 \rightarrow 2N_2O$
- $N_2 + O_2 \rightarrow 2NO$
- $2N_2 + 3O_2 \rightarrow 2N_2O_3$
- $N_2 + 2O_2 \rightarrow 2NO_2$
- $2N_2 + 5O_2 \rightarrow 2N_2O_5$

6. Закон Авогадро (1811г) – это один из основных законов естествознания: в равных объемах различных газов при одинаковых условиях содержится одинаковое количество частиц (молекул или атомов).

Следствие 1. При одинаковых физических условиях моли любых газов имеют равные объемы.

Молярный объем газа при н.у. (0°C, 760 мм.рт.ст. = 1 атм. = 101325 Па) = 22,4 л/моль.

Следствие 2. Молекулярная масса газообразного вещества равна удвоенной плотности его по водороду, Перрен (1908-1910гг). $M_x = 2 \cdot D_{H_2}^x$

$$N_o = 6,024 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} \text{ (СГС)}$$

$$N_o = 6,024 \cdot 10^{26} \text{ кмоль}^{-1} \text{ (СИ)}$$

7. Уравнение Менделеева-Клапейрона

$$P \cdot V = n \cdot RT = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$$

$$P_{об} \cdot V_{об} = \sum_i^k n_i \cdot R \cdot T, \text{ для отдельного компонента } P_i \cdot V_{об} = n_i \cdot R \cdot T$$

(общие)

R – универсальная газовая постоянная:

$$62400 \text{ мм.рт.ст.} \cdot \text{мл/моль} \cdot \text{К}$$

$$8,314 \text{ Па} \cdot \text{м}^3/\text{моль} \cdot \text{К}$$

$$0,082 \text{ л} \cdot \text{атм/моль} \cdot \text{К}$$

$$1,99 \text{ кал/моль} \cdot \text{К}$$

8. Правило Дюлонга – Пти – эмпирическое правило, согласно которому теплоемкость твердых тел при постоянном объеме (C_v) и $T \geq 300\text{К}$ постоянна и равна 6 кал/моль К (26 Дж/мольК) приблизительно справедлив для большинства простых веществ и не сложных соединений. Используется для определения атомных масс элементов, не образующих летучих соединений, фазовые превращения $C_v \cdot A_r \approx 6.2$ (26).

Моль. Эквивалент и массы эквивалентов

Международная система единиц измерения СИ (7 основных единиц)

- метр (м) – длина

- килограмм (кг) – масса

- секунда (с) – время

- ампер (А) – сила эл.тока
- Кельвин (К) – температура
- Кандела (Кд) – сила света
- моль – количество вещества

Относительные атомные и молекулярные массы

(A_r, M_r) :

Абсолютная масса $A_{r(H)} = 1,67 \cdot 10^{-27}$ кг; $A_{r(O)} = 26,6 \cdot 10^{-27}$ кг; $A_{r(C)} = 19,93 \cdot 10^{-27}$ кг.

С 1961г за единицу массы атомов принята 1/12 массы изотопа углерода ^{12}C – углеродная единица (у.е.) или атомная единица массы (а.е.м.). Масса 1 у.е. составляет $1,66 \cdot 10^{-27}$ кг.

$$A_r = \frac{\text{абсолютная масса атома}}{\frac{1}{12} \text{ части абс.массы } C^{12}}$$

A_r показывает, во сколько раз масса атома данного элемента больше 1/12 массы атома изотопа ^{12}C . M_r вещества называется масса его молекулы, выраженная в у.е..

$M_r(\text{H}_2\text{SO}_4)$: $2\text{H} - 2 \cdot 1.008 = 2.016$

$\text{S} - 1 \cdot 32.064 = 32.064$

$4\text{O} - 4 \cdot 16.02 = 64.08 / 98,016 \quad \approx 98 \text{ у.е. (а.е.м.)}$

Количество вещества определяется числом структурных единиц (атомов, молекул, ионов и др.) этого вещества и выражается в молях (моль).

Моль – это количество вещества, содержащее столько структурных единиц, сколько атомов содержится в 12г изотопа ^{12}C . Экспериментально установлено, что в указанном количестве изотопа ^{12}C содержится $6,02 \cdot 10^{23}$ атомов. Это число или постоянная Авогадро (N_a) [моль].

$V_m = 22.4 \text{ л.}$

Законы Дальтона (1801-1803гг)

ДЛЯ ХИМИКОВ

1. Давление смеси химически не взаимодействующих идеальных газов равно сумме их парциальных давлений.

$$P_{\text{об}} = \sum P_i$$

2. При постоянной T растворимость в данной жидкости каждого компонента газовой смеси, находящейся над жидкостью, пропорциональна его парциальному давлению. Каждый газ смеси растворяется так, как будто остальных компонентов нет.

Масса эквивалента, элементы и вещества (реакции обмена и ОВР):

- масса эквивалента элемента $M_э = \frac{A_r}{|n_{\bar{e}}|}$;

- масса эквивалента вещества окислителя или восстановителя: $M_э = \frac{M}{|n_{\bar{e}}|}$,

где A_r – масса атома элемента; M – молярная масса сложного вещества; $n_{\bar{e}}$ - число электронов, участвующих в окислении или восстановлении.

Реакции обмена, разложения, ОВР, фотохимические.

Рекомендуемая литература

1. К.Маркс, Ф.Энгельс. Присхождение семьи, частной собственности, государства и права. Соч. 2-е изд. Т.45 – С.227-372.
2. Б.М.Кедров. Классификация наук. Книги 1,2,3.
3. Р.Б.Добротин. Химическая форма движения материи. С-Петербург, 1967г.