

ТЕМА 1.1.

Основные законы химии

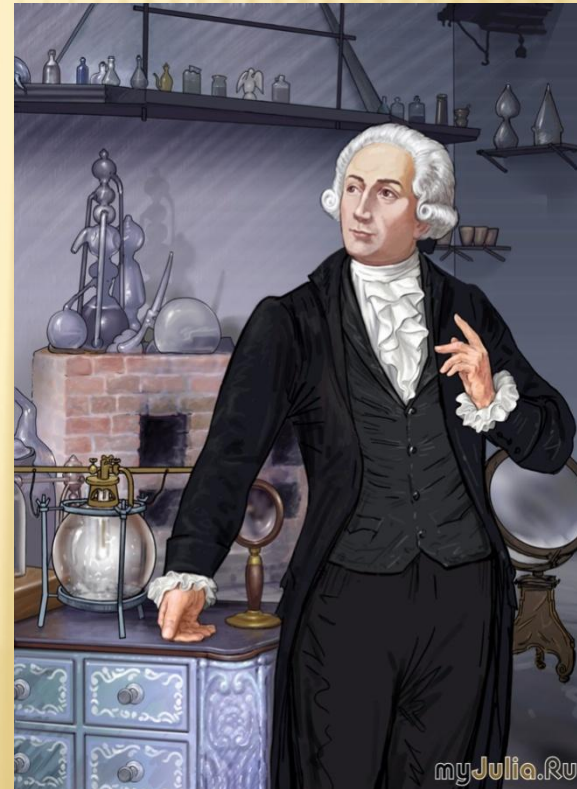


ПЛАН:

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

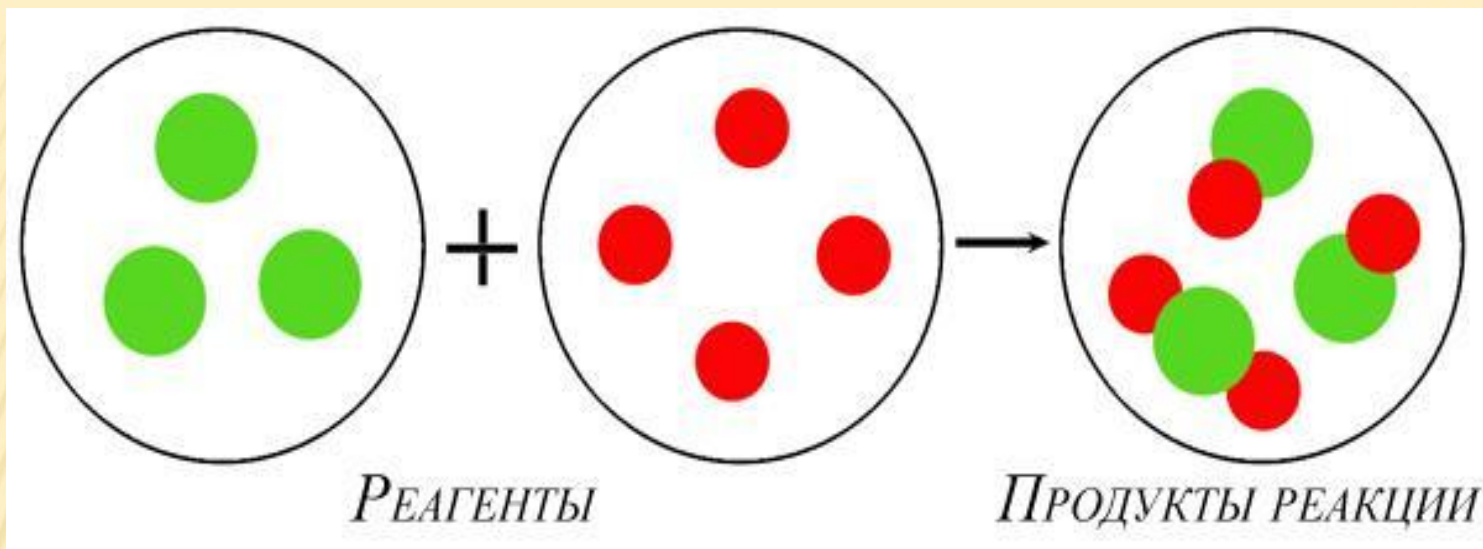
ЗАКОН СОХРАНЕНИЯ МАССЫ

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:

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

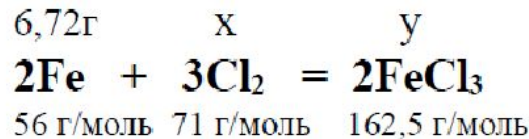
$$m(\text{Fe}) = 6,72 \text{ г}$$

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:

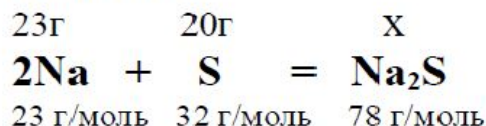
$$m(\text{Na}) = 23 \text{ г}$$

$$m(\text{S}) = 20 \text{ г}$$

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.

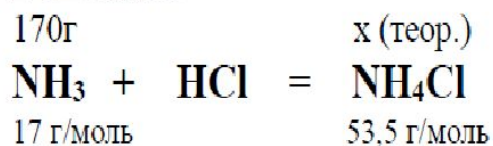
Дано:

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

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 <small>1s¹ 1,00797 Водород</small>								(H)												He 2 <small>1s² 4,0026 Гелий</small>
II	2	Li 3 <small>2s¹ 6,939 Литий</small>	Be 4 <small>2s² 9,0122 Бериллий</small>	B 5 <small>2s²2p¹ 10,811 Бор</small>	C 6 <small>2s²2p² 12,01115 Углерод</small>	N 7 <small>2s²2p³ 14,0067 Азот</small>	O 8 <small>2s²2p⁴ 15,9994 Кислород</small>	F 9 <small>2s²2p⁵ 18,9984 Фтор</small>														Ne 10 <small>2s²2p⁶ 20,183 Неон</small>
III	3	Na 11 <small>3s¹ 22,9898 Натрий</small>	Mg 12 <small>3s² 24,312 Магний</small>	Al 13 <small>3s²3p¹ 26,9815 Алюминий</small>	Si 14 <small>3s²3p² 28,086 Кремний</small>	P 15 <small>3s²3p³ 30,9738 Фосфор</small>	S 16 <small>3s²3p⁴ 32,064 Сера</small>	Cl 17 <small>3s²3p⁵ 35,453 Хлор</small>														Ar 18 <small>3s²3p⁶ 39,948 Аргон</small>
IV	4	K 19 <small>4s¹ 39,102 Калий</small>	Ca 20 <small>4s² 40,08 Кальций</small>	21 Sc <small>4d¹4s² 44,956 Скандий</small>	22 Ti <small>3d²4s² 47,90 Титан</small>	23 V <small>3d³4s² 50,942 Ванадий</small>	24 Cr <small>3d⁵4s¹ 51,996 Хром</small>	25 Mn <small>3d⁵4s² 54,938 Марганец</small>	26 Fe <small>3d⁶4s² 55,847 Железо</small>	27 Co <small>3d⁷4s² 58,9332 Кобальт</small>	28 Ni <small>3d⁸4s² 58,71 Никель</small>											
	5	29 Cu <small>3d¹⁰4s¹ 63,546 Медь</small>	30 Zn <small>3d¹⁰4s² 65,37 Цинк</small>	31 Ga <small>4s²4p¹ 69,72 Галлий</small>	32 Ge <small>4s²4p² 72,59 Германий</small>	33 As <small>4s²4p³ 74,9216 Мышьяк</small>	34 Se <small>4s²4p⁴ 78,96 Селен</small>	35 Br <small>4s²4p⁵ 79,904 Бром</small>	Li - металлы, образующие основные оксиды и основания Be - металлы, образующие амфотерные оксиды и гидроксиды	36 Kr <small>4s²4p⁶ 83,80 Криптон</small>												
V	6	Rb 37 <small>5s¹ 85,47 Рубидий</small>	Sr 38 <small>5s² 87,62 Стронций</small>	39 Y <small>4d¹5s² 88,905 Иттрий</small>	40 Zr <small>4d²5s² 91,22 Цирконий</small>	41 Nb <small>4d⁴5s¹ 92,906 Ниобий</small>	42 Mo <small>4d⁵5s¹ 95,94 Молибден</small>	43 Tc <small>4d⁵5s² [99] Технеций</small>	44 Ru <small>4d⁷5s¹ 101,07 Рутений</small>	45 Rh <small>4d⁸5s¹ 102,905 Родий</small>	46 Pd <small>4d¹⁰5s⁰ 106,4 Палладий</small>											
	7	47 Ag <small>4d¹⁰5s¹ 107,868 Серебро</small>	48 Cd <small>4d¹⁰5s² 112,40 Кадмий</small>	49 In <small>5s²5p¹ 114,82 Индий</small>	50 Sn <small>5s²5p² 118,69 Олово</small>	51 Sb <small>5s²5p³ 121,75 Сурьма</small>	52 Te <small>5s²5p⁴ 127,60 Теллур</small>	53 I <small>5s²5p⁵ 126,9044 Йод</small>														Xe 54 <small>5s²5p⁶ 131,30 Ксенон</small>
VI	8	Cs 55 <small>6s¹ 132,905 Цезий</small>	Ba 56 <small>6s² 137,34 Барий</small>	57 La* <small>5d¹6s² 138,81 Лантан</small>	72 Hf <small>4f¹⁴5d²6s² 178,49 Гафний</small>	73 Ta <small>4f¹⁴5d³6s² 180,948 Тантал</small>	74 W <small>4f¹⁴5d⁴6s² 183,85 Вольфрам</small>	75 Re <small>4f¹⁴5d⁵6s² 186,2 Рений</small>	76 Os <small>4f¹⁴5d⁶6s² 190,2 Осмий</small>	77 Ir <small>4f¹⁴5d⁷6s² 192,2 Иридий</small>	78 Pt <small>5d⁹6s¹ 195,09 Платина</small>											
	9	79 Au <small>5d¹⁰6s¹ 196,967 Золото</small>	80 Hg <small>5d¹⁰6s² 200,59 Ртуть</small>	81 Tl <small>6s²6p¹ 204,37 Таллий</small>	82 Pb <small>6s²6p² 207,19 Свинец</small>	83 Bi <small>6s²6p³ 208,980 Висмут</small>	84 Po <small>6s²6p⁴ [210] Полоний</small>	85 At <small>6s²6p⁵ 210 Астат</small>	[293] - масса наиболее устойчивого изотопа 1 а.е.м.=1,66 × 10 ⁻²⁷ кг				86 Rn <small>6s²6p⁶ [222] Радон</small>									
VII	10	Fr 87 <small>7s¹ [223] Франций</small>	Ra 88 <small>7s² [226] Радий</small>	89 Ac** <small>6d¹7s² [227] Актиний</small>	104 Rf <small>5f¹⁴6d²7s² [261] Резерфордий</small>	105 Db <small>5f¹⁴6d³7s² [262] Дубний</small>	106 Sg <small>5f¹⁴6d⁴7s² [263] Сиборгий</small>	107 Bh <small>5f¹⁴6d⁵7s² [262] Борий</small>	108 Hs <small>5f¹⁴6d⁶7s² [265] Хассий</small>	109 Mt <small>5f¹⁴6d⁷7s² [266] Мейтнерий</small>	110 Ds <small>5f¹⁴6d⁹7s¹ [271] Дармштадтий</small>											
	11	111 Rg <small>5f¹⁴6d¹⁰7s¹ [281] Рентгений</small>	112 Cn <small>5f¹⁴6d¹⁰7s² [285] Коперниций</small>	Nh 113 <small>7s²7p¹ [286] Нихоний</small>	114 Fl <small>7s²7p² [289] Флеровий</small>	115 Mc <small>7s²7p³ [289] Московский</small>	116 Lv <small>7s²7p⁴ [293] Ливерморий</small>	117 Ts <small>7s²7p⁵ [294] Теннессин</small>													Og 118 <small>7s²7p⁶ [294] Оганесон</small>	
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 <small>4f¹5d¹6s² 140,12 Церий</small>	59 Pr <small>4f³5d⁰6s² 140,908 Празеодим</small>	60 Nd <small>4f⁴5d⁰6s² 144,242 Неодим</small>	61 Pm <small>4f⁵5d⁰6s² [145] Прометий</small>	62 Sm <small>4f⁶5d⁰6s² 150,35 Самарий</small>	63 Eu <small>4f⁷5d⁰6s² 151,96 Европий</small>	64 Gd <small>4f⁷5d¹6s² 157,25 Гадолиний</small>	65 Tb <small>4f⁹5d⁰6s² 158,925 Тербий</small>	66 Dy <small>4f¹⁰5d⁰6s² 162,50 Диспрозий</small>	67 Ho <small>4f¹¹5d⁰6s² 164,930 Гольмий</small>	68 Er <small>4f¹³5d⁰6s² 167,26 Эрбий</small>	69 Tm <small>4f¹³5d⁰6s² 168,934 Тулий</small>	70 Yb <small>4f¹⁴5d⁰6s² 173,04 Иттербий</small>	71 Lu <small>4f¹⁴5d¹6s² 174,967 Лютеций</small>							
** АКТИНОИДЫ		90 Th <small>5f⁰6d²7s² 232,038 Торий</small>	91 Pa <small>5f²6d¹7s² 231,036 Протактиний</small>	92 U <small>5f³6d¹7s² 238,029 Уран</small>	93 Np <small>5f⁴6d¹7s² [237] Нептуний</small>	94 Pu <small>5f⁶6d⁰7s² [244] Плутоний</small>	95 Am <small>5f⁷6d⁰7s² [243] Америций</small>	96 Cm <small>5f⁷6d¹7s² [247] Кюрий</small>	97 Bk <small>5f⁹6d⁰7s² [247] Берклий</small>	98 Cf <small>5f¹⁰6d⁰7s² [251] Калифорний</small>	99 Es <small>5f¹¹6d⁰7s² [252] Эйнштейний</small>	100 Fm <small>5f¹²6d⁰7s² [257] Фермий</small>	101 Md <small>5f¹³6d⁰7s² [258] Менделевий</small>	102 No <small>5f¹⁴6d⁰7s² [259] Нобелий</small>	103 Lr <small>5f¹⁴6d¹7s² [260] Лоуренсий</small>							

- 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.