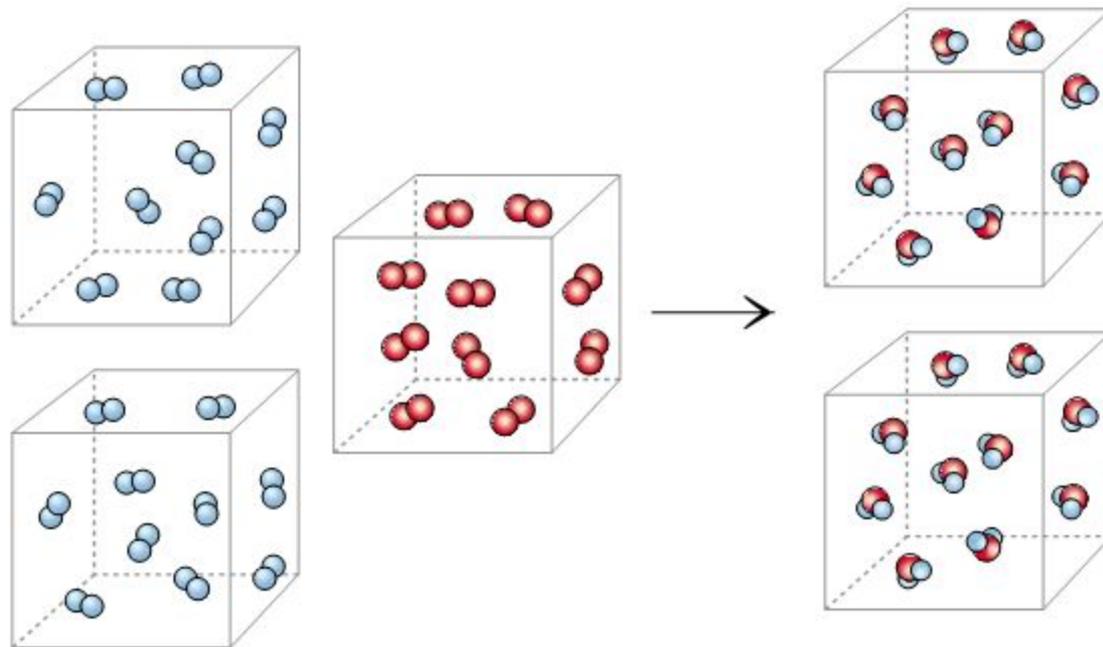


Основные законы химии

Лекция 3



Закон сохранения массы

В ходе химической реакции как общая масса веществ, так и масса отдельных элементов остается постоянной.

Ломоносов, 1748

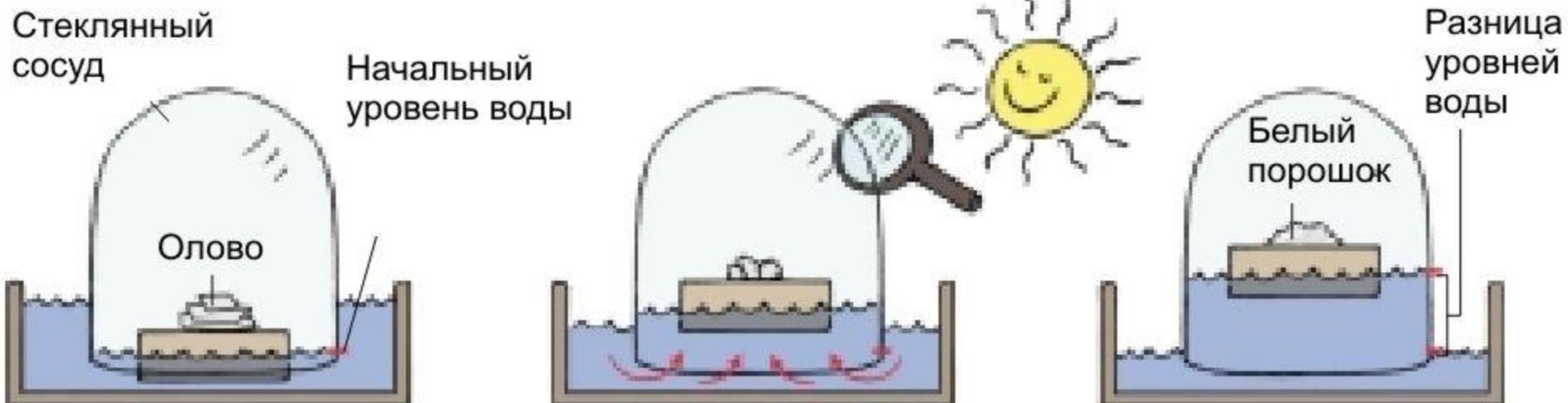
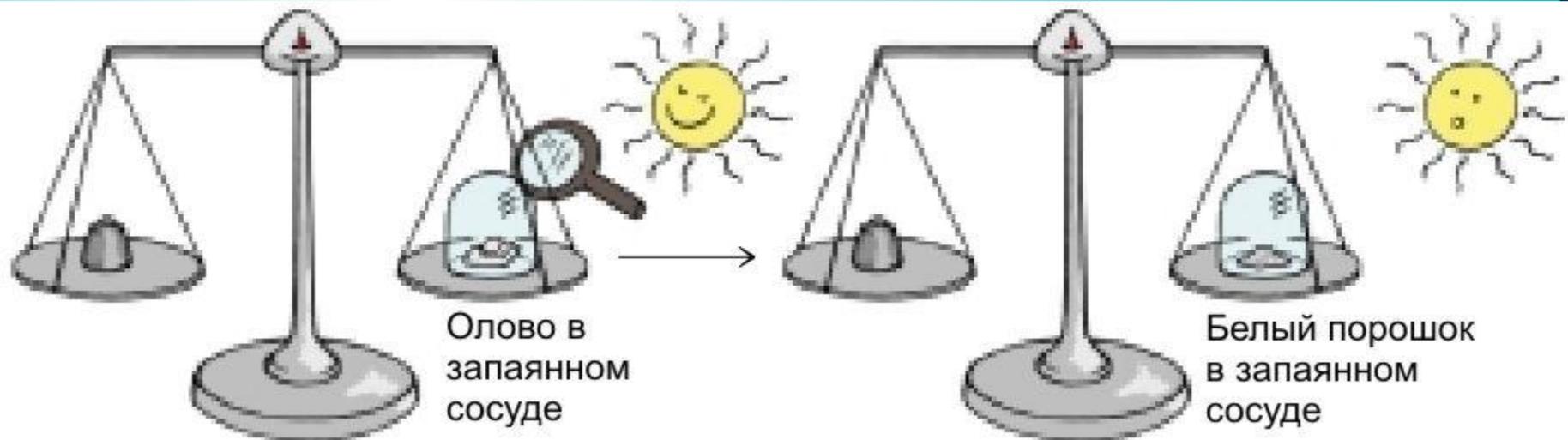
Лавуазье, 1774

Михаил Васильевич
Ломоносов
(1711-1765)



Антуан-Лоран Лавуазье
(1743-1794)

Схема опытов Лавуазье



Закон сохранения массы

Закон сохранения массы означает, что в ходе реакции масса не изменяется. Значит сумма масс продуктов реакции всегда равна сумме масс исходных реагентов.



$$2 \text{ г} \quad 16 \text{ г} \quad 18 \text{ г} \quad (2 + 16 = 18)$$

Закон постоянства состава

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



Жозеф Луи Пруст (1754-1826)

Пруст, 1797
Закон определений между пропорций
Соотношения между массами элементов, входящих в состав соединения могут быть произвольными и меняться непрерывно.



Клод Луи Бертолле (1748-1822)

Бертолле, 1803

Дальтони́ды и бертолли́ды

После того, как постоянство состава обычных соединений было подтверждено, в середине-конце 19-го века было обнаружено, что значительное количество твердых веществ (галогениды, оксиды, карбонаты, гидроксиды, сульфиды, и т.п.) могут иметь переменный состав в зависимости от условий синтеза и обработки.

- Вещества постоянного состава называют **дальтонидами**.
- Вещества переменного состава называют **бертоллидами**.

Закон кратных соотношений

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



Джон Дальтон (1766-1844)

Дальтон, 1803

Закон постоянства состава и закон кратных соотношений

$m(\text{CO}_2)$	$m(\text{O})$	$m(\text{C})$	$m(\text{O})/m(\text{C})$
123 г	89,4 г	33,6 г	2,66
50,5 г	36,7 г	13,8 г	2,66
88,6 г	64,4 г	24,2 г	2,66

$m(\text{CO})$	$m(\text{O})$	$m(\text{C})$	$m(\text{O})/m(\text{C})$
16,3 г	9,31 г	6,99 г	1,33
25,9 г	14,8 г	11,1 г	1,33

$$\frac{m(\text{O})/m(\text{C}) \text{ в } \text{CO}_2}{m(\text{O})/m(\text{C}) \text{ в } \text{CO}} = 2,66 / 1,33 = 2:1$$

$m(\text{O})/m(\text{C}) \text{ в } \text{CO}$

Атомная теория Дальтона

- Вся материя состоит из мельчайших частиц, называемых атомами, которые являются наименьшими частицами элементов, участвующих в химических реакциях.
- Все атомы каждого элемента одинаковы.
- Атомы различных элементов различны
- Соединения образуются из атомов различных элементов в строго определенных пропорциях.
- В ходе химических реакций атомы не разрушаются и не создаются, а только изменяется характер их взаимодействия друг с другом.

Дальтон, 1803

Атомные единицы массы

На основании закона кратных соотношений Дальтон определил атомные массы известных к тому времени элементов, взяв за единицу массу наиболее легкого атома водорода.

Абсолютные массы атомов, точно определенные позже, весьма невелики ($\sim 10^{-27} - 10^{-25}$ кг). Поэтому химики обычно пользуются относительными **атомными единицами массы (а.е.м.)**. С 1961 года в качестве единой а.е.м. используются углеродные единицы – $1/12$ массы изотопа ^{12}C .

$$1 \text{ а.е.м.} = 1,661 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$$

Изотопы

Изотопы – это различающиеся по массе атомы одного элемента. Большинство элементов представляют собой смесь нескольких изотопов с различным естественным содержанием.

Например: природный кремний состоит из 92,28% ^{28}Si , 4,67% ^{29}Si и 3,05% ^{30}Si .

Средняя атомная масса

Средняя атомная масса химического элемента равна среднему арифметическому относительных масс изотопов с учетом их естественного содержания.

Средние атомные массы приведены в таблице Менделеева.

Пример: Определить среднюю атомную массу хлора по следующим данным:



Изотоп	Масса изотопа, а. е.м.	Относительное содержание
^{35}Cl	34,97	0,7553
^{37}Cl	36,95	0,2447

Решение: $A_r = 34,97 \cdot 0,7553 + 36,95 \cdot 0,2447 = 35,45$ а.е.м.

Молекулярная масса

Молекулярной массой вещества называют отношение его массы к $1/12$ массы атома углерода.

Поскольку масса молекулы равна сумме масс составляющих ее атомов, то молекулярная масса равна сумме соответствующих атомных масс.

Моль

Моль – количество вещества, которое содержит такое же число структурных единиц (молекул, атомов, ионов, электронов и т.д.), как и в 12,000 г изотопа углерода ^{12}C .

Молярная масса (масса одного моля) вещества в г/моль численно равна его молекулярной массе в а.е.м.

Число
Авогадро

1 моль любого вещества содержит $6,022 \cdot 10^{23}$ молекул (атомов и т.п.).

Расчет молярной массы

Пример: рассчитать молярную массу CO_2 .

Решение:

$$M_r(\text{CO}_2) = A_r(\text{C}) + 2 * A_r(\text{O}) = 12,01 + 2 * 16,00 = 44,01 \text{ а.е.м}$$

$$M(\text{CO}_2) = 44,01 \text{ г/моль}$$

Молекулярная
масса

Молярная
масса

Использование молярной массы

Молярная масса (M) устанавливает связь между количеством вещества (n) и его массой (m).

$$M = m/n \quad \text{или} \quad m = M * n \quad \text{или} \quad n = m/M$$

Пример: Рассчитать количество вещества воды массой 5,4 г.

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 2 * 1,0 + 16,0 = 18,0 \text{ г/моль}$$

$$n = m/M = 5,4 \text{ г} / 18,0 \text{ г/моль} = 0,30 \text{ моль}$$

Массовая доля элемента

Массовую долю элемента в соединении можно рассчитать как произведение атомной массы элемента на число его атомов в молекуле и на 100% поделенное на молекулярную массу соединения.

Пример: Найти массовую долю кислорода в H_3PO_4 .

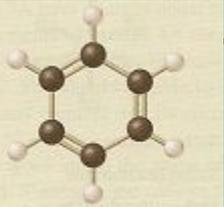
$$M_r(\text{H}_3\text{PO}_4) = 97,99 \text{ а.е.м.}$$

$$\%O = 4 * 16,00 / 97,99 * 100\% = 65,31\%$$

Молекулярная и эмпирическая формулы вещества

- **Молекулярная формула** соединения определяет истинное количество атомов различных элементов в молекуле (H_2O - вода). 
- **Эмпирическая формула** соединения - это формула отражающая качественный и количественный состав с использованием наименьших целых чисел.

Например: Молекулярная формула бензола C_6H_6 . Его эмпирическая формула CH .



Определение формулы вещества

Задача: Определить эмпирическую и молекулярную формулы вещества, содержащего 94,06% O и 5,93% H, если его молярная масса равна 34 г/моль.

Решение: 1. Определяем, что других элементов в веществе нет:

$$\%O + \%H = 94,06\% + 5,93\% = 99,99\% \approx 100\%.$$

2. Определяем относительное количество атомов каждого типа делением массовой доли на атомную массу каждого элемента:

$$n(\text{H}) = 5,93 \text{ г} / 1,01 \text{ г/моль} = 5,87 \text{ моль}$$

$$n(\text{O}) = 94,06 \text{ г} / 16,00 \text{ г/моль} = 5,87 \text{ моль}$$

3. Определяем наименьшие целые числа соотношения элементов: $n(\text{H}) / n(\text{O}) = 5,87 / 5,87 = 1:1$.

Эмпирическая формула вещества: HO.

Определение формулы вещества (продолжение)

4. Определяем молярную массу, соответствующую эмпирической формуле: $M(\text{OH}) = 1,01 + 16,00 = 17,01 \text{ г/моль}$.
5. Делением истинной молярной массы на полученное значение определяем целочисленный коэффициент, на который на умножить эмпирическую формулу: $k = 34 / 17,01 = 2$
- Молекулярная формула: H_2O_2 (пероксид водорода).

Закон эквивалентных отношений

Весовые количества двух или нескольких веществ, которые порознь вступают в химические реакции с постоянным количеством третьего вещества совпадают с количествами двух первых веществ в их реакции между собой или являются простыми кратными этих количеств.

Рихтер, 1792



Иеремия Вениамин Рихтер
(1762-1807)

Закон эквивалентов

Все вещества реагируют друг с другом в количествах, пропорциональных их эквивалентам.

Эквивалент $[f_{\text{ЭКВ}}(B)]$ – это реальная или условная часть вещества, которая в реакции может присоединять, замещать либо соответствовать одному атому или иону водорода (H, H^+) или одному молю водорода (H, H^+), а в окислительно-восстановительных реакциях - одному электрону или одному молю электронов.