

ТЕМА 1.1.

Основные законы химии

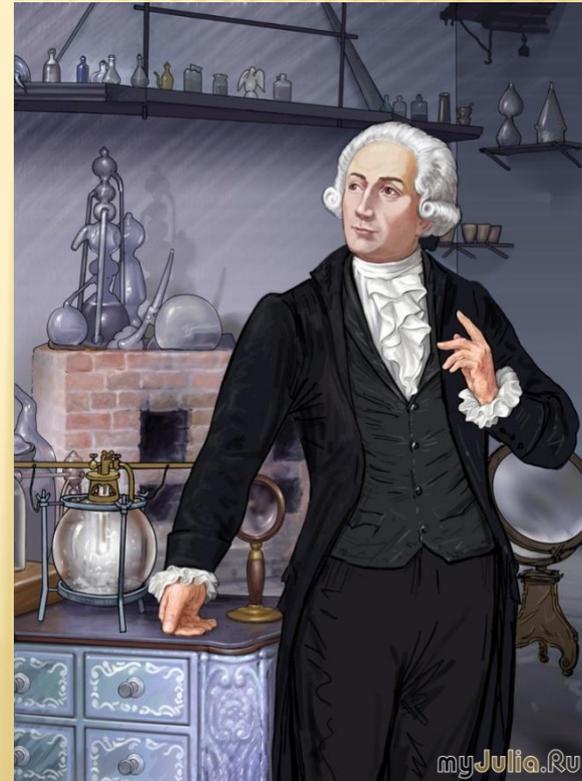


ПЛАН:

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

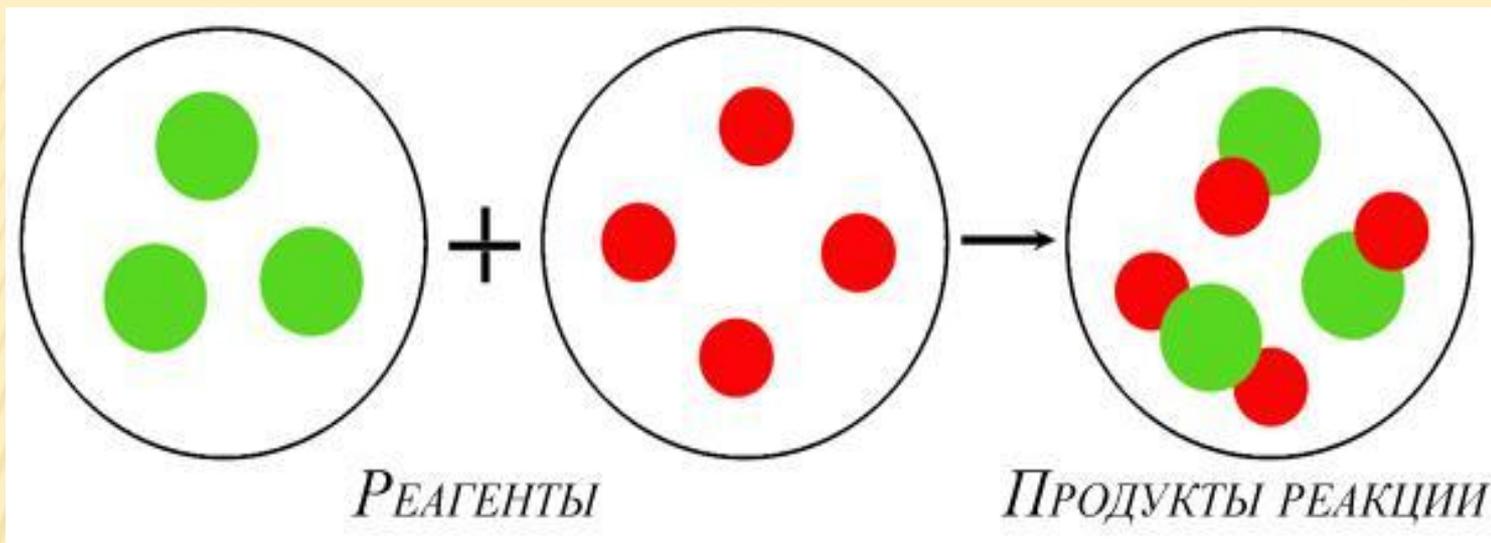
ЗАКОН СОХРАНЕНИЯ МАССЫ

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 получают 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:

- ▣ $3\text{Na}_2\text{SO}_3 + 2\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} = 3\text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{MnO}_2 + 2\text{KOH}$.
- ▣ 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 уравнивания 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:

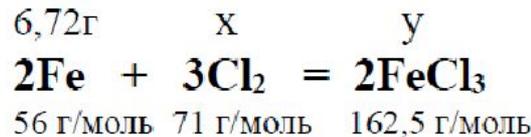
$$m(\text{Fe}) = 6,72 \text{ г}$$

Найти:

$$m(\text{FeCl}_3) = ?$$

$$m(\text{Cl}_2) = ?$$

Решение:



1. Находим количество вещества с известной массой:

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

2. Находим неизвестное количество вещества:

$$n(\text{FeCl}_3) = n(\text{Fe}) = 0,12 \text{ моль}$$

3. Находим неизвестную массу:

$$m(\text{FeCl}_3) = n(\text{FeCl}_3) \cdot M(\text{FeCl}_3) = 0,12 \text{ моль} \cdot 162,5 \text{ г/моль} = 19,5 \text{ г}$$

$$m(\text{Cl}_2) = m(\text{FeCl}_3) - m(\text{Fe}) = 19,5 \text{ г} - 6,72 \text{ г} = 12,78 \text{ г}$$

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

Дано:

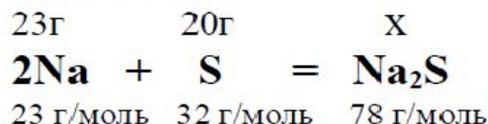
$$m(\text{Na}) = 23 \text{ г}$$

$$m(\text{S}) = 20 \text{ г}$$

Найти:

$$m(\text{Na}_2\text{S}) = 6,72 \text{ г}$$

Решение:



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

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

$$n_{\text{S}} = \frac{m_{\text{S}}}{M_{\text{S}}} = \frac{20 \text{ г}}{32 \text{ г/моль}} = 0,625 \text{ моль}$$

т.к. по уравнению соотношение количества 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. $n(\text{Na}_2\text{S}) = \frac{1}{2} n(\text{Na}) = 0,5 \text{ моль}$

3. $m(\text{Na}_2\text{S}) = n(\text{Na}_2\text{S}) \cdot M(\text{Na}_2\text{S}) = 0,5 \text{ моль} \cdot 78 \text{ г/моль} = 39 \text{ г}$

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

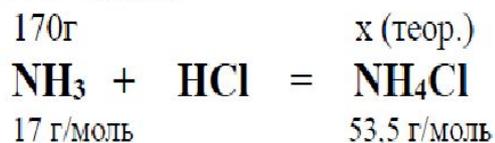
Дано:

$$m(\text{NH}_3) = 170 \text{ г}$$
$$m(\text{NH}_4\text{Cl})_{\text{практ.}} = 500 \text{ г}$$

Найти:

$$\eta = ? (\%)$$

Решение:



$$1. \quad \eta = \frac{m_{\text{практ.}}}{m_{\text{теор.}}} \cdot 100\%$$

2. Находим теоретическую массу хлорида аммония через количество вещества:

$$n(\text{NH}_4\text{Cl}) = n(\text{NH}_3) = \frac{m_{\text{NH}_3}}{M_{\text{NH}_3}} = \frac{170\text{г}}{17 \text{ г/моль}} = 10 \text{ моль}$$

$$m(\text{NH}_4\text{Cl})_{\text{теор.}} = n(\text{NH}_4\text{Cl}) \cdot M(\text{NH}_4\text{Cl}) = 10 \text{ моль} \cdot 53,5 \text{ г/моль} = 535 \text{ г}$$

3. Находим выход продукта:

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

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. $m(\text{Cu}) : m(\text{S}) = A_r(\text{Cu}) : A_r(\text{S}) = 64 : 32$
 $= 2 : 1$

- 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:



- 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 $f_{\text{э}}(x)$** – 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 безр $f_{\text{э}}(x) = 1/V$, принимает значения **1** или меньше единицы.

Для простых веществ и элементов в соединении где V – валентность элемента.

- Например, для водорода или натрия $f_{\text{э}} = 1/1 = 1$. Для магния или кислорода $f_{\text{э}} = 1/2$.

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)		Символ элемента Порядковый номер 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		Электронная конфигурация внешнего слоя K 19 4s ¹ 39,102 Калий Относительная атомная масса (а.е.м.)													
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 4d 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		31 Ga 69,72 4s ² 4p ¹ Галлий		32 Ge 72,59 4s ² 4p ² Германий		33 As 74,9216 4s ² 4p ³ Мышьяк		34 Se 78,96 4s ² 4p ⁴ Селен		35 Br 79,904 4s ² 4p ⁵ Бром		Li - металлы, образующие основные оксиды и основания		Be - металлы, образующие амфотерные оксиды и гидроксиды		B - неметаллы		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		49 In 114,82 5s ² 5p ¹ Индий		50 Sn 118,69 5s ² 5p ² Олово		51 Sb 121,75 5s ² 5p ³ Сурьма		52 Te 127,60 5s ² 5p ⁴ Теллур		53 I 126,9044 5s ² 5p ⁵ Йод		s-элементы		d-элементы		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		81 Tl 204,37 6s ² 6p ¹ Таллий		82 Pb 207,19 6s ² 6p ² Свинец		83 Bi 208,980 6s ² 6p ³ Висмут		84 Po [210] 6s ² 6p ⁴ Полоний		85 At 210 6s ² 6p ⁵ Астат		[293] - масса наиболее устойчивого изотопа 1 а.е.м.=1,66 × 10 ⁻²⁷ кг													
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		114 Fl 114 7s ² 7p ² [289] Флеровий		115 Mc 115 7s ² 7p ³ [289] Московский		116 Lv 116 7s ² 7p ⁴ [293] Ливерморий		117 Ts 117 7s ² 7p ⁵ [294] Теннессин		Rn 86 6s ² 6p ⁶ [222] Радон													
ВЫСШИЕ ОКСИДЫ		R ₂ O		RO		R ₂ O ₃		RO ₂		R ₂ O ₅		RO ₃		R ₂ O ₇		RO ₄													
ЛЕТУЧИЕ ВОДОРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ								RH ₄		RH ₃		H ₂ R		HR															
* 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 158,924 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	$f_{\text{э}} = \frac{1}{n(\text{H}^+)}$ <p>где $n(\text{H}^+)$ – число отданных в ходе реакции ионов водорода (основность кислоты)</p>	$f_{\text{э}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1/2$ (основность равна 2)
Основание	$f_{\text{э}} = \frac{1}{n(\text{OH}^-)}$ <p>где $n(\text{OH}^-)$ – число отданных в ходе реакции гидроксид-ионов (кислотность основания)</p>	$f_{\text{э}}(\text{Cu}(\text{OH})_2) = 1/2$ (кислотность равна 2)
Соль	$f_{\text{э}} = \frac{1}{n(\text{Me}) \cdot B(\text{Me})} = \frac{1}{n(\text{A}) \cdot B(\text{A})}$ <p>где $n(\text{Me})$ – число атомов металла, $B(\text{Me})$ – валентность металла;</p>	$f_{\text{э}}(\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3) = 1/(2 \times 3) = 1/6$

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

□ **Молярная масса эквивалента вещества (эквивалентная масса) $M_{\text{э}}(x)$** – масса одного моля эквивалента этого вещества, равная произведению фактора эквивалентности $f_{\text{э}}(x)$ на молярную массу вещества M_x .

□ **$M_{\text{э}}(x) = f_{\text{э}}(x) \cdot M_x$ (кг/моль, г/моль).**

Если одно из реагирующих веществ – газ, то для него вводится понятие **эквивалентного объема вещества – $V_{\text{э}}(x)$** , который рассчитывается на основании следствия из закона Авогадро:

□ 1 моль газа массой M занимает объем 22,4 л, при нормальных условиях (н.у.): $P_0 = 101,3$ кПа; $T_0 = 273$ К

□ Например, при нормальных условиях 1 моль эквивалента водорода занимает объем, равный:

$$V_{\text{э}}(\text{H}_2) = 22,4 \cdot 1 / 2 = 11,2 \text{ л/моль.}$$

□ Для кислорода эта величина составляет

$$V_{\text{э}}(\text{O}_2) = 22,4 \cdot 8 / 32 = 5,6 \text{ л/моль.}$$

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

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_{\text{Э}1}}{M_{\text{Э}2}}$$

$$\frac{m_1}{M_{\text{Э}1}} = \frac{V_2}{V_{\text{Э}2}}$$

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 соотношении

Закон эквивалентов



немецкий химик Иеремия Вениамин Рихтер
(1762-1807)

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

$$\frac{m(\text{Me})}{m(\text{O})} = \frac{M_{\text{э}}(\text{Me})}{M_{\text{э}}(\text{O})}$$

где m – масса реагента, $M_{\text{э}}$ – его молярная эквивалентная масса.

$$\text{Таким образом, } M_{\text{э}}(\text{Me}) = \frac{m(\text{Me}) \times M_{\text{э}}(\text{O})}{m(\text{O})}$$

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

$$M_{\text{э}}(\text{O}) = 8 \text{ г/моль,}$$

исходя из этого получим:

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

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

$$M_{\text{э}}(\text{Me}) = \frac{A}{B}$$

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

- ▣ **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

$$\frac{m(\text{Zn})}{V(\text{H}_2)} = \frac{M_{\text{э}}(\text{Zn})}{V_{\text{э}}(\text{H}_2)}$$

$$m(\text{Zn}) = \frac{V(\text{H}_2) \times M_{\text{э}}(\text{Zn})}{V_{\text{э}}(\text{H}_2)}$$

где m - масса металла, $M_{\text{э}}$ - эквивалентная масса, V – объём газообразного продукта реакции, $V_{\text{э}}$ - эквивалентный объём.

Из данных таблицы Менделеева определим, что

$$M_{\text{э}}(\text{Zn}) = 32,7 \text{ г/моль}$$

$V_{\text{э}}(\text{H}_2) = 11,2 \text{ л/моль}$, подставив известные значения в формулу для расчета, получим:

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

ЗАКОН АВОГАДРО

Формулировка закона:

- В равных объемах различных газов при одинаковых внешних условиях (температура и давление) содержится одинаковое число молекул

□ **1 следствие:**

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

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

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

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

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

2 СЛЕДСТВИЕ:

2 следствие

Плотность одного газа относительно другого равна отношению молярных масс ЭТИХ ГАЗОВ:

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

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

Часто используются

$$D_{H_2} = M/2 \quad (7.3)$$

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

2 и 29 – молярные массы молекул водорода и воздуха соответственно

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

Дано:

$$V = 6,825 \text{ л}$$

Найти: $m(\text{O}_2) = ?$

Решение:

1. Находим количество вещества кислорода:

$$n(\text{O}_2) = \frac{V_{\text{O}_2}}{V_{m_{\text{O}_2}}} = \frac{6,825 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,3 \text{ моль}$$

2. Находим массу:

$$m(\text{O}_2) = n(\text{O}_2) \cdot M(\text{O}_2) = 0,3 \text{ моль} \cdot 32 \text{ г/моль} = 9,6 \text{ г.}$$

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

Решение

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

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

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

$$M = 29 \times D_{\text{возд}} = 29 \times 0,533 = 16,04$$

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:

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

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

$$PV = nRT \quad (8.2).$$

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:

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

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, $T= 273^\circ$ и $V = 22,4$ л, получаем

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

В международной системе единиц СИ давление выражается в ньютонах на м^2 ($\text{н}/\text{м}^2$), а объем в м^3 . Тогда

$$R = \frac{1013250 \times 0,0224}{273} = 8,315 \times 10^3 \frac{\text{н} \times \text{м}}{\text{град} \times \text{кмоль}} .$$

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°C и давлении 747 мм рт. ст.?

Дано:

$$P = 747 \text{ мм рт.ст.}$$

$$T = 25^\circ\text{C} = 25 + 273 = 298 \text{ К}$$

$$d = 3,6 \text{ м}$$

Мол.масса азота 28

Найти: $m = ?$

Решение:

Находим объем газгольдера, т.е. объем, который

занимает азот: $V = r^2 \pi h = \left(\frac{d}{2}\right)^2 \times \pi \times h$;

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

Используем уравнение Менделеева-Клапейрона и

находим: $m = \frac{PVM}{RT}$. Подставив, вычисляем результат:

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

Пример 2. В колбе емкостью 500 мл при 25°C находится 0,615 г оксида азота (II). Каково давление газа в атмосферах, в н/м²?

Дано:

$$V = 500 \text{ мл} = 0,5 \text{ л} = 5 \times 10^{-4} \text{ м}^3$$

$$T = 25^\circ\text{C} = 25 + 273 = 298 \text{ К}$$

$$m = 0,615 \text{ г}$$

$$\text{Мол.масса оксида азота } 30$$

Найти: $P = ?$

Решение:

Из уравнения Менделеева-Клапейрона находим:

$$P = \frac{m}{M} \times \frac{RT}{V} . \quad \text{Проведя подстановку, вычисляем:}$$

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

Для определения давления газа в н/м² следует подставлять значения объема в м³, а $R = 8,315 \text{ н}\cdot\text{м}/(\text{моль}\cdot\text{град})$,

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

ЗАДАЧИ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ ПОДГОТОВКИ:

1. Баллон емкостью 10 л содержит при 27 °C 1 моль кислорода.
Вычислить давление кислорода в баллоне.
2. Вычислить массу 1 м³ воздуха при 370 °C и 83200 Па.
Вычислить массу 1 м³ CO₂ при 270 °C и 101324 Па.
3. Вычислить, какой объем (н.у) займет 1 г NO, O₂, He.
Вычислить массу 1 л следующих газов (н.у): H₂, O₂, He.
Вычислить массу 1 л следующих газов : N₂, CH₄, He(н.у)
4. Вычислить относительную плотность по водороду следующих газов:
NH₃, NO, F₂. Вычислить относительную плотность по воздуху
следующих газов: N₂O, CH₄, N₂.
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, 1 г оксида которого при
растворении в H₂SO₄ дает 3 г сульфата.