ТЕМА 1.1.

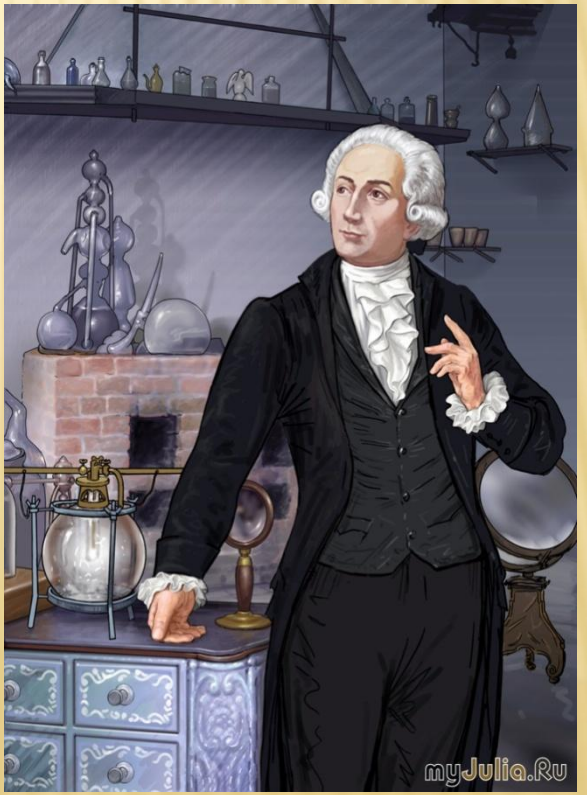
Основные законы химии

ПЛАН:

- Закон сохранения массы
- Закон постоянства состава
- Закон эквивалентов
- Закон Авогадро
- Закон Клайперона-Менделеева

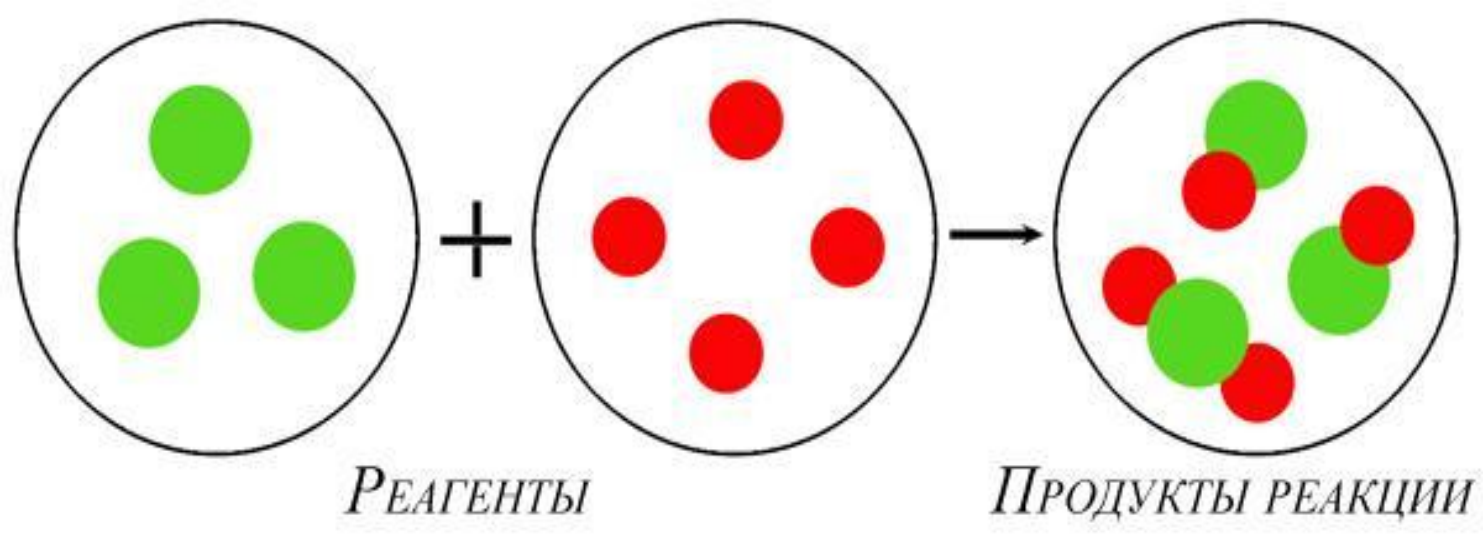
ЗАКОН СОХРАНЕНИЯ МАССЫ

Закон сохранения массы теоретически был описан в 1748 году, а экспериментально подтверждён в 1756 году русским ученым М.В. Ломоносовым. В 1789 году французский учёный Антуан Лавуазье подтвердил выводы Ломоносова.



ЗАКОН СОХРАНЕНИЯ МАССЫ

Масса веществ, вступающих в реакцию, равна массе веществ, образующихся в результате реакции



Модель химической реакции.

Атомно-молекулярное учение этот закон объясняет следующим образом: в результате химических реакций атомы не исчезают и не возникают, а происходит их перегруппировка (т.е. химическое превращение- это процесс разрыва одних связей между атомами и образование других, в результате чего из молекул исходных веществ получаются молекулы продуктов реакции). Поскольку число атомов до и после реакции остается неизменным, то их общая масса также изменяться не должна. Под массой понимали величину, характеризующую количество материи. Исходя из закона сохранения массы, можно составлять уравнения химических реакций и по ним производить расчеты. Он является основой количественного химического анализа.

ПРИМЕР:

- $3Na_2SO_3 + 2KMnO_4 + H_2O = 3Na_2SO_4 + 2MnO_2 + 2KOH$.
- Массы исходных и конечных веществ составят:
- $3 \cdot 126 + 2 \cdot 158 + 18 = 3 \cdot 142 + 2 \cdot 87 + 2 \cdot 56$,
- т.е. масса исходных веществ (712 г) равна массе продуктов реакции (712 г).

ПРАВИЛА СОСТАВЛЕНИЯ ХИМИЧЕСКИХ УРАВНЕНИЙ:

- Необходимо знать формулы веществ, вступивших в реакцию (реагентов) и формулы веществ, полученных в результате реакции (продукты реакции).
- Число атомов каждого элемента в левой части уравнения должно быть равно числу атомов этих же элементов в правой части уравнения. Для уравновешивания подбирают и расставляют перед формулами соответствующие коэффициенты.
- Левую и правую части уравнения нельзя менять местами.
- Нельзя переносить формулы веществ из одной части уравнения в другую.

РЕШИМ ЗАДАЧИ:

Пример 1. Железо массой 6,72 грамма сожгли в хлоре. Определите массу образовавшегося хлорида железа (III) и массу хлора, прореагировавшего с железом.

Дано:

m (Fe) = 6,72 г

Найти:

m ($FeCl_3$) = ?

m (Cl_2) = ?

Решение:

6,72г x y

$$2Fe + 3Cl_2 = 2FeCl_3$$

56 г/моль 71 г/моль 162,5 г/моль

1. **Находим количество вещества с известной массой:**

   $n_{Fe} = \frac{m_{Fe}}{M_{Fe}} = \frac{6{,}72\text{г}}{56\ \text{г/моль}} = 0{,}12$ моль

2. **Находим неизвестное количество вещества:**

   n ($FeCl_3$) = n (Fe) = 0,12 моль

3. **Находим неизвестную массу:**

   m ($FeCl_3$) = n ($FeCl_3$) · M ($FeCl_3$) = 0,12 моль · 162,5 г/моль = 19,5 г

   m (Cl_2) = m ($FeCl_3$) – m (Fe) = 19,5 г – 6,72 г = 12,78 г

Пример 2. Натрий массой 23 грамма взаимодействует с серой массой 20 г. Определите массу образовавшегося сульфида натрия.

Дано:
m (Na) = 23 г
m (S) = 20 г

Найти:
m(Na_2S) = ~~6,72~~ г

Решение:

23г 20г x
2Na + S = Na_2S
23 г/моль 32 г/моль 78 г/моль

1. **Если известны массы двух веществ, сначала определяем, какое из них в недостатке. Расчет ведется по недостатку, т.к это вещество расходуется полностью.**

   $n_{Na} = \frac{m_{Na}}{M_{Na}} = \frac{23\ г}{23\ г/моль} = 1$ моль

   $n_S = \frac{m_S}{M_S} = \frac{20\ г}{32\ г/моль} = 0{,}625$ моль

   т.к по уравнению соотношение количеств веществ Na и S равно 2:1, то на взаимодействие с 0,625 моль S должно пойти 1,25 моль Na, а у нас фактический получается 1 моль Na, следовательно натрий в недостатке. Расчет ведем по натрию.
2. n (Na_2S) = $\frac{1}{2} n\ (Na) =$ 0,5 моль
3. m (Na_2S) = n (Na_2S) · M (Na_2S) = 0,5 моль · 78 г/моль = 39 г

Пример 3. Вычислите выход продукта хлорида аммония от теоретический возможного, если при взаимодействии 170 г аммиака с хлороводородом образовалось 500 г хлорида аммония.

Дано:

$m(NH_3) = 170$ г

$m(NH_4Cl)_{практ.} = 500$ г

Найти:

$\eta = ?$ (%)

Решение:

170г x (теор.)

$$\mathbf{NH_3 + HCl = NH_4Cl}$$

17 г/моль 53,5 г/моль

1. $\eta = \frac{m_{практ.}}{m_{теор.}} \cdot 100\%$
2. Находим теоретическую массу хлорида аммония через количество вещества:

   $n(NH_4Cl) = n(NH_3) = \frac{m_{NH3}}{M_{NH3}} = \frac{170г}{17\ г/моль} = 10$ моль

   $m(NH_4Cl)_{теор.} = n(NH_4Cl) \cdot M(NH_4Cl) = 10$ моль $\cdot$ 53,5 г/моль = 535 г
3. Находим выход продукта:

   $\eta = \frac{m_{практ.}}{m_{теор.}} \cdot 100\% = \frac{500г}{535\ г} \cdot 100\% = 93{,}5\ \%$

ЗАКОН ПОСТОЯНСТВА СОСТАВА

был открыт французским ученым Жозефом Луи Прустом в 1808 г.

ЗАКОН ПОСТОЯНСТВА СОСТАВА

- **Вот как этот закон звучал в его изложении:**

«От одного полюса Земли до другого соединения имеют одинаковый состав и одинаковые свойства. Никакой разницы нет между оксидом железа из Южного полушария и Северного. Малахит из Сибири имеет тот же состав, как и малахит из Испании. Во всем мире есть лишь одна киноварь».

- **Современная формулировка закона: каждое химически чистое вещество с молекулярным строением независимо от места нахождения и способа получения имеет один и тот же постоянный качественный и количественный состав.**

Пример.
CuS - сульфид меди. $m(Cu) : m(S) = A_r(Cu) : A_r(S) = 64 : 32 = 2 : 1$

- Чтобы получить сульфид меди (CuS) необходимо смешать порошки меди и серы в массовых отношениях 2 : 1.
- Если взятые количества исходных веществ не соответствуют их соотношению в химической формуле соединения, одно из них останется в избытке.
- Например, если взять 3 г меди и 1 г серы, то после реакции останется 1 г меди, который не вступил в химическую реакцию. Вещества немолекулярного строения не обладают строго постоянным составом. Их состав зависит от условий

- **Например, оксид кальция состоит из кальция и кислорода (качественный состав). В CaO содержится 71,43 мас.% кальция и 28,57 мас.% кислорода (количественный состав). Получить оксид кальция можно в результате реакций:**

$$2\,Ca + O_2 = 2\,CaO,$$

$$CaCO_3 = CaO + CO_2,$$

$$Ca(OH)_2 = CaO + H_2O,$$

$$2\,Ca(NO_3)_2 = 2\,CaO + 4\,NO_2 + O_2.$$

- **Однако независимо от способа получения, чистый оксид кальция будет иметь приведенный выше состав.**

ЗАКОН ЭКВИВАЛЕНТОВ.

- В конце XVIII века были получены эмпирическим путем многие законы химии. Ими можно было пользоваться и применять их на практике, но точное доказательство было получено лишь много десятилетий спустя. Одним из таких столпов современной химии стал закон эквивалентов, который напрямую связан с другими фундаментальными законами - законом сохранения массы и правилом кратных отношений.
- Различные химические вещества могут взаимодействовать не произвольно, а в строго определенных пропорциях. Поэтому в химическом лексиконе появились слово «эквивалентность». Новое понятие в переводе на русский язык означало «равноценность».

Закон эквивалентов в химии несколько раз менял свою формулировку.

- ***Эквивалент* (Э)** – реальная или условная частица вещества, которая может присоединить, заместить в кислотно-основных реакциях один ион водорода (или другого одновалентного элемента), а в окислительно-восстановительных реакциях – присоединить или высвободить один электрон.
- ***Эквивалент* (Э)** – такое количество вещества, которое соединяется с 1 моль атомов водорода или замещает его в соединениях.
- Под условной частицей вещества подразумевается реально существующие частицы (молекулы, ионы, электроны и т.д.), доли этих частиц (например, 1/2 иона) или их группы.

- ***Фактор эквивалентности* fэ (x)** – число, обозначающее, какая доля реальной частицы вещества X эквивалентна одному иону водорода в кислотно-основной реакции или одному электрону в реакции окисления-восстановления, а также число моль вещества, соединяющегося с 1 моль водорода.
- **Фактор эквивалентности** – величина без[illegible]нимает значения **1** или меньше единицы.

$$f_э(x) = 1/B,$$

Для простых веществ и элементов в соединении

где B – валентность элемента.

- Например, для водорода или натрия fэ= 1/1 = 1. Для магния или кислорода fэ = 1/2.

Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева

ПЕРИОДЫ	РЯДЫ	ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII			
I	1	H 1 $1s^1$ 1,00797 Водород						(H)				He 2 $1s^2$ 4,0026 Гелий
II	2	Li 3 $2s^1$ 6,939 Литий	Be 4 $2s^2$ 9,0122 Бериллий	B 5 $2s^2 2p^1$ 10,811 Бор	C 6 $2s^2 2p^2$ 12,01115 Углерод	N 7 $2s^2 2p^3$ 14,0067 Азот	O 8 $2s^2 2p^4$ 15,9994 Кислород	F 9 $2s^2 2p^5$ 18,9984 Фтор				Ne 10 $2s^2 2p^6$ 20,183 Неон
III	3	Na 11 $3s^1$ 22,9898 Натрий	Mg 12 $3s^2$ 24,312 Магний	Al 13 $3s^2 3p^1$ 26,9815 Алюминий	Si 14 $3s^2 3p^2$ 28,086 Кремний	P 15 $3s^2 3p^3$ 30,9738 Фосфор	S 16 $3s^2 3p^4$ 32,064 Сера	Cl 17 $3s^2 3p^5$ 35,453 Хлор				Ar 18 $3s^2 3p^6$ 39,948 Аргон
IV	4	K 19 $4s^1$ 39,102 Калий	Ca 20 $4s^2$ 40,08 Кальций	21 Sc 44,956 $3d^1 4s^2$ Скандий	22 Ti 47,90 $3d^2 4s^2$ Титан	23 V 50,942 $3d^3 4s^2$ Ванадий	24 Cr 51,996 $3d^5 4s^1$ Хром	25 Mn 54,938 $3d^5 4s^2$ Марганец	26 Fe 55,847 $3d^6 4s^2$ Железо	27 Co 58,9332 $3d^7 4s^2$ Кобальт	28 Ni 58,71 $3d^8 4s^2$ Никель	
	5	29 Cu 63,546 $3d^{10} 4s^1$ Медь	30 Zn 65,37 $3d^{10} 4s^2$ Цинк	Ga 31 $4s^2 4p^1$ 69,72 Галлий	Ge 32 $4s^2 4p^2$ 72,59 Германий	As 33 $4s^2 4p^3$ 74,9216 Мышьяк	Se 34 $4s^2 4p^4$ 78,96 Селен	Br 35 $4s^2 4p^5$ 79,904 Бром				Kr 36 $4s^2 4p^6$ 83,80 Криптон
V	6	Rb 37 $5s^1$ 85,47 Рубидий	Sr 38 $5s^2$ 87,62 Стронций	39 Y 88,905 $4d^1 5s^2$ Иттрий	40 Zr 91,22 $4d^2 5s^2$ Цирконий	41 Nb 92,906 $4d^4 5s^1$ Ниобий	42 Mo 95,94 $4d^5 5s^1$ Молибден	43 Tc [99] $4d^5 5s^2$ Технеций	44 Ru 101,07 $4d^7 5s^1$ Рутений	45 Rh 102,905 $4d^8 5s^1$ Родий	46 Pd 106,4 $4d^{10} 5s^0$ Палладий	
	7	47 Ag 107,868 $4d^{10} 5s^1$ Серебро	48 Cd 112,40 $4d^{10} 5s^2$ Кадмий	In 49 $5s^2 5p^1$ 114,82 Индий	Sn 50 $5s^2 5p^2$ 118,69 Олово	Sb 51 $5s^2 5p^3$ 121,75 Сурьма	Te 52 $5s^2 5p^4$ 127,60 Теллур	I 53 $5s^2 5p^5$ 126,9044 Йод				Xe 54 $5s^2 5p^6$ 131,30 Ксенон
VI	8	Cs 55 $6s^1$ 132,905 Цезий	Ba 56 $6s^2$ 137,34 Барий	57 La* 138,81 $5d^1 6s^2$ Лантан	72 Hf 178,49 $4f^{14} 5d^2 6s^2$ Гафний	73 Ta 180,948 $4f^{14} 5d^3 6s^2$ Тантал	74 W 183,85 $4f^{14} 5d^4 6s^2$ Вольфрам	75 Re 186,2 $4f^{14} 5d^5 6s^2$ Рений	76 Os 190,2 $4f^{14} 5d^6 6s^2$ Осмий	77 Ir 192,2 $4f^{14} 5d^7 6s^2$ Иридий	78 Pt 195,09 $5d^9 6s^1$ Платина	
	9	79 Au 196,967 $5d^{10} 6s^1$ Золото	80 Hg 200,59 $5d^{10} 6s^2$ Ртуть	Tl 81 $6s^2 6p^1$ 204,37 Таллий	Pb 82 $6s^2 6p^2$ 207,19 Свинец	Bi 83 $6s^2 6p^3$ 208,980 Висмут	Po 84 $6s^2 6p^4$ [210] Полоний	At 85 $6s^2 6p^5$ 210 Астат				Rn 86 $6s^2 6p^6$ [222] Радон
VII	10	Fr 87 $7s^1$ [223] Франций	Ra 88 $7s^2$ [226] Радий	89 Ac** [227] $6d^1 7s^2$ Актиний	104 Rf [261] $5f^{14} 6d^2 7s^2$ Резерфордий	105 Db [262] $5f^{14} 6d^3 7s^2$ Дубний	106 Sg [263] $5f^{14} 6d^4 7s^2$ Сиборгий	107 Bh [262] $5f^{14} 6d^5 7s^2$ Борий	108 Hs [265] $5f^{14} 6d^6 7s^2$ Хассий	109 Mt [266] $5f^{14} 6d^7 7s^2$ Мейтнерий	110 Ds [271] $5f^{14} 6d^9 7s^1$ Дармштадтий	
	11	111 Rg [281] $5f^{14} 6d^{10} 7s^1$ Рентгений	112 Cn [285] $5f^{14} 6d^{10} 7s^2$ Коперниций	Nh 113 $7s^2 7p^1$ [286] Нихоний	Fl 114 $7s^2 7p^2$ [289] Флеровий	Mc 115 $7s^2 7p^3$ [289] Московий	Lv 116 $7s^2 7p^4$ [293] Ливерморий	Ts 117 $7s^2 7p^5$ [294] Теннессин				Og 118 $7s^2 7p^6$ [294] Оганесон
ВЫСШИЕ ОКСИДЫ		R_2O	RO	R_2O_3	RO_2	R_2O_5	RO_3	R_2O_7	RO_4			
ЛЕТУЧИЕ ВОДОРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ					RH_4	RH_3	H_2R	HR				

Символ элемента — K; Порядковый номер — 19; Электронная конфигурация внешнего слоя — $4s^1$; Название элемента — Калий; Относительная атомная масса (а.е.м.) — 39,102

Li - металлы, образующие основные оксиды и основания
Be - металлы, образующие амфотерные оксиды и гидроксиды
B - неметаллы

s-элементы
p-элементы
d-элементы
f-элементы

[293] - масса наиболее устойчивого изотопа
1 а.е.м.=1,66 $\times 10^{-27}$ кг

* ЛАНТАНОИДЫ	58 Ce 140,12 $4f^1 5d^1 6s^2$ Церий	59 Pr 140,908 $4f^3 5d^0 6s^2$ Празеодим	60 Nd 144,242 $4f^4 5d^0 6s^2$ Неодим	61 Pm [145] $4f^5 5d^0 6s^2$ Прометий	62 Sm 150,35 $4f^6 5d^0 6s^2$ Самарий	63 Eu 151,96 $4f^7 5d^0 6s^2$ Европий	64 Gd 157,25 $4f^7 5d^1 6s^2$ Гадолиний	65 Tb 159,924 $4f^9 5d^0 6s^2$ Тербий	66 Dy 162,50 $4f^{10} 5d^0 6s^2$ Диспрозий	67 Ho 164,930 $4f^{11} 5d^0 6s^2$ Гольмий	68 Er 167,26 $4f^{12} 5d^0 6s^2$ Эрбий	69 Tm 168,934 $4f^{13} 5d^0 6s^2$ Тулий	70 Yb 173,04 $4f^{14} 5d^0 6s^2$ Иттербий	71 Lu 174,97 $4f^{14} 5d^1 6s^2$ Лютеций
** АКТИНОИДЫ	90 Th 232,038 $5f^0 6d^2 7s^2$ Торий	91 Pa 231,036 $5f^2 6d^1 7s^2$ Протактиний	92 U 238,03 $5f^3 6d^1 7s^2$ Уран	93 Np [237] $5f^4 6d^1 7s^2$ Нептуний	94 Pu [244] $5f^6 6d^0 7s^2$ Плутоний	95 Am [243] $5f^7 6d^0 7s^2$ Америций	96 Cm [247] $5f^7 6d^1 7s^2$ Кюрий	97 Bk [247] $5f^9 6d^0 7s^2$ Берклий	98 Cf [249] $5f^{10} 6d^0 7s^2$ Калифорний	99 Es [254] $5f^{11} 6d^0 7s^2$ Эйнштейний	100 Fm [253] $5f^{12} 6d^0 7s^2$ Фермий	101 Md [256] $5f^{13} 6d^0 7s^2$ Менделевий	102 No [255] $5f^{14} 6d^0 7s^2$ Нобелий	103 Lr [257] $5f^{14} 6d^1 7s^2$ Лоуренсий

Для сложных веществ фактор эквивалентности определяется следующим образом:

Таблица 1. Расчет фактора эквивалентности

Частица	Фактор эквивалентности	Примеры
Кислота	$f_э = \frac{1}{n(H^+)}$ где $n(H^+)$ – число отданных в ходе реакции ионов водорода (основность кислоты)	$f_э(H_2SO_4) = 1/2$ (основность равна 2)
Основание	$f_э = \frac{1}{n(OH^-)}$ где n(OH–) – число отданных в ходе реакции гидроксид-ионов (кислотность основания)	$f_э(Cu(OH)_2) = 1/2$ (кислотность равна 2)
Соль	$f_э = \frac{1}{n(Me) \cdot B(Me)} = \frac{1}{n(A) \cdot B(A)}$ где n(Me) – число атомов металла, B(Me) – валентность металла;	$f_э(Cr_2(SO_4)_3) = 1/(2\times3) = 1/6$

Например, в соединениях HCl, H2S, NH3, CH4 фактор эквивалентности хлора, серы, азота, углерода равен соответственно 1 1/2, 1/3, 1/4.

- ***Молярная масса эквивалента вещества (эквивалентная масса)*** Мэ(х) – масса одного моля эквивалента этого вещества, равная произведению фактора эквивалентности fэ(х) на молярную массу вещества Мх.
- **Мэ(х) = fэ (х) · Мх (кг/моль, г/моль).**

Если одно из реагирующих веществ – газ, то для него вводится понятие ***эквивалентного объема вещества*** – **Vэ(х**), который рассчитывается на основании следствия из закона Авогадро:

- 1 моль газа массой М занимает объем 22,4 л, при нормальных условиях (н.у.): Ро =101,3 кПа; То = 273 К
- Например, при нормальных условиях 1 моль эквивалента водорода занимает объем, равный:

Vэ (Н2) = 22,4 · 1 / 2 = 11,2 л/моль.

- Для кислорода эта величина составляет

Vэ (О2) = 22,4 · 8 / 32 = 5,6 л/моль.

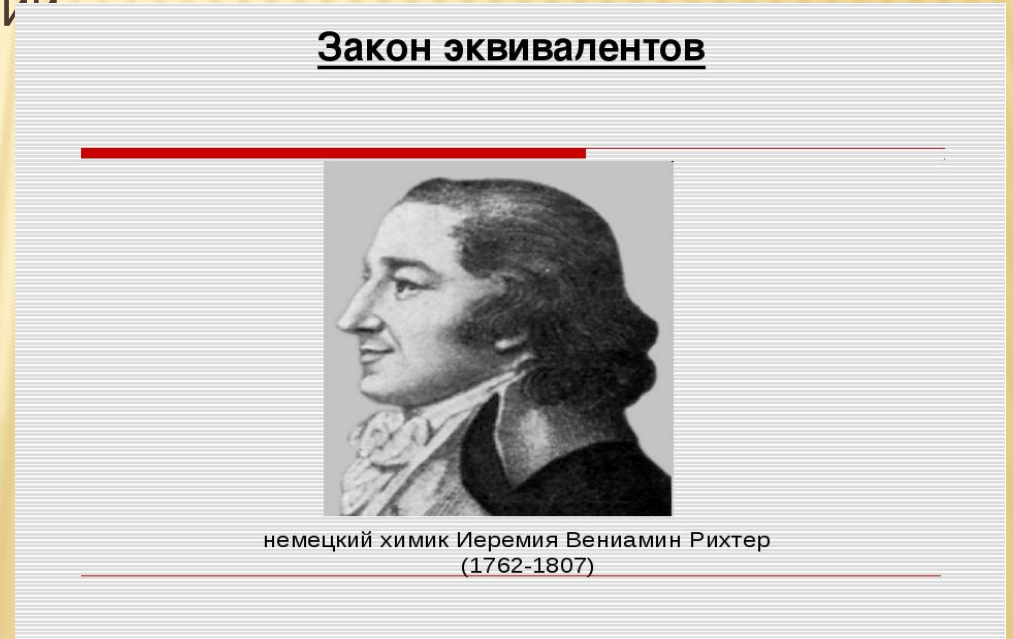
- **Закон эквивалентов:** ***массы (или объемы) реагирующих веществ, прямо пропорциональны эквивалентным массам (или эквивалентным объемам) этих веществ.***

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_{Э1}}{M_{Э2}}$$

$$\frac{m_1}{M_{Э1}} = \frac{V_2}{V_{Э2}}$$

Если одно из этих веществ представляет собой газ, то закон эквивалентов записывается в виде:

- Открыт закон был немецким химиком И. В. Рихтером, труды которого долгое время были неизвестны. В своей трехтомной работе, опубликованной в период с 1792 по 1794 годы под названием «Начала стехиометрии, или способ измерения химических элементов», ученый показал, что химические вещества вступают в реакции в строгом соотношени



Пример 1. Рассчитайте эквивалентную массу трёхвалентного металла, навеска которого массой 1,44 г при его полном окислении превращается в 2,72 г соответствующего оксида. Какой металл используется в качестве исходного реагента?

Решение. На основании закона эквивалентов (3.3) составим пропорцию

$$\frac{m\ (Me)}{m\ (O)} = \frac{Mэ\ (Me)}{Mэ\ (O)}$$

где m – масса реагента, Мэ- его молярная эквивалентная масса.

Таким образом, $Mэ\ (Me) = \frac{m\ (Me) \times Mэ\ (O)}{m\ (O)}$

Из условия задачи находим $m(O)=m(окс.)-m(Me)=2{,}72 - 1{,}44 = 1{,}28$ г, также известно, что

$M_э(O) = 8$ г\моль,

исходя из этого получим:

$$Mэ\ (Me) = \frac{1{,}44\ г \times 8\ \frac{г}{моль}}{1{,}28\ г} = 9\ \frac{г}{моль}$$

Для того чтобы определить какой металл используется в качества реагента, необходимо рассчитать его атомную массу:

$$Mэ\ (Me) = \frac{A}{B}$$

отсюда $A = Mэ(Me) \times B = 9\ \frac{г}{моль} \times 3 = 27\ \frac{г}{моль}$

- **Пример 2.** Сколько граммов цинка растворилось в соляной кислоте, если известно, что в ходе этой реакции выделилось 1,2 л водорода.

Решение. С учётом объёмных отношений газообразных реагентов (3.4) из закона эквивалентов следует, что

$$\frac{m\,(Zn)}{V\,(H_2)} = \frac{Mэ\,(Zn)}{Vэ\,(H_2)}$$

$$m\,(Zn) = \frac{V(H_2)\times Mэ\,(Zn)}{Vэ\,(H_2)}$$

где m - масса металла, $M_э$- эквивалентная масса, V – объём газообразного продукта реакции, $V_э$ - эквивалентный объём.

Из данных таблицы Менделеева определим, что

$M_э\,(Zn) = \; = 32{,}7$ г/моль

$V_э\,(H_2) = 11{,}2$ л/моль, подставив известные значения в формулу для расчета, получим:

$$m\,(Zn) = \frac{1{,}2\ л \times 32{,}7\frac{г}{моль}}{11{,}2\frac{л}{моль}} = 3{,}5\ г$$

ЗАКОН АВОГАДРО

Формулировка закона:

- **В равных объемах различных газов при одинаковых внешних условиях**

(температура и давление) содержится одинаковое число молекул

- **1следствие:**

1 моль любого газа при постоянных условиях занимает один и тот же объем (молярный об

$$V_m = V/n, \qquad (7.1)$$

где V – объем при данных условиях; n – количество вещества.

При н.у. (T=273 K и давлении 101,3 кПа)

1 моль любого газа занимает объем 22,4 л, т.е. $V_{m\ при\ н.у.}$= 22,4л/моль

2 СЛЕДСТВИЕ:

2 следствие

Плотность одного газа относительно другого равна отношению молярных масс этих газов:

$$D_{1(2)} = M_2/M_1 \qquad (7.2)$$

$D_{1(2)}$ – относительная плотность газа 2 по газу 1.

Часто используются

$$D_{H2} = M/2 \qquad (7.3)$$

$$D_B = M/29 \qquad (7.4)$$

2 и 29 –молярные массы молекул водорода и воздуха соответственно

Пример 1 Какова масса 6,825 литра кислорода при нормальных условиях?

Дано:

V = 6,825 л

Найти: m (O_2) = ?

Решение:

1. Находим количество вещества кислорода:
   $n(O_2) = \frac{V_{O2}}{Vm_{O2}} = \frac{6{,}825 л}{22{,}4 л/моль} = 0{,}3$ моль
2. Находим массу:
   $m(O_2) = n(O_2) \cdot M(O_2) = 0{,}3$ моль $\cdot$ 32 г/моль = 9,6 г.

Пример 2. Вычислить молекулярную массу сернистого газа, плотность которого по водороду равна 32.

Решение

Подставляя данные из условия задачи в формулу (7.2), находим

$$M = 2 \times D_{вод} = 2 \times 32 = 64 .$$

Пример 3. Вычислить молекулярную массу метана, если известно, что плотность его по воздуху равна 0,533.

Решение

Подставляя данные из условия задачи в формулу (7.2), получим

$$M = 29 \times D_{возд} = 29 \times 0{,}553 = 16{,}04$$

ЗАКОН КЛАЙПЕРОНА-МЕНДЕЛЕЕВА

Оно выведено на основе объединенного закона Бойля-Мариотта и Гей-Люссака с применением закона Авогадро. Для одного моль любого вещества, находящегося в идеальном газовом состоянии, уравнение Менделеева-Клапейрона имеет выражение:

$$\frac{PV}{T} = R \quad \text{или} \quad PV = RT \qquad (8.1)\,.$$

В том случае, если имеется не один, а n молей газа выражение принимает вид:

$$PV = \mathrm{nRT} \qquad (8.2)\,.$$

где R—универсальная газовая постоянная, не зависящая от природы газа.

Так как число грамм-молей газа $n = \frac{m}{M}$, где m— масса газа, а M—его молекулярная масса, то выражение (8.2) принимает вид:

$$PV = \frac{m}{M} \times RT \qquad (8.3).$$

Числовое значение R зависит от единицы измерения давления и объема. Величина ее выражается в единицах энергия/моль×град. Для нахождения числовых значений R используем уравнение (8.1), применив его для 1 моля идеального газа, находящегося в нормальных условиях,

$$R = \frac{PV}{T}.$$

Подставив в уравнение (8.1) числовые значения P=1 атм, T= 273° и V = 22,4 л, получаем

$$R = \frac{1 \times 22{,}4}{273} = 0{,}082 \frac{л \times атм}{град \times моль}$$

В международной системе единиц СИ давление выражается в ньютонах на м^2 (н/м^2), а объем в м^3. Тогда $R = \frac{1013250 \times 0{,}0224}{273} = 8{,}315 \times 10^3 \frac{н \times м}{град \times кмоль}$.

Пользуясь уравнением Менделеева-Клапейрона можно производить следующие расчеты: а) нахождение физических параметров состояния газа по его молекулярной массе и другим данным, б) нахождение молекулярной массы газа по данным о его физическом состоянии.

Пример 1. Сколько весит азот, находящийся в газгольдере диаметром 3,6 м и высотой 25 м при температуре 25°С и давлении 747 мм рт. ст.?

Дано:

P = 747 мм рт.ст.
T = 25°C = 25 + 273 = 298 K
d = 3,6 м
Мол.масса азота 28

Найти: m = ?

Решение:

Находим объем газгольдера, т.е. объем, который занимает азот: $V = r^2 \pi h = \left(\frac{d}{2}\right)^2 \times \pi \times h$;

$$V = \left(\frac{3,6}{2}\right) \times 3,14 \times 25 = 254,34 м^3 = 254340 л \ .$$

Используем уравнение Менделеева-Клапейрона и находим: $m = \frac{PVM}{RT}$. Подставив, вычисляем результат:

$$m = \frac{747 \times 254340 \times 1000 \times 28}{62400 \times 298} = 286400 г = 286,4 кг$$

Пример 2. В колбе емкостью 500 мл при 25°С находится 0,615 г оксида азота (II). Каково давление газа в атмосферах, в н/м^2?

Дано:

V = 500 мл = 0,5 л = 5×10^{-4} м^3

T = 25°C = 25 + 273 = 298 K

m = 0,615 г

Мол.масса оксида азота 30

Найти: P = ?

Решение:

Из уравнения Менделеева-Клапейрона находим:

$$P = \frac{m}{M} \times \frac{RT}{V}.$$

Проведя подстановку, вычисляем:

$$P = \frac{0{,}615 \times 0{,}082 \times 298}{30 \times 0{,}5} = 1 атм$$

Для определения давления газа в н/м^2 следует подставлять значения объема в м^3, а R = 8,315 н×м/(моль×град), тогда

$$P = \frac{0{,}615 \times 8{,}315 \times 298}{30 \times 5 \times 10^{-4}} = 1{,}013 \times 10^5 н/м^2$$

ЗАДАЧИ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ ПОДГОТОВКИ:

1. Баллон емкостью 10 л содержит при 27 гр С 1моль кислорода. Вычислить давление кислорода в баллоне.
2. Вычислить массу 1 м3 воздуха при 370 С и 83200 Па.

Вычислить массу 1 м3 CO_2 при 270 С и 101324 Па.

3. Вычислить, какой объем (н.у) займет 1 г NO,O_2,He.

Вычислить массу 1л следующих газов (н.у): H_2, O_2, He.

Вычислить массу 1л следующих газов : N_2,CH_4,He(н.у)

4. Вычислить относительную плотность по водороду следующих газов: NH, NO, F_2. Вычислить относительную плотность по воздуху следующих газов: N_2O, CH_4, N_2.
5. Определите массы серы и кислорода, которые потребуются для получения оксида серы (IV) массой 13 г.
6. Вычислите массу соли, которая образовалась при взаимодействии 2,7 г алюминия с бромом массой 40 г.
7. Рассчитайте эквивалентные массы следующих веществ: гидроксида кальция, сульфата алюминия, сероводородной кислоты, гидроксида железа (III), уксусной кислоты.
8. Определить эквивалентную массу металла, 1г оксида которого при растворении в H_2SO_4 дает 3г сульфата.