

# ТЕМА 1.1.

## Основные законы химии



# ПЛАН:

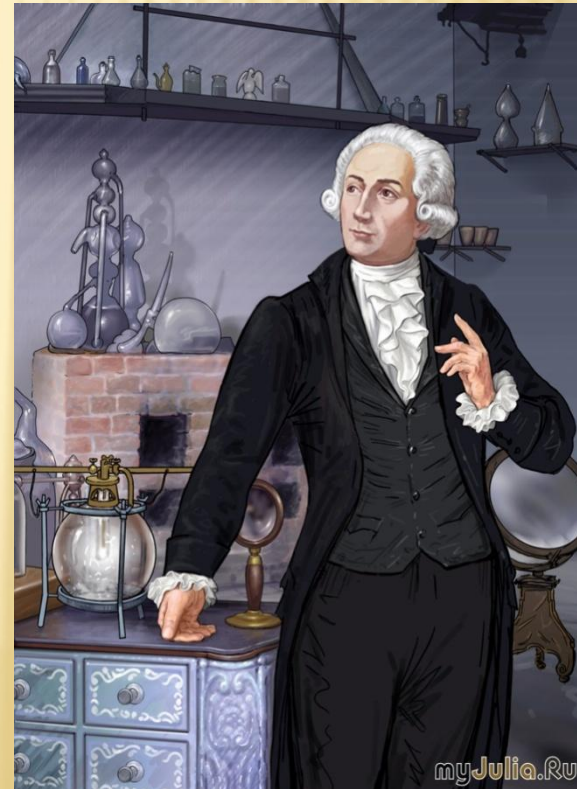
---

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



# ЗАКОН СОХРАНЕНИЯ МАССЫ

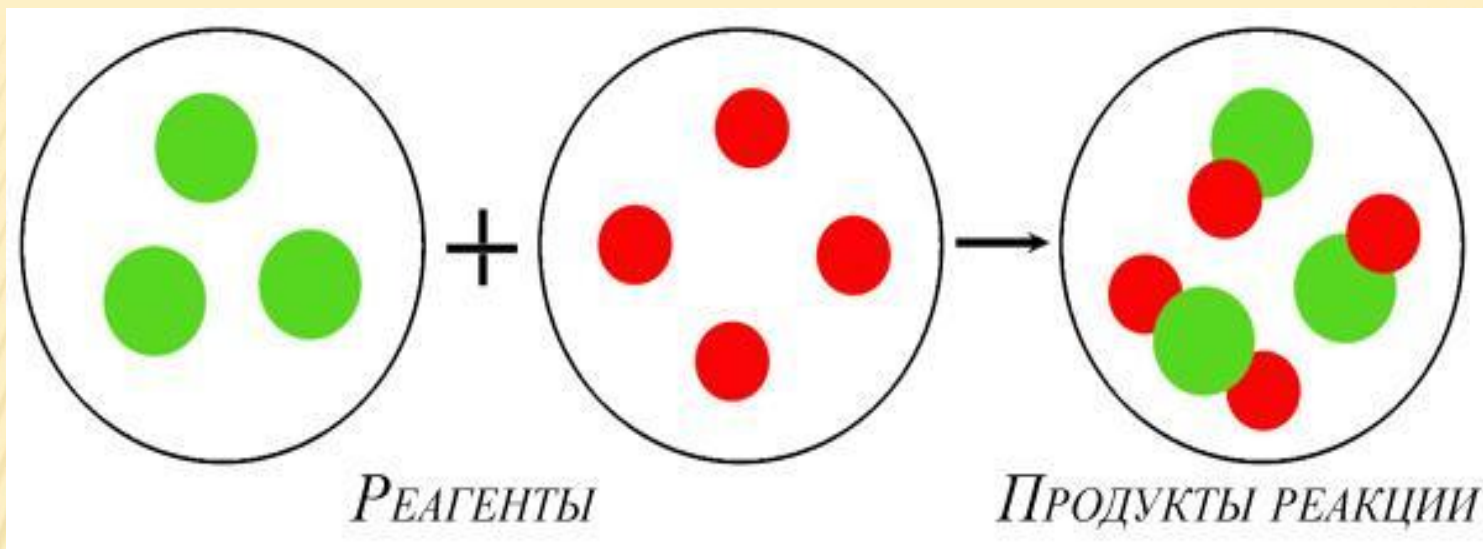
**Закон сохранения массы** теоретически был описан в 1748 году, а экспериментально подтверждён в 1756 году русским ученым М.В. Ломоносовым. В 1789 году французский учёный Антуан Лавуазье подтвердил выводы Ломоносова.



# 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:**

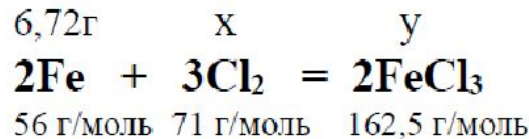
$$m(\text{Fe}) = 6,72 \text{ г}$$

**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:**

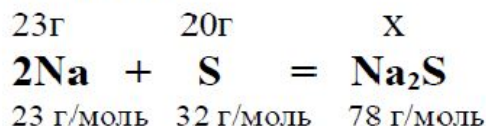
$$m(\text{Na}) = 23 \text{ г}$$

$$m(\text{S}) = 20 \text{ г}$$

**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.

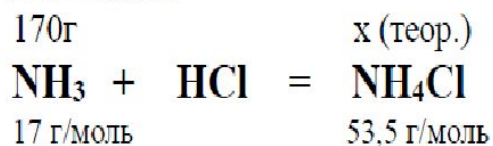
**Дано:**

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

**Найти:**

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

**Решение:**



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

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

- Чтобы получить сульфид меди ( $\text{CuS}$ ) 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	<b>H</b> 1 1s <sup>1</sup> 1,00797 Водород							(H)													<b>He</b> 2 1s <sup>2</sup> 4,0026 Гелий	
II	2	<b>Li</b> 3 2s <sup>1</sup> 6,939 Литий	<b>Be</b> 4 2s <sup>2</sup> 9,0122 Бериллий	<b>B</b> 5 2s <sup>2</sup> 2p <sup>1</sup> 10,811 Бор	<b>C</b> 6 2s <sup>2</sup> 2p <sup>2</sup> 12,01115 Углерод	<b>N</b> 7 2s <sup>2</sup> 2p <sup>3</sup> 14,0067 Азот	<b>O</b> 8 2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup> 15,9994 Кислород	<b>F</b> 9 2s <sup>2</sup> 2p <sup>5</sup> 18,9984 Фтор														<b>Ne</b> 10 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 20,183 Неон	
III	3	<b>Na</b> 11 3s <sup>1</sup> 22,9898 Натрий	<b>Mg</b> 12 3s <sup>2</sup> 24,312 Магний	<b>Al</b> 13 3s <sup>2</sup> 3p <sup>1</sup> 26,9815 Алюминий	<b>Si</b> 14 3s <sup>2</sup> 3p <sup>2</sup> 28,086 Кремний	<b>P</b> 15 3s <sup>2</sup> 3p <sup>3</sup> 30,9738 Фосфор	<b>S</b> 16 3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup> 32,064 Сера	<b>Cl</b> 17 3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup> 35,453 Хлор															<b>Ar</b> 18 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> 39,948 Аргон
IV	4	<b>K</b> 19 4s <sup>1</sup> 39,102 Калий	<b>Ca</b> 20 4s <sup>2</sup> 40,08 Кальций	<b>21</b> 4d <sup>1</sup> 4s <sup>2</sup> 44,956 Скандий	<b>22</b> 3d <sup>2</sup> 4s <sup>2</sup> 47,90 Титан	<b>23</b> 3d <sup>3</sup> 4s <sup>2</sup> 50,942 Ванадий	<b>24</b> 3d <sup>4</sup> 4s <sup>1</sup> 51,996 Хром	<b>25</b> 3d <sup>5</sup> 4s <sup>2</sup> 54,938 Марганец	<b>26</b> 3d <sup>6</sup> 4s <sup>2</sup> 55,847 Железо	<b>27</b> 3d <sup>7</sup> 4s <sup>2</sup> 58,9332 Кобальт	<b>28</b> 3d <sup>8</sup> 4s <sup>2</sup> 58,71 Никель												
	5	<b>29</b> 3d <sup>10</sup> 4s <sup>1</sup> 63,546 Медь	<b>30</b> 3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> 65,37 Цинк	<b>31</b> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>1</sup> 69,72 Галлий	<b>32</b> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>2</sup> 72,59 Германий	<b>33</b> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>3</sup> 74,9216 Мышьяк	<b>34</b> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>4</sup> 78,96 Селен	<b>35</b> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>5</sup> 79,904 Бром	<b>Li</b> - металлы, образующие основные оксиды и основания	<b>Be</b> - металлы, образующие амфотерные оксиды и гидроксиды	<b>B</b> - неметаллы											<b>Kr</b> 36 4s <sup>2</sup> 4p <sup>6</sup> 83,80 Криптон	
V	6	<b>Rb</b> 37 5s <sup>1</sup> 85,47 Рубидий	<b>Sr</b> 38 5s <sup>2</sup> 87,62 Стронций	<b>39</b> 4d <sup>1</sup> 5s <sup>2</sup> 88,905 Иттрий	<b>40</b> 4d <sup>2</sup> 5s <sup>2</sup> 91,22 Цирконий	<b>41</b> 4d <sup>4</sup> 5s <sup>1</sup> 92,906 Ниобий	<b>42</b> 4d <sup>5</sup> 5s <sup>1</sup> 95,94 Молибден	<b>43</b> 4d <sup>5</sup> 5s <sup>2</sup> [99] Технеций	<b>44</b> 4d <sup>5</sup> 5s <sup>2</sup> 101,07 Рутений	<b>45</b> 4d <sup>7</sup> 5s <sup>1</sup> 102,905 Родий	<b>46</b> 4d <sup>8</sup> 5s <sup>1</sup> 106,4 Палладий												
	7	<b>47</b> 4d <sup>10</sup> 5s <sup>1</sup> 107,868 Серебро	<b>48</b> 4d <sup>10</sup> 5s <sup>2</sup> 112,40 Кадмий	<b>49</b> 5s <sup>2</sup> 5p <sup>1</sup> 114,82 Индий	<b>50</b> 5s <sup>2</sup> 5p <sup>2</sup> 118,69 Олово	<b>51</b> 5s <sup>2</sup> 5p <sup>3</sup> 121,75 Сурьма	<b>52</b> 5s <sup>2</sup> 5p <sup>4</sup> 127,60 Теллур	<b>53</b> 5s <sup>2</sup> 5p <sup>5</sup> 126,9044 Йод															<b>Xe</b> 54 5s <sup>2</sup> 5p <sup>6</sup> 131,30 Ксенон
VI	8	<b>Cs</b> 55 6s <sup>1</sup> 132,905 Цезий	<b>Ba</b> 56 6s <sup>2</sup> 137,34 Барий	<b>57</b> 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup> 138,81 Лантан	<b>72</b> 4f <sup>14</sup> 5d <sup>2</sup> 6s <sup>2</sup> 178,49 Гафний	<b>73</b> 4f <sup>14</sup> 5d <sup>3</sup> 6s <sup>2</sup> 180,948 Тантал	<b>74</b> 4f <sup>14</sup> 5d <sup>4</sup> 6s <sup>2</sup> 183,85 Вольфрам	<b>75</b> 4f <sup>14</sup> 5d <sup>5</sup> 6s <sup>2</sup> 186,2 Рений	<b>76</b> 4f <sup>14</sup> 5d <sup>6</sup> 6s <sup>2</sup> 190,2 Осмий	<b>77</b> 4f <sup>14</sup> 5d <sup>7</sup> 6s <sup>2</sup> 192,2 Иридий	<b>78</b> 5d <sup>9</sup> 6s <sup>1</sup> 195,09 Платина												
	9	<b>79</b> 5d <sup>10</sup> 6s <sup>1</sup> 196,967 Золото	<b>80</b> 5d <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> 200,59 Ртуть	<b>81</b> 6s <sup>2</sup> 6p <sup>1</sup> 204,37 Таллий	<b>82</b> 6s <sup>2</sup> 6p <sup>2</sup> 207,19 Свинец	<b>83</b> 6s <sup>2</sup> 6p <sup>3</sup> 208,980 Висмут	<b>84</b> 6s <sup>2</sup> 6p <sup>4</sup> [210] Полоний	<b>85</b> 6s <sup>2</sup> 6p <sup>5</sup> 210 Астат	[293] - масса наиболее устойчивого изотопа 1 а.е.м.=1,66 × 10 <sup>-27</sup> кг				<b>Rn</b> 86 6s <sup>2</sup> 6p <sup>6</sup> [222] Радон										
VII	10	<b>Fr</b> 87 7s <sup>1</sup> [223] Франций	<b>Ra</b> 88 7s <sup>2</sup> [226] Радий	<b>89</b> 6d <sup>1</sup> 7s <sup>2</sup> [227] Актиний	<b>104</b> 5f <sup>14</sup> 6d <sup>2</sup> 7s <sup>2</sup> [261] Резерфордий	<b>105</b> 5f <sup>14</sup> 6d <sup>3</sup> 7s <sup>2</sup> [262] Дубний	<b>106</b> 5f <sup>14</sup> 6d <sup>4</sup> 7s <sup>2</sup> [263] Сиборгий	<b>107</b> 5f <sup>14</sup> 6d <sup>5</sup> 7s <sup>2</sup> [262] Борий	<b>108</b> 5f <sup>14</sup> 6d <sup>6</sup> 7s <sup>2</sup> [265] Хассий	<b>109</b> 5f <sup>14</sup> 6d <sup>7</sup> 7s <sup>2</sup> [266] Мейтнерий	<b>110</b> 5f <sup>14</sup> 6d <sup>9</sup> 7s <sup>1</sup> [271] Дармштадтий												
	11	<b>111</b> 5f <sup>14</sup> 6d <sup>10</sup> 7s <sup>1</sup> [281] Рентгений	<b>112</b> 5f <sup>14</sup> 6d <sup>10</sup> 7s <sup>2</sup> [285] Коперниций	<b>113</b> 7s <sup>2</sup> 7p <sup>1</sup> [286] Нихоний	<b>114</b> 7s <sup>2</sup> 7p <sup>2</sup> [289] Флеровий	<b>115</b> 7s <sup>2</sup> 7p <sup>3</sup> [289] Московский	<b>116</b> 7s <sup>2</sup> 7p <sup>4</sup> [293] Ливерморий	<b>117</b> 7s <sup>2</sup> 7p <sup>5</sup> [294] Теннессин															<b>Og</b> 118 7s <sup>2</sup> 7p <sup>6</sup> [294] Оганесон
ВЫСШИЕ ОКСИДЫ		R <sub>2</sub> O	RO	R <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	RO <sub>2</sub>	R <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	RO <sub>3</sub>	R <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	RO <sub>4</sub>														
ЛЕТУЧИЕ ВОДОРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ					RH <sub>4</sub>	RH <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> R	HR															
* ЛАНТАНОИДЫ		<b>58</b> Ce 140,12 4f <sup>14</sup> 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup> Церий	<b>59</b> Pr 140,908 4f <sup>3</sup> 5d <sup>0</sup> 6s <sup>2</sup> Празеодим	<b>60</b> Nd 144,242 4f <sup>4</sup> 5d <sup>0</sup> 6s <sup>2</sup> Неодим	<b>61</b> Pm [145] 4f <sup>5</sup> 5d <sup>0</sup> 6s <sup>2</sup> Прометий	<b>62</b> Sm 150,35 4f <sup>6</sup> 5d <sup>0</sup> 6s <sup>2</sup> Самарий	<b>63</b> Eu 151,96 4f <sup>7</sup> 5d <sup>0</sup> 6s <sup>2</sup> Европий	<b>64</b> Gd 157,25 4f <sup>7</sup> 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup> Гадолиний	<b>65</b> Tb 158,925 4f <sup>9</sup> 5d <sup>0</sup> 6s <sup>2</sup> Тербий	<b>66</b> Dy 162,50 4f <sup>10</sup> 5d <sup>0</sup> 6s <sup>2</sup> Диспрозий	<b>67</b> Ho 164,930 4f <sup>11</sup> 5d <sup>0</sup> 6s <sup>2</sup> Гольмий	<b>68</b> Er 167,26 4f <sup>12</sup> 5d <sup>0</sup> 6s <sup>2</sup> Эрбий	<b>69</b> Tm 168,934 4f <sup>13</sup> 5d <sup>0</sup> 6s <sup>2</sup> Тулий	<b>70</b> Yb 173,04 4f <sup>14</sup> 5d <sup>0</sup> 6s <sup>2</sup> Иттербий	<b>71</b> Lu 174,967 4f <sup>14</sup> 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup> Лютеций								
** АКТИНОИДЫ		<b>90</b> Th 232,038 5f <sup>0</sup> 6d <sup>2</sup> 7s <sup>2</sup> Торий	<b>91</b> Pa 231,036 5f <sup>2</sup> 6d <sup>1</sup> 7s <sup>2</sup> Протактиний	<b>92</b> U 238,03 5f <sup>3</sup> 6d <sup>1</sup> 7s <sup>2</sup> Уран	<b>93</b> Np [237] 5f <sup>4</sup> 6d <sup>1</sup> 7s <sup>2</sup> Нептуний	<b>94</b> Pu [244] 5f <sup>6</sup> 6d <sup>0</sup> 7s <sup>2</sup> Плутоний	<b>95</b> Am [243] 5f <sup>7</sup> 6d <sup>0</sup> 7s <sup>2</sup> Америций	<b>96</b> Cm [247] 5f <sup>7</sup> 6d <sup>1</sup> 7s <sup>2</sup> Кюрий	<b>97</b> Bk [247] 5f <sup>9</sup> 6d <sup>0</sup> 7s <sup>2</sup> Берклий	<b>98</b> Cf [249] 5f <sup>10</sup> 6d <sup>0</sup> 7s <sup>2</sup> Калифорний	<b>99</b> Es [254] 5f <sup>11</sup> 6d <sup>0</sup> 7s <sup>2</sup> Эйнштейний	<b>100</b> Fm [253] 5f <sup>12</sup> 6d <sup>0</sup> 7s <sup>2</sup> Фермий	<b>101</b> Md [256] 5f <sup>13</sup> 6d <sup>0</sup> 7s <sup>2</sup> Менделевий	<b>102</b> No [255] 5f <sup>14</sup> 6d <sup>0</sup> 7s <sup>2</sup> Нобелий	<b>103</b> Lr [257] 5f <sup>14</sup> 6d <sup>1</sup> 7s <sup>2</sup> 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 <math>n(\text{H}^+)</math> – 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 <math>n(\text{OH}^-)</math> – 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 <math>n(\text{Me})</math> – число атомов металла, <math>B(\text{Me})</math> – валентность металла;</p>	$f_{\text{э}}(\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3) = 1/(2 \times 3) = 1/6$

Например, в соединениях HCl, H<sub>2</sub>S, NH<sub>3</sub>, CH<sub>4</sub> 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  $\text{м}^2$  ( $\text{н}/\text{м}^2$ ), а объем в  $\text{м}^3$ . 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/м<sup>2</sup>?

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/м<sup>2</sup> следует подставлять значения объема в м<sup>3</sup>, а  $R = 8,315 \text{ н} \times \text{м} / (\text{моль} \times \text{град})$ ,

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



# 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 м<sup>3</sup> воздуха при 370 °C и 83200 Па.  
Вычислить массу 1 м<sup>3</sup> CO<sub>2</sub> при 270 °C и 101324 Па.
3. Вычислить, какой объем (н.у) займет 1 г NO, O<sub>2</sub>, He.  
Вычислить массу 1 л следующих газов (н.у): H<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, He.  
Вычислить массу 1 л следующих газов : N<sub>2</sub>, CH<sub>4</sub>, He(н.у)
4. Вычислить относительную плотность по водороду следующих газов:  
NH<sub>3</sub>, NO, F<sub>2</sub>. Вычислить относительную плотность по воздуху  
следующих газов: N<sub>2</sub>O, CH<sub>4</sub>, N<sub>2</sub>.
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 H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> дает 3 г сульфата.