

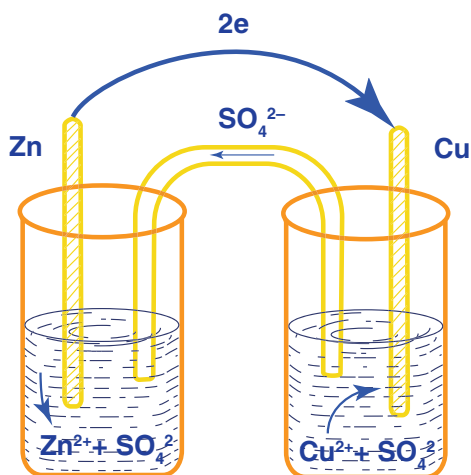


СИБИРСКИЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ  
SIBERIAN FEDERAL UNIVERSITY

Н. М. Вострикова, И. В. Дубова, Г. А. Королева

# ХИМИЯ

УЧЕБНОЕ ПОСОБИЕ



ИНСТИТУТ ЦВЕТНЫХ МЕТАЛЛОВ  
И МАТЕРИАЛОВЕДЕНИЯ

УДК 54(07)  
ББК 24я73  
В785

**Рецензенты:**

*В. А. Востриков*, кандидат технических наук, главный менеджер  
ГМК «Норильский никель»;

*Т. А. Богданова*, кандидат технических наук, начальник металлургического отдела ООО «КИК»

**Вострикова, Н. М.**

В785      Химия : учеб. пособие / Н. М. Вострикова, И. В. Дубова,  
Г. А. Королева. – Красноярск : Сиб. федер. ун-т, 2020. – 226 с.  
ISBN 978-5-7638-4420-7

Изложены фундаментальные теоретические основы химических свойств элементов и их соединений, строения вещества, рассмотрены свойства растворов, термодинамические и кинетические закономерности протекания химических процессов. В каждой главе даны контрольные вопросы и упражнения.

Предназначено для студентов, обучающихся по направлениям бакалавриата 22.03.02 «Металлургия», 22.03.01 «Материаловедение и технологии материалов», 15.03.04 «Автоматизация технологических процессов и производств», 15.03.02 «Технологические машины и оборудование» и специалитета 21.05.04 «Горное дело», 21.05.03 «Технология геологической разведки».

**Электронный вариант издания см.:**

<http://catalog.sfu-kras.ru>

**УДК 54(07)**

**ББК 24я73**

ISBN 978-5-7638-4420-7

© Сибирский федеральный  
университет, 2020

# ОГЛАВЛЕНИЕ

<b>Введение.....</b>	<b>5</b>
<b>1. Основные понятия и законы химии.....</b>	<b>7</b>
1.1. Основные понятия химии .....	7
1.2. Законы стехиометрии .....	12
1.3. Классификация неорганических соединений .....	16
<b>2. Современная теория строения атома.</b>	
<b>Периодический закон и Периодическая система</b>	
<b>химических элементов Д. И. Менделеева.....</b>	<b>28</b>
2.1. Квантово-механическая модель строения атома .....	28
2.2. Распределение электронов в многоэлектронных атомах .....	36
2.3. Периодический закон и Периодическая таблица	
химических элементов Д. И. Менделеева.....	38
2.4. Периодичность свойств атомов элементов и их соединений .....	44
<b>3. Химическая связь и строение молекул.....</b>	<b>51</b>
3.1. Определение и характеристики химической связи.....	51
3.2. Ковалентная связь. Метод валентных связей .....	52
3.3. Пространственная структура молекул .....	57
3.4. Ионная химическая связь .....	63
3.5. Металлическая связь.....	64
3.6. Межмолекулярное взаимодействие.....	66
3.7. Агрегатное состояние вещества .....	68
<b>4. Основы химической термодинамики.....</b>	<b>72</b>
4.1. Основные понятия химической термодинамики .....	72
4.2. Термохимия. Закон Гесса.....	76
4.3. Энтропия.....	81
4.4. Энергия Гиббса и направление химических реакций .....	85
<b>5. Элементы химической кинетики. Химическое равновесие .....</b>	<b>90</b>
5.1. Основные понятия химической кинетики .....	90
5.2. Химическое равновесие. Принцип Ле-Шателье .....	97
<b>6. Растворы. Общая характеристика растворов.....</b>	<b>102</b>
6.1. Общая характеристика растворов .....	102
6.2. Способы выражения состава растворов .....	109
<b>7. Растворы электролитов .....</b>	<b>112</b>
7.1. Классификация растворов электролитов. Теории растворов.....	112
7.2. Диссоциация воды. Водородный показатель.....	118

---

7.3. Ионные равновесия в растворах электролитов. Гидролиз солей...	119
7.4. Гетерогенные ионные равновесия. Произведение растворимости .....	125
<b>8. Окислительно-восстановительные реакции .....</b>	<b>128</b>
8.1. Основные понятия .....	128
8.2. Методы составления окислительно-восстановительных реакций .....	130
8.3. Типы окислительно-восстановительных реакций .....	133
8.4. Влияние факторов на протекание окислительно-восстановительных реакций.....	135
8.5. Направление протекания окислительно-восстановительных реакций.....	137
<b>9. Электрохимические процессы.....</b>	<b>142</b>
9.1. Основные понятия электрохимических процессов .....	142
9.2. Гальванический элемент .....	145
9.3. Коррозия металлов.....	146
9.4. Электролиз как электрохимический процесс.....	150
<b>10. Координационные соединения .....</b>	<b>158</b>
10.1. Основные понятия координационной теории .....	158
10.2. Классификация комплексных соединений .....	162
10.3. Изомерия комплексных соединений .....	163
10.4. Номенклатура комплексных соединений.....	164
10.5. Ионное равновесие в растворах комплексных соединений.....	165
10.6. Пространственное строение комплексов по методу валентных связей .....	168
<b>11. Общая характеристика и химические свойства металлов и неметаллов .....</b>	<b>175</b>
11.1. Общая характеристика металлов и неметаллов. Физические свойства .....	175
11.2. Распространенность металлов и неметаллов в природе. Способы их получения.....	179
11.3. Химические свойства металлов и неметаллов.....	184
11.4. Важнейшие соединения неметаллов .....	189
11.5. Важнейшие соединения металлов .....	204
<b>Заключение.....</b>	<b>217</b>
<b>Библиографический список.....</b>	<b>218</b>
<b>Приложения .....</b>	<b>219</b>

## ВВЕДЕНИЕ

Химия – особая наука. С одной стороны, она фундаментальная, а с другой стороны, прикладная наука, поскольку изучает природные объекты, использует накопленные знания и сама создает не существующие в природе вещества. Как фундаментальная наука химия открывает человечеству новые знания о мире веществ, об их составе, о строении, химических свойствах, закономерностях химических превращений. Как прикладная наука она создает новые материалы, разрабатывает технологии их производства, технологии добычи и обогащения полезных ископаемых, позволяет делать экологические прогнозы, решая тем самым проблемы бытия человека. Поэтому успехи горного дела, металлургии тесно связаны с успехами химии, в которой изучаются химические свойства различных веществ, их химические превращения. Глубокое знание законов химии и их применение в металлургии, горном деле позволяет совершенствовать существующие процессы, осуществлять новые, получая материалы и композиции с заданными свойствами.

Дисциплина «Химия» призвана дать будущим инженерам знания, способствующие формированию у них базовой химической компетенции. Химические дисциплины отражают систему фундаментальных основ химической науки в виде общепринятых терминов (понятие, закон, закономерность, принцип, правило, теория), методов научного познания. Химия – это экспериментальная наука, использующая в познании объектов, явлений природы как *эмпирические* (наблюдение, опыт, эксперимент, измерение и т. д.), так и *теоретические* (гипотеза, моделирование, анализ, синтез, сравнение, обобщение, индукция, дедукция и др.) методы научного познания. В основе их находятся интеллектуальные умения, позволяющие сравнивать, анализировать, классифицировать, обобщать и др., каждое из которых состоит из набора операций, которыми должен владеть любой выпускник вуза. Поэтому на лекциях раскрывается алгоритм описания общенаучных терминов, требования к выполнению отдельных методов познания. При выполнении тестовых заданий, лабораторных работ, индивидуальных заданий, оформлении отчетов по лабораторным работам и т. д. эти умения используются и совершенствуются.

Теоретическая часть учебного пособия «Химия» включает главы по основным темам дисциплины.

Первая глава знакомит студентов с основными понятиями и стехиометрическими законами химии, которые лежат в основе металлургических расчетов, и с примерами решения задач в контексте профессиональной деятельности [5, 6].

В последующих главах учебного пособия материал излагается в соответствии с рабочей программой дисциплины «Химия», в которой представлены основные теории *строения вещества* и *периодичности* в изменении свойств элементов и их соединений (гл. 2, 3); *направления* химических процессов (гл. 4), их *скорости* (гл. 5). Рассмотрены свойства растворов, закономерности протекания ионно-обменных (гл. 6, 7), окислительно-восстановительных (гл. 8), электрохимических (гл. 9) процессов. В учебное пособие включены теоретические вопросы неорганической химии: характеристика процессов комплексообразования (гл. 10), общие свойства неметаллов и металлов (гл. 11). В каждой главе выделены *базовые понятия, операции и методы*, лежащие в основе *способов деятельности при решении практических задач* будущими инженерами. В конце каждой главы приведены контрольные вопросы и упражнения.

# 1. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ

**Базовые понятия:** атом, молекула, химический элемент, простое вещество, сложное вещество, атомная масса, молекулярная масса, ионы, катионы, анионы, количество вещества, эквивалент, фактор эквивалентности, химическая формула, химическое уравнение, основные законы химии: закон сохранения массы и энергии, закон постоянства состава, закон кратных отношений, закон Авогадро, закон эквивалентов, закон объемных отношений.

**Базовые операции:** умение составлять химические формулы веществ, уравнения химических реакций; рассчитывать молекулярную массу, количество вещества.

**Базовые методы:** способы химических расчетов по химической формуле веществ, уравнениям химических реакций с применением знаний основных законов химии.

## 1.1. Основные понятия химии

Атомно-молекулярная теория (М. В. Ломоносов, Дж. Дальтон, А. Лавуазье, Ж. Пруст, А. Авогадро, Й. Берцелиус, Д. И. Менделеев, А. М. Бутлеров) определила круг основных понятий по отношению к веществам, имеющим молекулярное строение. Однако в настоящее время известно много веществ немолекулярного строения. Многие твердые неорганические вещества – оксиды, соли, минералы (оксиды, сульфиды, нитриды, карбиды, гидриды, силициды *d*-металлов) относят к немолекулярным структурам. Они имеют переменный состав, к которым не применимы законы стехиометрии. Для них введено понятие «формульная единица», показывающая соотношение атомов в веществе (например, оксиды  $\text{TiO}_{0,7-1,3}$ ,  $\text{FeO}_{1+x}$ , где  $0,05 < x < 0,2$ ). Вещества постоянного состава называют *дальтонидами*, а переменного состава – *бертоллиды*. Однако большинство известных человечеству веществ все-таки состоят из молекул, что и сохраняет значение законов стехиометрии.

*Вещество* – вид материи, которая обладает массой покоя и характеризуется при определенных условиях одинаковыми физическими и химическими свойствами. В соответствии с атомно-молекулярным учением вещества могут состоять из атомов, молекул, ионов. Основной характеристикой вещества является масса.

*Масса  $m$*  – мера инертности вещества. В качестве системной единицы массы макротел используется килограмм (кг), а также дробная – грамм (г) и кратная – тонна (т).

*Атом* (от греч. atomos – неделимый) – наименьшая, химически неделимая частица вещества. Вид атомов определяется зарядом его ядра. Каждому химическому элементу соответствует совокупность определенных атомов. Атомы одного элемента, имеющие одинаковый заряд ядра, могут отличаться по массе, их называют *изотопами*. Характеристики изотопа записывают возле обозначения элемента: порядковый номер записывают слева внизу, а массу изотопа – слева сверху, например  $^{12}_6\text{C}$ ,  $^1_1\text{H}$ .

*Относительная атомная масса  $A_r$*  (индекс  $r$  – от relative означает «относительный») элемента выражается в атомных единицах массы (а.е.м) и показывает отношение средней масса атомов природных изотопов данного элемента к  $1/12$  массы изотопа  $^{12}_6\text{C}$  (рис. 1.1). Значения средних атомных масс элементов приведены в Периодической таблице химических элементов Д. И. Менделеева (далее – Периодической таблице). Например,  $A_r(\text{Na}) = 23$  (или 23 а.е.м) [7].

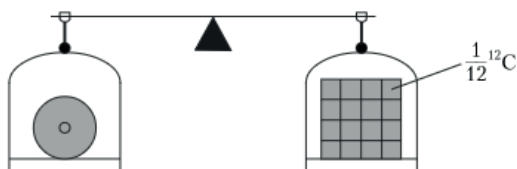


Рис. 1.1. Определение масс атомов, молекул, ионов относительно  $1/12$  массы изотопа  $^{12}_6\text{C}$

Так, атомная масса кислорода равна 16 а.е.м. В обычных условиях атомы не способны к самостоятельному состоянию, кроме атомов благородных газов. Взаимодействуя друг с другом, они образуют различные вещества, большинство из которых состоят из молекул.

*Молекула* (от лат. «molecula», уменьшит. от лат. moles – масса) – это стабильная микрочастица вещества, образованная из атомов, способная к самостоятельному существованию и обладающая всеми его химическими свойствами. Состав молекул отражается в виде химиче-



ских формул. Например, *одноатомные* (C, Na, Ar) и *многоатомные* ( $H_2$ ,  $CO_2$ ,  $HNO_3$ ) молекулы.

*Относительной молекулярной массой* (молекулярной массой  $M_r$ ) вещества называется отношение средней массы молекул его природного изотопного состава к  $1/12$  массы изотопа. Например, молекулярная масса серной кислоты  $H_2SO_4$  рассчитывается как сумма атомных масс элементов, входящих в состав молекулы ( $M_r = 1 \cdot 2 + 32 + 4 \cdot 16 = 98$ ), равна 98 а.е.м.

Молекулы и атомы электронейтральны, в химическом процессе они могут образовывать ионы.

*Химический элемент* (ХЭ) – это совокупность атомов с определенным зарядом ядра. Химические элементы (символы, названия) приведены в Периодической системе и объединены Периодическим законом. Заряд ядра атома элемента равен его порядковому номеру в Периодической системе. Формой существования элементов являются простые вещества [1].

*Простые вещества* – это вещества, образованные атомами одного элемента. Они бывают в виде твердого тела (Fe, S), жидкости (Hg), газа ( $O_2$ ,  $Cl_2$ ,  $N_2$ ). Некоторые элементы образуют несколько простых веществ – *аллотропных* модификаций. Так, углерод существует в виде графита, алмаза, карбинов, фуллеренов; кислород – в виде  $O_2$  и  $O_3$  (озон).

*Сложные вещества* образованы атомами разных элементов ( $H_2O$ ,  $CaCO_3$ ). Например, к ним относят кислоты, основания, соли.

*Ионами* (от греч. «iон» – идущий) называют одно или многоатомные заряженные частицы. Различают простые ( $K^+$ ,  $Cu^{2+}$ ,  $Cl^-$ ,  $S^{2-}$ ) и сложные ( $NH_4^+$ ,  $OH^-$ ,  $SO_4^{2-}$ ) ионы.

*Катионами* (от греч. kation – идущий вниз) называют положительно заряженные ионы ( $K^+$ ,  $Cu^{2+}$ ), *анионами* (от греч. anion – идущий вверх) – отрицательно заряженные ионы ( $Cl^-$ ,  $OH^-$ ,  $SO_4^{2-}$ ). Среди сложных ионов выделяют *комплексные* ионы, например  $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ ,  $[Au(CN)_4]^-$ , которые входят в состав комплексных соединений, например  $[Cu(NH_3)_4](OH)_2$ ,  $K[Au(CN)_4]$ .

При расчетах в химии принято использовать следующие единицы: единица массы – грамм (г), единица объема – литр (л), практически равная  $10^3 \text{ м}^3 = 1 \text{ дм}^3$ , единица количества – (моль), поскольку любая

порция вещества характеризуется массой  $m$ , объемом  $V$  и количеством вещества  $n$ .

*Моль* (от лат. «moles»), что означает количество, масса) – количество вещества, которое содержит столько *формульных единиц* (молекул, атомов, ионов, условных частей молекул, электронов и т. д.) этого вещества, сколько атомов содержится в 12 г (0,012 кг) изотопа углерода  $^{12}\text{C}$ . В расчетах используется выражение

$$n(X) = \frac{m(X)}{M(X)}, \quad n(X) = \frac{V}{V_m},$$

где  $n(X)$  – количество вещества  $X$ , моль;  $m$  – масса вещества  $X$ , г;  $M(X)$  – молярная масса вещества  $X$ , г/моль;  $V_m$  – молярный объем вещества  $X$ ;  $V$  – объем, занимаемый веществом  $X$ .

*Молярная масса* вещества  $M(X)$  – это масса одного моля вещества, выраженная в граммах и численно равная молекулярной массе; единица молярной массы – г/моль (может быть и в кг/моль). Так, молярная масса  $\text{CO}_2$   $M(\text{CO}_2) = 44$  г/моль ( $12 + 2 \cdot 16 = 44$ ) или  $44 \cdot 10^{-3}$  кг/моль,  $M_r(\text{CO}_2) = 44$  а.е.м.

*Молярный объем* газа  $V_m$  – объем одного моля газа, равный отношению объема  $V$  к количеству вещества  $n$ :

$$V_m = \frac{V}{n}, \text{ л/моль, м}^3\text{/кмоль.}$$

Согласно закону А. Авогадро при *нормальных условиях* ( $0^\circ\text{C}$  и 1 атм или 273 К и 101,325 кПа) **1 моль** или **1 кмоль** любого газа занимает объем, равный **22,4 л (дм<sup>3</sup>)** или **22,4 м<sup>3</sup>** соответственно.

Часто в химические реакции вступает определенная доля вещества, которая получила название эквивалента.

*Эквивалент* Э – это реальная или условная частица, которая способна присоединять (замещать) 1 ион водорода (8 единиц массы кислорода) в реакциях обмена или 1 электрон в окислительно-восстановительных реакциях. Он указывает, какая часть атома или молекулы является эквивалентом; *фактор эквивалентности*  $f_{\text{экв}}$  для элементов есть величина, обратная валентности, которую проявляет элемент в соединении:

$$f_{\text{экв}}(\text{Э}) = \frac{1}{\text{В}},$$

где В – валентность элемента в соединении.

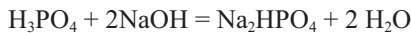
Например, магний проявляет в соединениях валентность, равную 2, поэтому фактор эквивалентности магния  $f_{\text{экв}}(\text{Mg}) = 1/2$ . Для кислорода ( $\text{O}_2$ )  $f_{\text{экв}}(\text{O}_2) = 1/2 \cdot 2 = 1/4$  (так как связь в молекуле образуется четырьмя электронами). Железо проявляет различную валентность, поэтому фактор эквивалентности железа в соединении  $\text{FeCl}_2$  равен  $1/2$ , а в соединении  $\text{FeCl}_3$  –  $1/3$ .

Для сложных веществ, в частности для кислот, оснований, солей фактор эквивалентности может быть рассчитан по формуле

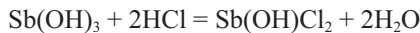
$$f_{\text{оксида}} = \frac{1}{n_{\text{Ме}} \text{В}_{\text{Ме}}}, \quad f_{\text{кислоты}} = \frac{1}{n_{\text{H}^+}}, \quad f_{\text{основания}} = \frac{1}{n_{\text{OH}^-}}, \quad f_{\text{соли}} = \frac{1}{n_{\text{Ме}} \text{В}_{\text{Ме}}},$$

где  $n_{\text{H}^+}$  – число ионов водорода кислоты, участвующих в реакции;  $n_{\text{OH}^-}$  – число гидроксильных групп основания, участвующих в реакции;  $n_{\text{Ме}}$  и  $\text{В}_{\text{Ме}}$  – число атомов и валентность металла оксида (соли).

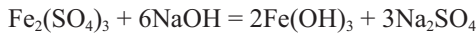
Например, фосфорная кислота  $\text{H}_3\text{PO}_4$  содержит три атома водорода, способных переходить в раствор в виде ионов или замещаться на металл. Тогда в 1 моле  $\text{H}_3\text{PO}_4$  содержится 3 моля её эквивалентов, т. е. эквивалент  $\text{H}_3\text{PO}_4$  равен  $1/3$  моля  $\text{H}_3\text{PO}_4$  или  $f_{\text{экв}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = 1/3$ . Например, в реакциях



$$f_{\text{экв}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = 1/2;$$



$$f_{\text{экв}}(\text{Sb}(\text{OH})_3) = 1/2;$$



$$f_{\text{экв}}(\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3) = 1/6.$$

Молярная масса эквивалента  $M_3$  рассчитывается по формуле

$$M_3 = M \cdot f_{\text{экв}},$$

где  $M_3$  – молярная масса эквивалента, г/моль-экв.;  $M$  – молярная масса вещества, г/моль;  $f_{\text{экв}}$  – фактор эквивалентности.

Например,  $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98$  г/моль;  $M_3(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \cdot 1/2 = 49$  г/моль-экв.;  $M\text{Al} = 27$  г/моль;  $M_3(\text{Al}_2\text{O}_3) = 102 \cdot 1/6 = 17$  г/моль-экв.

Химия, как и другие естественные науки, характеризуется специфическим *химическим языком*, который включает совокупность химических знаков, химических формул, химических уравнений, специфических терминов и понятий. Стандартизацией химического языка занимается Международный союз теоретической и прикладной химии (ИЮПАК), правила которого являются общими во всем мире.

*Химический знак* используется для обозначения элементов буквами латинского алфавита. Например, «Cl» означает, что элемент называется хлором, атомная масса одного атома 35,5 а.е.м.

*Химическая формула* показывает условное описание качественно и количественного состава и строения вещества с помощью химических знаков. Различают следующие виды формул: *эмпирические*, отражающие качественный и количественный состав ( $KCl$ ,  $Al_2O_3$ ) молекул; *графические* и *структурные*, отражающие состав и порядок расположения атомов в молекуле. Например структурная формула углекислого газа  $O=C=O$ . В структурных формулах указывается валентный угол, в *электронных* показывается распределение электронов внешнего энергетического уровня атомов, входящих в состав молекулы ( $H : \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}$ ; где знаком : обозначается обобщенная электронная пара).

*Химическая реакция* – это процесс превращения одних веществ в другие вследствие перераспределения электронов между атомами. Сущность химической реакции представляет *химическое уравнение*, которое является её *моделью*, обобщая в себе информацию о данном явлении. Для исследования химических свойств веществ проводят химические опыты.

## 1.2. Законы стехиометрии

Химические реакции протекают по строгим количественным соотношениям, которые подчиняются стехиометрическим законам (*стехиометрия* – раздел химии, в котором изучаются количественный состав веществ и количественные изменения веществ в химических реакциях). *Закон* – это выражение существенных связей и отношений предметов и явлений объективного мира. Законы химии объясняют связи между химическими объектами, главная их функция – прогностическая.

Вычисления по химическим формулам проводятся в соответствии с законами *постоянства состава* и *кратных отношений*.

*Закон постоянства состава: каждое химическое соединение имеет один и тот же постоянный состав независимо от способа получения (Ж. А. Пруст, 1801 г.).*

Этому закону строго подчиняются соединения постоянного состава, с молекулярной структурой (*дальтониды*). Например, молекула углекислого газа  $\text{CO}_2$ , состав которой постоянен, образуется как при термическом разложении карбоната кальция:  $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$ , так и в реакции горения угля в кислороде:  $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$ .

Данному закону не подчиняются вещества немолекулярного строения (имеющие атомные, металлические и ионные решетки – *бертоллиды*), так как состав их существенно изменяется от способа получения.

*Закон кратных отношений: если два элемента образуют друг с другом несколько различных соединений, то массы одного элемента, приходящие на одну и ту же массу другого элемента, относятся друг к другу как небольшие целые числа (Дж. Дальтон, 1803 г.).*

Например, зная массовые доли азота и кислорода оксидах азота, массу кислорода, которая приходится на одну и ту же массу азота (например, на 36,7 %) в каждом оксиде, можно рассчитать отношение их масс друг к другу:

Оксид		$\text{N}_2\text{O}$	$\text{NO}$	$\text{N}_2\text{O}_3$	$\text{NO}_2$	$\text{N}_2\text{O}_5$
Процентный состав:	N, %	63,7	46,7	36,8	30,4	25,9
	O, %	36,7	53,3	63,2	69,6	74,1
Отношение масс O/N		0,58	1,14	1,72	2,29	2,86
Массовое отношение O/N·0,58		1	2	3	4	5

В металлургических расчетах на основе законов постоянства состава и кратных отношений отображается состав минералов, соедине-



Жозеф Луи Пруст  
(1799–1809)



Джон Дальтон  
(1766–1844)



М. В. Ломоносов  
(1711–1765)



Жозеф Луи Гей-Люссак  
(1778–1850)



Амедео Авогадро  
(1776–1856)

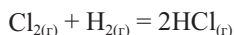
ний в виде химических формул ( $\text{Cu}_2\text{S}$ ,  $\text{Ag}$ ,  $\text{ZnS}$  и т. д.).

*Закон сохранения массы: масса веществ, вступающих в реакцию, равна массе веществ, образовавшихся в результате реакции* (М. В. Ломоносов, 1756 г.; А. Л. Лавуазье, 1777 г.)<sup>1</sup>.

На основе закона сохранения массы записываются химические уравнения реакций.

*Закон объемных отношений* (Ж. Л. Гей-Люссак, 1805 г.): *объемы вступающих в реакцию газов при одинаковых условиях относятся друг к другу и к объемам образовавшихся газообразных продуктов реакции как небольшие целые числа.*

Так, для реакции получения хлороводорода



объемы прореагировавших и получившихся газов относятся друг к другу как их стехиометрические коэффициенты в уравнении реакции, т. е.

$$V_{\text{Cl}_2} : V_{\text{H}_2} : V_{\text{HCl}} = 1 : 1 : 2.$$

*Закон А. Авогадро* (1811 г.): *в равных объемах любых газов при одинаковых условиях (температуре, давлении) содержится равное число молекул.* Из закона вытекают следующие следствия:

1. Один моль (или 1 кмоль) разных газов при одинаковых условиях занимает

<sup>1</sup> Опыт на определение закона сохранения массы. Режим доступа: <https://www.youtube.com/watch?v=JC7eShynlVg>.

один и тот же объем, т. е. при нормальных условиях (0 °С, 1 атм) он составляет 22,4 л (дм<sup>3</sup>) (или 22,4 м<sup>3</sup>).

2. Отношение объемов газов при одинаковых условиях равно отношению стехиометрических коэффициентов, т. е. отношению количеств этих веществ. Для реакции получения хлороводорода получим

$$\frac{V_{\text{Cl}_2}}{n_{\text{Cl}_2}} = \frac{V_{\text{H}_2}}{n_{\text{H}_2}} = \frac{V_{\text{HCl}}}{n_{\text{HCl}}} \quad \text{или} \quad \frac{V_{\text{Cl}_2}}{V_{\text{H}_2}} = \frac{n_{\text{Cl}_2}}{n_{\text{H}_2}}; \quad \frac{V_{\text{Cl}_2}}{V_{\text{HCl}}} = \frac{n_{\text{Cl}_2}}{n_{\text{HCl}}}.$$

Следствием изучения массовых соотношений при соединении одних веществ с другими является закон эквивалентов (И. В. Рихтер, 1793 г.)<sup>1</sup>: *массы реагирующих веществ  $m_1$ ,  $m_2$  относятся между собой как молярные массы эквивалентов этих веществ ( $M_{\text{эkv.1}}$   $M_{\text{эkv.2}}$ ):*

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

Если реакция протекает с участием газообразных веществ, при расчетах используют понятие *эквивалентный объем газа*:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{V_{\text{эkv.1}}}{V_{\text{эkv.2}}}.$$

Перечисленные законы получены эмпирическим путем, т. е. выведены непосредственно из опытов. Поэтому они применимы для изучения большинства изучаемых химических объектов, их можно использовать при составлении химических формул и уравнений реакций. Они позволяют проверять правильность проведения химических опытов, находить количественные характеристики реагентов и продуктов реакций. Каждый закон отражает *существенные связи и отношения между изучаемыми явлениями и величинами; имеет математическое или графическое выражение; опыты и факты, подтверждающие справедливость закона; границы применения; следствия и функции; теоретическое и практическое применение.*



Иеремия Вениамин Рихтер  
(1762–1807)

<sup>1</sup> Красицкий В. А. Закон эквивалентов: история и современность. Режим доступа: [http://chemistry-chemists.com/N7\\_2010/6-31.pdf](http://chemistry-chemists.com/N7_2010/6-31.pdf).

### 1.3. Классификация неорганических соединений

В химии широко используются классификации. Например, деление химии на *неорганическую* и *органическую* возникло исторически. Основанием деления послужило различие в источниках получения веществ: неорганические вещества имели минеральное происхождение, а органические – добывались из живых организмов, их остатков, продуктов жизнедеятельности.

В науке (философии, логике) классификация (от лат. classis «ряд» и facere «делать») определена как разновидность деления объема понятия по определенному основанию, т. е. выделение существенного признака. При этом объем *родового* понятия (например, вещество) делится на *виды* (индивидуальные вещества и смеси), которые в свою очередь делятся на *подвиды* (индивидуальные вещества делятся на простые и сложные). Основанием деления в данной классификации является *элементный состав*, т. е. число элементов, входящих в состав вещества. Условно простые вещества делят на металлы и неметаллы. Основанием такого деления является число электронов на внешнем энергетическом уровне атома элемента, что проявляется в различии их физических и химических свойств. Однако при определенных условиях некоторые неметаллы могут проявлять свойства металлов и наоборот, поэтому выделяют еще один класс – *металлоиды* (рис. 1.2).

Сложные вещества по составу классифицируют на классы (рис. 1.3).

Данную классификацию предложили выдающиеся химики XVIII–XIX в. А. Л. Лавуазье, М. В. Ломоносов, Й. Я. Берцелиус, Д. Дальтон.



Рис. 1.2. Классификация по элементному составу





Рис. 1.3. Классификация сложных веществ

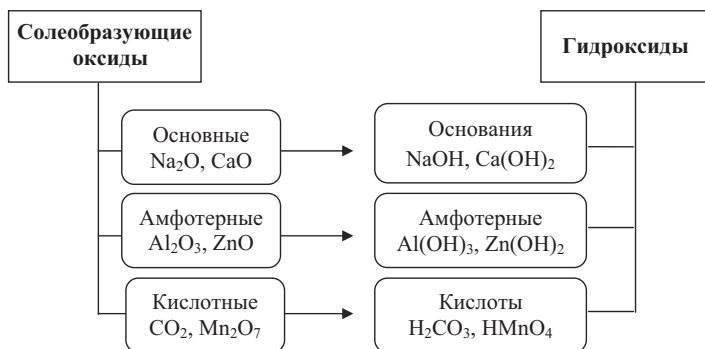
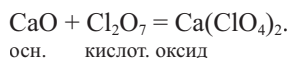
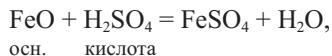


Рис. 1.4. Классификация солеобразующих оксидов и гидроксидов

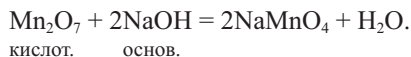
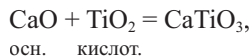
*Оксиды* классифицируют на солеобразующие и несолеобразующие ( $\text{NO}$ ,  $\text{CO}$ ,  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{WO}_2$ ,  $\text{TiO}$ ). Солеобразующие оксиды и соответствующие им гидроксиды классифицируют по кислотно-основным свойствам (рис. 1.4).

*Основными оксидами* являются оксиды *s*-металлов IА и IIА групп (кроме Be) – подгрупп ( $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{CaO}$ ) и *d*-металлов в низкой степени окисления ( $\text{FeO}$ ,  $\text{MnO}$  и др.). Основные оксиды образуют соли при взаимодействии с кислотами или кислотными оксидами<sup>1</sup> (рис. 1.5):



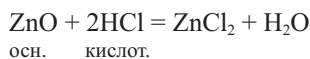
<sup>1</sup> Взаимодействие оксидов металлов (основных оксидов) с кислотами [Электронный ресурс] // Единая коллекция цифровых образовательных ресурсов. Режим доступа: <http://files.school-collection.edu.ru/dlrstore/52f55b81-2186-f7fb-e965-75186329579b/index.htm>.

*Кислотные оксиды* – это оксиды неметаллов ( $\text{CO}_2$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ) и *d*-металлов в их высшей степени окисления ( $\text{Re}_2\text{O}_7$ ,  $\text{CrO}_3$ ). При взаимодействии с основаниями или с основными оксидами они образуют соли:

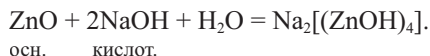


*Амфотерные оксиды* – это оксиды *s*-металла Be ( $\text{BeO}$ ), *p*-металлов ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{PbO}_2$ ,  $\text{SnO}_2$ ,  $\text{Sb}_2\text{O}_3$ ) и *d*-металлов преимущественно в промежуточной степени окисления ( $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ,  $\text{MnO}_2$ ,  $\text{TiO}_2$ ,  $\text{VO}_2$  и др.).

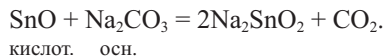
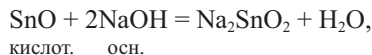
Эти оксиды проявляют основные свойства при взаимодействии с кислотами:



и кислотные свойства при взаимодействии с основаниями:



При сплавлении амфотерных оксидов со щелочами или карбонатами щелочных металлов образуются безводные соли:



С водой амфотерные оксиды не реагируют.

К гидроксидам относят основания, амфотерные гидроксиды, кислоты (рис. 1.4).

*Основания* согласно теории электролитической диссоциации С. Аррениуса – это электролиты, которые диссоциируют с образованием одного или нескольких гидроксид-ионов ( $\text{OH}^-$ ):

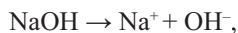




Рис. 1.5. Исследование основных свойств оксидов

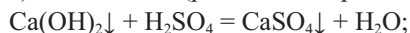


Рис. 1.6. Взаимодействие оксида кальция с водой

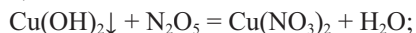
Наличие в воде гидроксид-ионов определяется с помощью добавления индикаторов, например, фенолфталеин в щелочной среде становится розового цвета, а универсальная индикаторная бумажка – синего цвета (рис. 1.6)<sup>1</sup>.

Основания взаимодействуют:

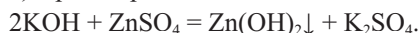
а) с кислотами (реакция нейтрализации):



б) с кислотными оксидами:



в) с растворами солей:



**Название оснований.** В систематической номенклатуре основания рассматривают как *псевдобинарные* соединения, образованные ато-

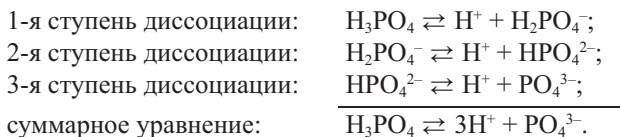
---

<sup>1</sup> Химический опыт взаимодействия оксидов магния, кальция, бария с водой, кислотами [Электронный ресурс]. Режим доступа: <https://www.youtube.com/watch?v=dWzMS3W9wB8>.

мом металла и гидроксидной группой. Поэтому NaOH дают название гидроксид натрия,  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  – гидроксид железа (II) и т. д.

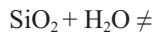
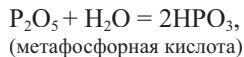
Основания делят на растворимые и нерастворимые. Растворимые в воде основания щелочных (Na, K, Rb, Cs, Fr) и щелочноземельных (Ca, Sr, Ba) металлов называют *щелочами*. Все другие основания, например  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Mn}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Cr}(\text{OH})_3$  и т. д., относят к нерастворимым в воде (см. прил. 3). Амфотерные основания нерастворимы в воде.

*Кислоты* с позиций теории электролитической диссоциации – вещества, способные диссоциировать в растворе с образованием ионов водорода ( $\text{H}^+$ ). Например, многоосновные кислоты в воде диссоциируют ступенчато:



Наличие ионов  $\text{H}^+$  в растворе определяют добавлением индикаторов при этом лакмус краснеет, универсальная индикаторная бумажка становится красного цвета (рис. 1.7)<sup>1</sup>.

*Кислоты* соответствуют кислотным оксидам, присоединяя прямо или косвенно воду:



Кислота, соответствующая оксиду, – кремниевая кислота ( $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ).



Рис. 1.7. Растворение кислотных оксидов в воде

<sup>1</sup> Химический опыт взаимодействия кислотных оксидов с водой. Режим доступа: [https://www.youtube.com/watch?v=ukBy64ZT\\_uU](https://www.youtube.com/watch?v=ukBy64ZT_uU).