

# 1. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ ХИМИИ

Химия – наука о веществах и процессах их превращений, сопровождающихся изменением состава и структуры.

Общая химия изучает теоретические представления и концепции, составляющие фундамент всей системы химических знаний.

К числу основных обобщений химии и естествознания относятся:

1. Закон сохранения материи.
2. Атомно-молекулярная теория и стехиометрические законы химии.
3. Периодический закон и периодическая система элементов.
4. Теория химического строения.

## 1.1. Основные законы атомно-молекулярного учения

Как многие естественные науки, химия развивалась от ремесла к периоду накопления фактических знаний и только в XVIII–XIX вв. химия стала базироваться на научной теории. Благодаря ученым М.В. Ломоносову, Дж. Дальтону, А. Лавуазье, Ж. Прусту, А. Авогадро, Й. Берцелиусу, Д.И. Менделееву, А.М. Бутлерову в естественных науках утвердилось атомно-молекулярное представление о строении вещества.

### Основные положения атомно-молекулярной теории

- Все вещества состоят из атомов.
- Атомы одного химического вещества обладают одинаковыми свойствами, но отличаются от атомов другого вещества. Химический элемент<sup>1</sup> – отдельный вид атомов с одинаковым атомным весом.
- При взаимодействии атомов образуются молекулы.
- Молекулы простых веществ (гомоядерные) состоят из атомов одного элемента, молекулы сложных веществ (гетероядерные) – из атомов разных элементов.
- При физических явлениях молекулы не изменяются, при химических происходит изменение их состава.

---

<sup>1</sup>Современная формулировка. Химический элемент – совокупность атомов с одинаковым зарядом ядра и числом протонов, совпадающим с порядковым (атомным) номером в таблице Менделеева

- Химические реакции заключаются в образовании новых веществ из тех же самых атомов, из которых состояли исходные вещества.

Положения атомно-молекулярного учения были подтверждены экспериментально и сформулированы в виде стехиометрических законов.

### **Закон сохранения массы веществ (М.В. Ломоносов (1748 г.), А. Лавуазье (1785 г.))**

Масса веществ, вступивших в химическую реакцию, равна массе веществ, образующихся в результате реакции, – этот закон является частью более общего закона сохранения материи.

*«Все перемены в натуре случающиеся такого суть состояния, что, сколько чего у одного тела отнимается, столько же присовокупится к другому, так ежели где убудет несколько материи, то умножится в другом месте. Сей всеобщий естественный закон распространяется и в самые правила движения, ибо тело, движущее своей силой другое, столь же оныя у себя теряет, сколько сообщает другому, которое от него движение получает» (М.В.Ломоносов<sup>2</sup>).*

Взаимосвязь между массой и энергией вещества выражает уравнение Эйнштейна:

$$E = mc^2,$$

где  $c$  – скорость света (электромагнитного излучения), равная  $2,997925 \cdot 10^8$  м/с;

$m$  – масса вещества, кг;

$E$  – энергия, Дж.

### **Закон постоянства состава (Ж. Л. Пруст)**

*Состав чистого вещества не зависит от способа получения этого вещества.*

### **Закон кратных отношений (Дж. Дальтон)**

*Если два элемента образуют друг с другом несколько соединений, то на одну и ту же массу одного из них приходятся такие массы другого, которые относятся между собой как небольшие целые числа.*

---

<sup>2</sup>Ломоносов М.В. Избранные произведения в 2-х тт. М.: Наука, 1986.

## **Закон эквивалентов (В. Рихтер)**

*При образовании соединений элементы вступают во взаимодействия в строго определенных, эквивалентных, отношениях*

$$m_1 \cdot \varepsilon_2 = m_2 \cdot \varepsilon_1$$

или *Моль эквивалентов одного вещества взаимодействует с одним молем эквивалентов другого вещества.*

*Эквивалент* – условная или реальная частица, которая может присоединять или отдавать один электрон в реакциях окисления-восстановления или присоединять, замещать или отдавать протон или другой ион со степенью окисления один в реакциях ионного обмена.

*Число эквивалентности (z)* представляет собой небольшое положительное целое число, равное числу эквивалентов некоторого вещества, содержащихся в 1 моль этого вещества.

*Фактор эквивалентности ( $f_{\text{ЭКВ}}$ )* – число, показывающее, какая доля реальной единицы вещества реагирует (эквивалентна) с одним ионом водорода в кислотно-основной реакции или одним электроном в окислительно-восстановительной.

Значения фактора эквивалентности могут меняться от того, в какой конкретной реакции участвует данное вещество:

Например, фактор эквивалентности серной кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_4$  равен  $1/2$ , если замещаются 2 иона водорода (образуются сульфаты –  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ), и 1, если замещается 1 ион водорода (образуются гидросульфаты –  $\text{NaHSO}_4$ ).

Фактор эквивалентности связан с числом эквивалентности следующим соотношением:

$$Z = \frac{1}{f_{\text{ЭКВ}}}.$$

*Молярная масса эквивалента ( $M_{\text{ЭКВ.}}$ )* – масса одного моля эквивалентов вещества, равная произведению фактора эквивалентности на молярную массу  $M$ :

$$M_{\text{ЭКВ}} = f_{\text{ЭКВ}} \cdot M \text{ (г/моль)}.$$

Например, молярная масса эквивалента серной кислоты равна  $1 \cdot 98 = 98 \text{ г/моль}$  (образуются сульфаты) и  $1/2 \cdot 98 = 49 \text{ г/моль}$  (образуются гидросульфаты), а хлороводородной –  $1 \cdot 36,5 = 36,5 \text{ г/моль}$ .

Моль эквивалент элемента ( $\mathfrak{E}$ ) и масса моль эквивалента ( $M_{\text{ЭКВ}}$ ) равны:

$$\mathfrak{E} = \frac{1}{B}; \quad M_{\text{ЭКВ}} = \frac{M}{B},$$

где  $B$  – валентность элемента в соединении;  $M$  – его молярная масса. Так  $\mathfrak{E}$  меди в  $\text{CuO}$  равен  $\frac{1}{2}$ , а в  $\text{Cu}_2\text{O}$  – 1.

Эквивалентом сложного вещества будет такое его количество (моль), которое взаимодействует с 1 эквивалентом любого другого вещества.

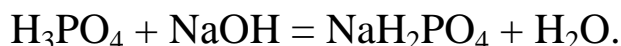
$$M_{\text{ЭКВ основания}} = \frac{M}{\text{кислотность}};$$

$$M_{\text{ЭКВ кислоты}} = \frac{M}{\text{основность}};$$

$$M_{\text{ЭКВ соли}} = \frac{M}{\text{кислотность} + \text{основность}};$$

$$M_{\text{ЭКВ оксида}} = M_{\text{ЭКВ кислорода}} + M_{\text{ЭКВ элемента}}.$$

Например,



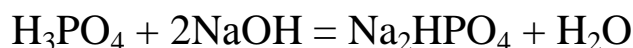
В данной реакции фосфорная кислота проявляет себя как одноосновная (один атом водорода заместился на атом металла), тогда:  $\mathfrak{E}_{\text{H}_3\text{PO}_4} = 1/1 = 1$  моль,  $\mathfrak{E}_{\text{NaOH}} = 1/1 = 1$  моль

$$M_{\text{ЭКВ}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{98 \text{ г/моль}}{1 \text{ моль}} = 98 \text{ г};$$

$$M_{\text{ЭКВ}}(\text{NaOH}) = \frac{40 \text{ г/моль}}{1 \text{ моль}} = 40 \text{ г}.$$

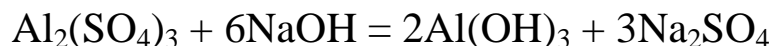
С одним эквивалентом кислоты прореагировал один эквивалент щелочи.

В реакции



фосфорная кислота проявляет себя как двухосновная, и её эквивалент равен  $\frac{1}{2}$  моль, эквивалент гидроксида натрия равен 1 моль, с одним эквивалентом  $\text{H}_3\text{PO}_4$  реагирует 1 эквивалент  $\text{NaOH}$ .

В реакции



$$\mathcal{E}_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} = \frac{1}{2 \cdot 3} = 1/6 \text{ моль};$$

$$\mathcal{E}_{\text{NaOH}} = 1/1 = 1 \text{ моль}$$

вновь мы убеждаемся, что с одним моль эквивалентов сульфата алюминия реагирует 1 моль эквивалентов гидроксида натрия.

### ***Закон простых объемных отношений***

*Объемы реагирующих газов относятся друг к другу и к объемам газообразных продуктов как небольшие целые числа.*

Например, один объем кислорода реагирует точно с двумя объемами водорода, и при этом получается точно два объема водяного пара. Для получения хлороводорода надо взять точно одинаковые объемы хлора и водорода. После реакции объем газа остается прежним, т. е. из одного объема хлора и одного объема водорода получается два объема хлороводорода.

### ***Закон Бойля-Мариотта***

*При постоянной температуре объем заданного количества газа обратно пропорционален его давлению.*

$$n = \text{const и } T = \text{const};$$

$$PV = \text{const или } P_1V_1 = P_2V_2,$$

где  $P$  – давление, Па (паскаль) ( $1 \text{ атм} = 101325 \text{ Па}$ ,  $1 \text{ мм.рт.ст.} = 133,322 \text{ Па}$ ,  $760 \text{ мм рт ст} = 1 \text{ атм}$ );  $V$  – объем вещества,  $\text{м}^3$ .

### ***Закон парциальных давлений (Дж. Дальтон)***

*Суммарное давление  $P$  газовой смеси представляет собой сумму парциальных давлений компонентов смеси.*

$$P = \sum_i p_i,$$

где  $p_i$  – парциальное давление – давление, оказываемое одним компонентом смеси.

### ***Закон Гей-Люссака***

*При постоянном давлении объем заданного количества газа прямо пропорционален его абсолютной температуре.*

При  $P, n = \text{const}$

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2},$$

где  $T$  – температура, °K ( $273 \text{ K} = 0 \text{ °C}$ );  $V$  – объем вещества,  $\text{м}^3$ .

### ***Закон Авогадро***

*В равных объемах газов при одинаковых условиях содержится одинаковое число молекул.*

Если взять число граммов любого вещества, равное его относительной молекулярной массе, то независимо от агрегатного состояния вещества будет взято всегда одно и то же число молекул. Это число ( $N_0$ ), получило название числа Авогадро. **Число Авогадро** принято равным  $6,022045(31) \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$ . Для практических расчетов его обычно округляют до  $6 \cdot 10^{23}$ .

Количество частиц, равное числу Авогадро, называется «**моль**».

**Моль** равен количеству вещества системы, содержащему столько же элементарных частиц вещества (молекул, атомов, ионов, электронов), сколько содержится в 0,012 килограмма углерода – 12, т. е.  $6,022045(31) \cdot 10^{23}$  частиц

Масса 1 моль называется **молярной массой ( $M$ )**, и в соответствии с определением моля выражается в г/моль.

$$n = \frac{m}{M},$$

где  $n$  – количество вещества, моль;  $M$  – молярная масса вещества, г/моль;  $m$  – масса вещества в г.

Из всего сказанного выше следует, что **молярная масса**, выраженная в граммах, численно равна относительной молекулярной массе в углеродной шкале атомных масс. Понятие моля как определенного числа частиц применяется к любым частицам. Например, можно взять два моля молекул воды, полмоля ионов натрия, четверть моля электронов и т. д.

Выводы из закона Авогадро позволяют проводить расчеты реакций, в которых участвуют газы:

1. Если массы любых, но равных объемов различных газов содержат равное число молекул, то они относятся друг к другу как молекулярные массы этих газов.

2. Если равные объемы различных газов содержат одинаковое число молекул, то и давление этих газов одинаково.

3. Массы различных газов, равные или пропорциональные их молекулярным массам, при одинаковых условиях занимают одинаковые или пропорциональные объемы. 1 моль любого газа при нормальных условиях (н. у.) занимает  $22,414 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ .

4. Отношение массы одного газа к массе такого же объема другого газа, взятых при одинаковых условиях, называется относительной плотностью – D.

Постоянство молярного объема есть свойство газов. При нормальных условиях и моль водорода и моль хлора занимает объем 22,4 л каждый, но жидкий водород и жидкий хлор имеют существенно меньшие и заметно разные молярные объемы (водород 0,029 л/моль, хлор 0,045 л/моль). В то же время число молекул или других частиц в моле одинаково и не зависит от агрегатного состояния.

### ***Закон Клапейрона (объединенный газовый закон)***

Для одного и того же количества вещества  $n = \text{const}$

$$PV/T = \text{const},$$

то есть

$$P_1 V_1 / T_1 = P_0 V_0 / T_0.$$

***Нормальные условия:  $T_0 = 273,15 \text{ К}$ ,  $P_0 = 101325 \text{ Па}$ .***

Для любого газа, количеством 1 моль, отношение  $P_0 V_0 / T_0$  одинаково и называется **универсальной газовой постоянной – R:**

$$R = \frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{1,01325 \cdot 10^5 \cdot 22,414 \cdot 10^{-3}}{273,15} = 8,314 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}.$$

### **Уравнение состояния идеального газа (уравнение Менделеева – Клапейрона)**

Для любого количества вещества (n):

$$PV = nRT = \frac{m}{M} RT,$$

где n – моль вещества.

Это уравнение называется уравнением состояния идеального газа, так как содержит все параметры, необходимые для описания состояния газа, кроме взаимодействия молекул газа. Идеальный газ – это газ, между молекулами которого нет никакого взаимодействия.

Законы атомно-молекулярного учения позволяют проводить количественные расчеты химических процессов.

Стехиометрические законы химии были в свое время сформулированы применительно к молекулам, а потому справедливы строго для молекулярной формы существования вещества. Для немолекулярных структур постоянство состава и вытекающие из него следствия не являются уже критерием образования химических соединений. Поэтому в настоящее время стехиометрические законы химии формулируются с учетом единства молекулярной и немолекулярной форм существования вещества. Большинство твердых неорганических веществ образуют немолекулярные кристаллы. Для их описания используется понятие **фаза**.

Фазой называется гомогенная часть гетерогенной системы, обладающая одинаковым химическим составом и термодинамическими свойствами, ограниченная поверхностью раздела. Фазы могут быть постоянного или переменного состава. К фазам постоянного состава относится большинство химических соединений в газообразном и конденсированном (твердом и жидком) состоянии. Фазы переменного состава – это газообразные, жидкие и твердые растворы, а также твердые соединения, состав которых, в зависимости от условий получения, варьируется в некоторых пределах.

Для немолекулярных кристаллов понятие молекулы лишено смысла. Для них формой существования химического соединения в твердом состоянии является фаза. Свойства вещества немолекулярной структуры, зависят от состава и химического строения фаз.

В настоящее время установлено, что к соединениям переменного состава относится большинство бинарных соединений в твердом состоянии. Позднее вещества постоянного состава называли *дальтонидами*<sup>3</sup>, а переменного состава – *бертоллиды*<sup>4</sup>. Для соединений перемен-

---

<sup>3</sup> Названы в честь английского ученого Джона Дальтона, внесшего первостепенный вклад в утверждение атомистических представлений в науке.

<sup>4</sup> Названы в честь французского ученого Клода Луи Бертолле. Наблюдая за процессами выпадения осадков из растворов, Бертолле пришел к выводу о зависимости направления реакций и состава образующихся соединений от массы реагентов и условий протекания реакций. По вопросу о непостоянстве состава соединений и изменчивости сил химического сродства Бертолле вел длительную полемику с Ж.Л. Прустом. В начале XIX в эта дискуссия завершилась в пользу Пруста, и закон постоянства состава получил признание большинства химиков. Однако в начале XX в Н.С. Курнаков открыл существование предвиденных Бертолле химических индивидуальных веществ переменного состава, которые в память Бертолле назвал бертоллидами.



ного состава, не имеющих молекулярной структуры, вместо молекулярной массы целесообразно ввести понятие формульной массы. Формульная масса равна сумме атомных масс, входящих в данное соединение элементов, умноженных на фактические стехиометрические индексы химической формулы соединения. К примеру, формульная масса оксида титана (2+) состава  $\text{TiO}_{0,82}$  равна  $47,90 + 16,00 \cdot 0,82 = 61,02$ . Для молекулярных структур формульная масса вещества совпадает с его молекулярной массой.

## 1.2. Классификация и номенклатура неорганических веществ<sup>5</sup>

### *Классификация неорганических соединений*

В настоящее время известно более 100 тысяч неорганических веществ, классифицировать которые по одному признаку невозможно. По составу все вещества делятся на простые, бинарные и сложные (в том числе комплексные соединения). Простые вещества делятся на металлы и неметаллы. Их можно также разделить на вещества с молекулярной и ( $\text{Cl}_2$ ,  $\text{S}_8$ ) и немолекулярной ( $\text{C}$ ,  $\text{Li}$ ) структурой кристаллической решетки.

Бинарные соединения по характеру химической связи разделяются на ионные ( $\text{NaCl}$ ), ковалентные ( $\text{HCl}$ ) и металлоподобные. К последним относятся интерметаллиды – соединения между металлами, например,  $\text{Zn}_3\text{Ag}_2$ . Различают также бинарные соединения постоянного ( $\text{CO}_2$ ) и переменного ( $\text{TiO}_x$ ) состава. Общепринята классификация бинарных неметаллоподобных соединений по природе анионообразователя: гидриды, оксиды, хлориды, карбиды, нитриды, сульфиды и т. д.

В свою очередь, например, оксиды можно подразделять на кислотные ( $\text{SO}_3$ ), основные ( $\text{CaO}$ ), амфотерные ( $\text{ZnO}$ ) и индифферентные ( $\text{NO}$ ). Последние не реагируют ни с водой, ни с кислотами, ни с щелочами (рис. 1).

Кроме того, соединения с кислородом в зависимости от степени окисления элемента делятся на низшие ( $\text{CO}$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}$ ) и высшие ( $\text{CO}_2$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ ), а в зависимости от степени окисления кислорода на оксиды ( $\text{Na}_2\text{O}$ ); пероксиды ( $\text{H}_2\text{O}_2$ ), надпероксиды ( $\text{KO}_2$ ) и озониды ( $\text{KO}_3$ ).

---

<sup>5</sup>Тема изучается по учебно методическому пособию Ступко Т.В. «Основы общей и неорганической химии. Ч. III» самостоятельно и рассматривается на лабораторно-практических занятиях.

Химические вещества можно также классифицировать по функциональному признаку: окислители и восстановители, растворители и осадители, кислоты и основания, соли. В свою очередь кислоты и основания делятся на одно-, двух- (и т. д.) основные и кислотные, соответственно, а также на сильные ( $\text{HClO}_4$ ,  $\text{NaOH}$ ), средней силы ( $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{Ca(OH)}_2$ ) и слабые ( $\text{H}_2\text{F}_2$ ,  $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ). Кроме того, кислоты различают: бескислородные ( $\text{H}_2\text{S}$ ), кислородосодержащие ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ), комплексные ( $\text{H[BF}_4\text{]}$ ), а также мономерные ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ ), димерные ( $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ ), полимерные  $(\text{HPO}_3)_n$ .

Соли тоже подразделяются на кислородные –  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ , бескислородные –  $\text{NaF}$ , комплексные –  $\text{Na}_2[\text{SiF}_6]$ , на средние –  $\text{FeCl}_3$ , кислые –  $\text{CaHPO}_4$ , основные –  $\text{Fe(OH)Cl}$ , а также на простые –  $\text{NaI}$ , двойные –  $(\text{NH}_4)_2\text{Fe(SO}_4)_2$  и смешанные –  $(\text{FeCl}_2)_2\text{SO}_4$ .

Возможна классификация веществ по агрегатному состоянию: твердые ( $\text{C}$ ,  $\text{ZnO}$ ), жидкие ( $\text{Hg}$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ ), газообразные ( $\text{H}_2$ ,  $\text{CO}$ ); по растворимости, например, в воде: растворимые –  $\text{NaNO}_3$ ,  $\text{NH}_3$ , среднерастворимые –  $\text{CO}_2$ ,  $\text{Ca(OH)}_2$  и малорастворимые –  $\text{H}_2$ ,  $\text{CuO}$ ,  $\text{BaSO}_4$ .

### ***Номенклатура неорганических соединений***

Во времена алхимии названия веществам давали по их свойствам, по применению, по месту нахождения, по сырью, из которого они были выделены, или по именам авторов, получивших их впервые. Например, водород, соль Глаубера ( $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$ ), берлинская лазурь ( $\text{KFe[Fe(CN)}_6\text{]}$ ) соляная кислота ( $\text{HCl}$ ) и другие. Эти названия тривиальные (исторические).

Однако накопление фактического материала привело к необходимости сведения многочисленных данных о веществах в справочники и выдвинуло проблему создания систематической номенклатуры, которая и была разработана в 1787 г. Комиссией Парижской Академии наук. По новой номенклатуре для наименования химического соединения предлагалось брать корни греческого или латинского названия его составных частей, а если два простых вещества образуют несколько соединений, то в названии изменяли суффиксы (например, сульфит и сульфат натрия, азотистая и азотная кислота).

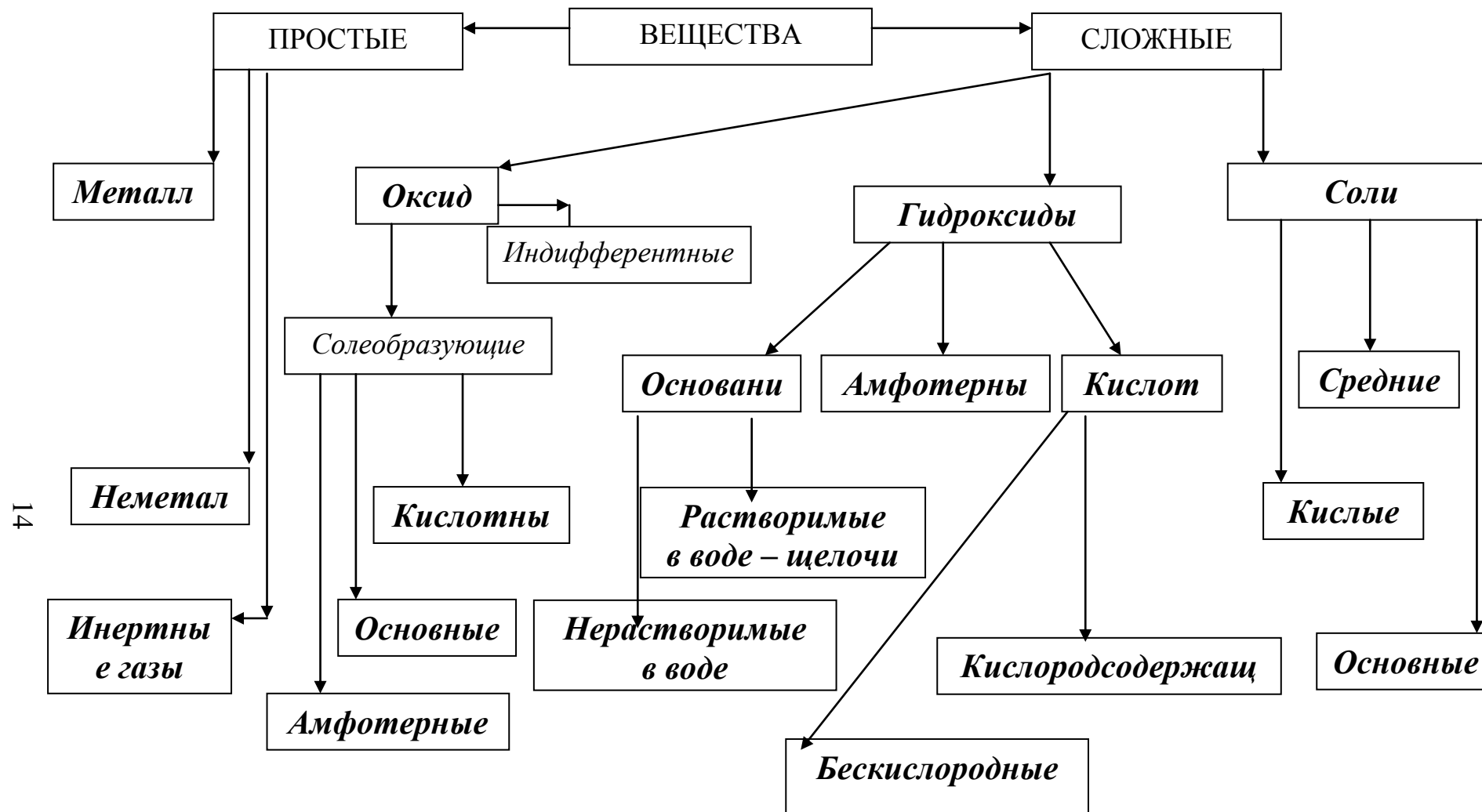


Рисунок 1 – Важнейшие классы неорганических веществ

В 1957 г Международный союз по чистой и прикладной химии (ИЮПАК) издал правила номенклатуры неорганических соединений, которые были расширены и уточнены в 1977 г. Цель номенклатуры ИЮПАК – стандартизировать систематические названия химических веществ так, чтобы по ним можно было составлять стехиометрические формулы, отражающие строение веществ.

По номенклатурным правилам ИЮПАК каждое вещество получает в соответствии с его формулой систематическое название, полностью отражающее его состав. Для ограниченного числа наиболее распространенных веществ правила ИЮПАК разрешают использовать исторически сложившиеся (традиционные) названия: карбонат, сульфат и другие, которые, однако, требуют дополнительного запоминания, так как не дают точного представления о составе. Допускается также использование небольшого числа специальных названий – вода, аммиак, гидразин, аммоний.

**Названия простых веществ.** Простые вещества называют так же, как и соответствующие химические элементы. Для аллотропных форм<sup>6</sup> простых веществ в названиях указывают число атомов в молекуле с помощью числовых приставок:

|                      |                     |                        |                     |
|----------------------|---------------------|------------------------|---------------------|
| <b>1 – моно;</b>     | <b>4 – тетра;</b>   | <b>7 – гепта;</b>      | <b>10 – дека;</b>   |
| <b>2 – ди;</b>       | <b>5 – пента;</b>   | <b>8 – окта;</b>       | <b>11 – ундека;</b> |
| <b>3 – три;</b>      | <b>6 – гекса;</b>   | <b>9 – нона;</b>       | <b>12 – додека.</b> |
| <b>13 – тридека;</b> | <b>20 – эйкоза;</b> | <b>25 – пентакоза.</b> |                     |

Неопределенное число атомов обозначается приставкой «поли». Для твердых полиморфных модификаций допускается их обозначение греческими буквами:  $\alpha$ ,  $\beta$ ,  $\gamma$ ,  $\delta$  и так далее, начиная с низкотемпературной модификации (табл. 1).

---

<sup>6</sup>Аллотропия – существование двух и более простых веществ одного и того же химического элемента, различных по строению и свойствам (так называемых аллотропных модификаций или форм).

Таблица 1 – Названия простых веществ

| Символ         | ИЮПАК           | Тривиальное (традиционное) название                                              |
|----------------|-----------------|----------------------------------------------------------------------------------|
| H              | Моноводород     | Атомарный водород                                                                |
| H <sub>2</sub> | Диводород       | Молекулярный водород                                                             |
| O <sub>3</sub> | Трикислород     | Озон                                                                             |
| P <sub>4</sub> | Тетрафосфор     | Белый фосфор                                                                     |
| P <sub>n</sub> | Полифосфор      | Черный фосфор                                                                    |
| S <sub>8</sub> | Цикло-октасера  | Кристаллическая сера, построенная из циклических молекул S <sub>8</sub> (λ-сера) |
| α-S            | α-сера          | Сера ромбическая                                                                 |
| β-S            | β-сера          | Сера моноклинная                                                                 |
| S <sub>n</sub> | Катена-полисера | μ-сера пластическая, построенная из полимерных цепных молекул                    |

**Название простых ионов.** Название простых **катионов** строится из слова «катион» в именительном падеже и русского названия элемента в родительном падеже, если катион одноатомный. В случае необходимости римской цифрой в скобках указывают степень окисления элемента (табл. 2).

Таблица 2 – Названия одноатомных катионов

| Катион           | Международная номенклатура ИЮПАК | Русский вариант ИЮПАК                      |
|------------------|----------------------------------|--------------------------------------------|
| H <sup>+</sup>   | Водород катион                   | Катион водород                             |
| Fe <sup>2+</sup> | Железо (II) катион               | Ион железо (II), (читается ион железо два) |
| Fe <sup>3+</sup> | Железо (III) катион              | Катион (ион) железо (III)                  |

Если катион многоатомный, то стехиометрические отношения можно выражать с помощью системы Штока или системы Эванса-Бассета (табл. 3).

Названия **анионов** строятся из корня латинского названия элемента, суффикса «ид» и слова «ион».

Например, H<sup>-</sup> – гидрид-ион, N<sup>3-</sup> – нитрид-ион, S<sub>2</sub><sup>2-</sup> – дисульфид (2-)-ион, J<sub>3</sub><sup>-</sup> – трийодид (1-)-ион.

Таблица 3 – Названия многоатомных катионов

| Катион             | Русский вариант ИЮПАК   |                                                                  |
|--------------------|-------------------------|------------------------------------------------------------------|
|                    | Система Штока           | Система Эванса-Бассета                                           |
| $\text{H}_2^+$     | Катион диводорода (I)   | Ион диводорода ( $1^+$ )<br>(читается: ион диводорода один плюс) |
| $\text{Hg}_2^{2+}$ | Катион диртути (II)     | Ион диртути ( $2^+$ )                                            |
| $\text{O}_2^+$     | Катион диоксигорода (I) | Ион диоксигорода ( $1^+$ ) (катион диокси-генила)                |

**Названия сложных катионов и анионов** строятся по принципам номенклатуры комплексных соединений (например,  $\text{NH}_4^+$ ), в которых различают центральный атом (N) и атомы или молекулы, или ионы, связанные с ним, то есть лиганды (от лат. ligare – связывать, соединять) (H).

Некоторым катионам и анионам вместо систематических названий даны специальные:

$\text{OH}^-$  – гидроксид-ион;  $\text{CN}^-$  – цианид-ион;  $\text{NCS}^-$  – тиоцианат-ион;  
 $\text{O}_2^{2-}$  – пероксид-ион;  $\text{O}_3^-$  – озонид-ион;  $\text{O}_2^-$  – надпероксид-ион;  
 $\text{VO}^{2+}$  – катион ванадил;  $\text{NO}_2^+$  – катион нитрил.

Катионы, образованные некоторыми элементами с водородом и включающие большее число атомов водорода, чем требуется по правилу нейтральности, носят групповое название **-ониевые** катионы. Их специальные названия:

$\text{H}_2\text{F}^+$  – катион фторония;  $\text{H}_3\text{O}^+$  – катион оксония;  
 $\text{H}_3\text{S}^+$  – катион сульфония;  $\text{NH}_4^+$  – катион аммония;  
 $\text{PH}_4^+$  – катион фосфония;  $\text{AsH}_4^+$  – катион арсония.

**Названия сложных веществ.** Химическая формула сложного вещества включает в себя условно электроположительную составляющую, или реальный катион, и условно электроотрицательную составляющую, или реальный анион, причем катион в формуле ставится на первое место, анион – на второе. *Исключения:*  $\text{NH}_2\text{OH}$ ,  $\text{NH}_3$  и  $\text{N}_2\text{H}_4$ . Если катионов или анионов несколько, то первым пишется ион менее электроотрицательного элемента, например:  $\text{KNaCl}_2$ ,  $\text{NaNH}_4\text{Cl}_2$ . Названия электроотрицательных и электроположительных

составляющих в сложных веществах строятся так же, как названия свободных анионов и катионов, лишь слова «ион» и «катион» опускаются.

Составлять систематическое название сложного вещества, например  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ , можно двумя способами:

- используя числовые приставки: гептаоксид димарганца;
- указывая степень окисления менее электроотрицательного элемента: оксид марганца (VII) – способ Штока.

Названия, построенные по второму способу, менее громоздки, но первый способ более универсален и точен. Например, по названию бромид ртути (I) можно написать формулу  $\text{HgBr}$ , а это не верно, истинная молекулярная формула вещества –  $\text{Hg}_2\text{Br}_2$ . Если использовать первый способ построения названия, это соединение будет называться дибромид диртути. Оба способа построения названия используют в зависимости от целесообразности.

При наличии нескольких электроотрицательных или электроположительных составляющих их названия перечисляют в алфавитном порядке, что не всегда соответствует формуле, и пишут через дефис:  $\text{FeCuS}_2$  – дисульфид железа-меди,  $\text{AsOF}_3$  – оксид-трифторид мышьяка,  $\text{Sr}(\text{HS})\text{Cl}$  – гидросульфид-хлорид стронция,  $\text{V}_3\text{O}_5(\text{OH})_4$  – тетрагидроксидпентаоксид триванадия. Для интерметаллических соединений названия состоят из одного слова:  $\text{AuCu}_3$  – золототримедь.

Для однозначного обозначения веществ одинакового состава, но с разным расположением атомов в названиях указывают химическим символом (через дефис) тот элемент, который присоединен к другой составляющей, например,  $\text{HOCN}$  – цианат-О водорода,  $\text{HNCO}$  – цианат-N водорода,  $\text{HCNO}$  – цианат-С водорода.

**Название гидратов.** Название гидратов начинается со слова «гидрат» с указанием, если нужно, числа молекул воды греческим числительным:  $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$  – гидрат аммиака,  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  – гептагидрат сульфата железа (II).

**Название бескислородных кислот.** Водные растворы бинарных соединений водорода с галогенами и халькогенами (элементами VIA группы) являются кислотами. Их название строится из названия элемента, окончания «о» и слов «водородная кислота»:  $\text{HCl}$  – хлороводородная кислота,  $\text{H}_2\text{Te}$  – теллуrowодородная кислота,  $\text{HCN}$  – циановодородная кислота,  $\text{HN}_3$  – азотистоводородная кислота,  $\text{HNCS}$  – тиоциановодородная кислота.

**Название оксокислот (кислородсодержащих) и их солей.** Систематическое название строится из слов «водород» или «кислота» и названия кислотного остатка по принципу названий комплексных соединений. Например,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  – тетраоксосульфат (VI) водорода, или тетраоксосерная (VI) кислота;  $\text{H}_2\text{MnO}_4$  – тетраоксомарганцовая (VI) кислота, или тетраоксоманганат (VI) водорода;  $\text{H}_3\text{MnO}_4$  – тетраоксомарганцовая (V) кислота, или тетраоксомарганат (V) водорода. Названия наиболее распространенных кислот остаются традиционными (табл. 4).

Если элемент образует оксокислоту в высшей или единственной степени окисления, то ее название состоит из корня русского названия элемента и суффикса **-ная, -овая, -евая**. Названия кислот, которые элемент образует не в высшей степени окисления, строятся аналогично, но используются суффиксы **-ов-, -ист-, -новат-, или -новатист-**, в зависимости от возможной степени окисления элемента.

Если элемент в одной и той же степени окисления образует кислоты, различающиеся по «содержанию воды», то названия кислот (а также их солей) начинаются с приставок **орто-, мезо-** или **мета-**, смысл которых ясен из примеров:  $\text{H}_5\text{JO}_6$  – ортойодная кислота,  $\text{H}_3\text{JO}_5$  – мезойодная кислота,  $\text{HJO}_4$  – метайодная кислота,  $\text{H}_3\text{PO}_4$  – ортофосфорная кислота,  $\text{HPO}_3$  – метафосфорная кислота (табл. 4). Оксокислоты, содержащие два или более центральных атома, носят групповое название поликислот и в их конкретное название вводят соответствующую числительную приставку. Например,  $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$  – дисерная кислота.

Традиционные названия средних солей образуют из названия кислотного остатка и катиона:  $\text{FeSO}_3$  – сульфит железа (III).

Традиционные названия основных солей (гидроксосолей) образуют, добавляя к наименованию аниона соответствующей средней соли приставку **гидроксо-**:  $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$  – гидроксокарбонат меди (II).

Традиционные названия кислых солей образуют, добавляя к наименованию аниона соответствующей соли приставку **гидро-**:  $\text{KHSO}_3$  – гидросульфит калия или сульфит калия-водорода,  $\text{Na}_2\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_7$  – дигидродифосфат натрия или дифосфат (V) динатрия-диводорода.



**Таблица 4 – Традиционные названия кислот  
и кислотных остатков**

| Формула кислоты                   | Традиционное название кислоты | Название кислотного остатка |
|-----------------------------------|-------------------------------|-----------------------------|
| $\text{H}_3\text{AsO}_4$          | Ортомышьяковая                | Ортоарсенат                 |
| $\text{H}_3\text{AsO}_3$          | Ортомышьяковистая             | Ортоарсенит                 |
| $\text{H}_2\text{CO}_3$           | Угольная                      | Карбонат                    |
| $\text{H}_2\text{CrO}_4$          | Хромовая                      | Хромат                      |
| $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ | Дихромовая                    | Дихромат                    |
| $\text{HClO}$                     | Хлорноватистая                | Гипохлорит                  |
| $\text{HClO}_2$                   | Хлористая                     | Хлорит                      |
| $\text{HClO}_3$                   | Хлорноватая                   | Хлорат                      |
| $\text{HClO}_4$                   | Хлорная (перхлорная)          | Перхлорат                   |
| $\text{HMnO}_4$                   | Марганцовая                   | Перманганат                 |
| $\text{H}_2\text{MnO}_4$          | Марганцеватая                 | Манганат                    |
| $\text{H}_2\text{MnO}_3$          | Марганцовистая                | Манганит                    |
| $\text{HNO}_3$                    | Азотная                       | Нитрат                      |
| $\text{HNO}_2$                    | Азотистая                     | Нитрит                      |
| $\text{HOCN}$                     | Циановая                      | Цианат                      |
| $\text{HNCO}$                     | Изоциановая                   | Изоцианат                   |
| $\text{H}_3\text{PO}_4$           | Ортофосфорная                 | Ортофосфат                  |
| $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$  | Дифосфорная                   | Дифосфат                    |
| $\text{H}_2\text{SO}_4$           | Серная                        | Сульфат                     |
| $\text{H}_2\text{SO}_3$           | Сернистая                     | Сульфит                     |
| $\text{H}_2\text{SO}_5$           | Пероксомоносерная             | Пероксосульфат              |
| $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$  | Пероксодисерная               | Пероксодисульфат            |
| $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$  | Тиосерная                     | Тиосульфат                  |

### ***Структурно-графические формулы веществ***

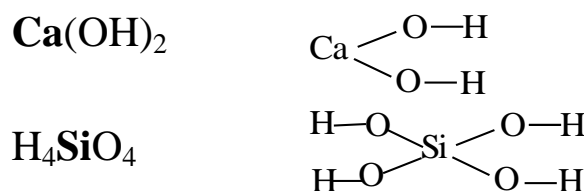
Эмпирические формулы дают информацию о качественном и количественном составе соединений. Взаимное расположение атомов в молекуле вещества отражают структурно-графические формулы, однако они не показывают пространственное расположение атомов.

При составлении структурно-графических формул можно руководствоваться следующими правилами:

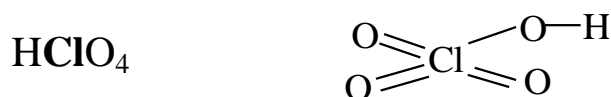
1. Элементы соединяются в соответствии с их валентностью.

2. Черточка в формуле обозначает единичную химическую связь, количество черточек соответствует валентности, например,  $K_2O$  записывается как  $K-O-K$ .

3. Состав кислот и оснований следует начинать изображать с центрального атома, например:



4. Если в молекуле кислоты содержится больше атомов кислорода, чем водорода, то «избыточные» атомы кислорода соединены с центральным атомом двойной связью, например:



5. При написании графических формул солей исходят из графических формул кислот, заменяя атомы водорода на атомы металла, учитывая его валентность.

Структурно-графические формулы некоторых веществ приведены в таблице 5.

Таблица 5 – Структурные формулы некоторых веществ

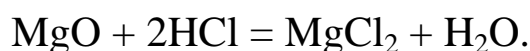
| Эмпирическая формула | Структурно-графическая формула                                                                                                           | Эмпирическая формула | Структурно-графическая формула                                                                                                                                                     |
|----------------------|------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|----------------------|------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| $HClO_3$             | $\begin{array}{c} O \\ \parallel \\ O=Cl-O-H \\ \parallel \\ O \end{array}$                                                              | $HClO_4$             | $\begin{array}{c} O \\ \parallel \\ O=Cl-O-H \\ \parallel \\ O \end{array}$                                                                                                        |
| $H_2CO_3$            | $\begin{array}{c} O-H \\ \diagup \\ H-O-C \\ \diagdown \\ O-H \end{array}$                                                               | $HNO_3$              | $\begin{array}{c} O \\ \parallel \\ O=N-O-H \\ \parallel \\ O \end{array}$                                                                                                         |
| $H_2SO_4$            | $\begin{array}{c} HO \quad O \\ \diagdown \quad \parallel \\ S \\ \diagup \quad \parallel \\ HO \quad O \end{array}$                     | $H_2SO_3$            | $\begin{array}{c} H-O \quad O-H \\ \diagdown \quad \diagup \\ S \\ \parallel \\ O \end{array}$                                                                                     |
| $H_2SO_5$            | $\begin{array}{c} H-O \quad O-O-H \\ \diagdown \quad \diagup \\ S \\ \parallel \\ O \end{array}$                                         | $H_2S_2O_8$          | $\begin{array}{c} H-O \quad O-O \quad O-O \quad O-H \\ \diagdown \quad \parallel \quad \parallel \quad \diagup \\ S \quad S \\ \parallel \quad \parallel \\ O \quad O \end{array}$ |
| $H_2S_2O_3$          | $\begin{array}{c} S \\ \parallel \\ O=S-O-H \\ \parallel \\ O-H \end{array}$                                                             | $H_2CrO_4$           | $\begin{array}{c} O \\ \parallel \\ O=Cr-O-H \\ \parallel \\ O-H \end{array}$                                                                                                      |
| $H_2Cr_2O_7$         | $\begin{array}{c} H-O \quad O-O-H \\ \diagdown \quad \diagup \\ O=Cr \quad O-Cr=O \\ \parallel \quad \parallel \\ O \quad O \end{array}$ | $H_3PO_4$            | $\begin{array}{c} H-O \quad O-H \\ \diagdown \quad \diagup \\ O=P-O-H \\ \parallel \\ O-H \end{array}$                                                                             |

## ***Общие химические свойства основных классов неорганических веществ***

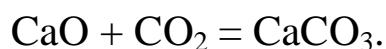
**Оксиды** – вещества, состоящие из атомов двух элементов, один из которых – кислород в степени окисления (–2). По химическим свойствам их подразделяют на индифферентные, или несолеобразующие (CO, NO), и солеобразующие, которые бывают основными, кислотными и амфотерными.

### *Химические свойства основных оксидов*

1. Взаимодействуют с кислотами с образованием соли и воды:



2. Взаимодействуют с кислотными оксидами с образованием солей:

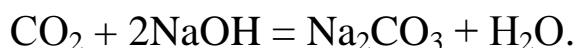


3. Оксиды щелочных и щелочноземельных металлов взаимодействуют с водой с щелочей:



### *Химические свойства кислотных оксидов*

1. Взаимодействуют с основаниями с образованием соли и воды:



2. Взаимодействуют с основными оксидами с образованием солей.

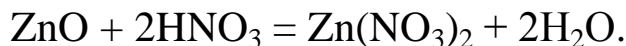
3. Большинство кислотных оксидов взаимодействует с водой с образованием кислот:



Очень немногие кислотные оксиды не взаимодействуют с водой. Наиболее известный из них оксид кремния ( $\text{SiO}_2$ ).

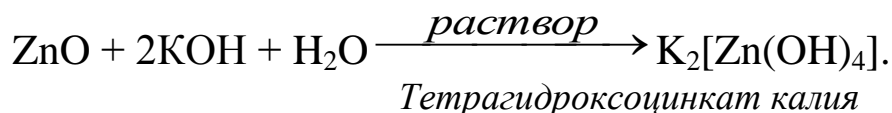
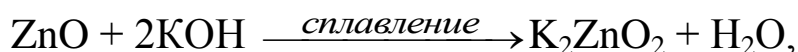
### *Химические свойства амфотерных оксидов*

1. Амфотерные оксиды взаимодействуют с кислотами с образованием солей и воды:



В этих реакциях амфотерные оксиды играют роль основных.

2. Амфотерные оксиды взаимодействуют с щелочами с образованием солей и воды:

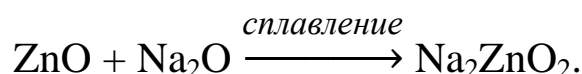


В этих реакциях амфотерные оксиды играют роль кислотных.

3. Амфотерные оксиды при нагревании взаимодействуют с кислотными оксидами с образованием солей:



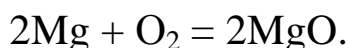
4. Амфотерные оксиды при нагревании взаимодействуют с основными оксидами с образованием солей:



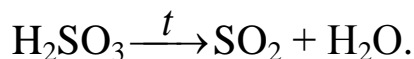
### *Получение оксидов*

Оксиды могут быть получены различными способами.

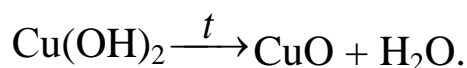
а) Взаимодействием простых веществ с кислородом:



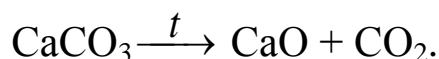
б) Разложением некоторых оксокислот:



с) Разложением нерастворимых оснований:



д) Разложением некоторых солей:



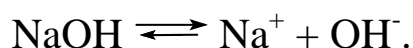
**Основания** – сложные вещества, при диссоциации которых в воде образуются гидроксид-ионы и никаких других анионов.

По растворимости в воде основания делятся на две группы:

- нерастворимые в воде –  $\text{Fe(OH)}_3$ ,  $\text{Cu(OH)}_2$ ;
- растворимые в воде (щелочи) – гидроксиды щелочных и щелочземельных металлов –  $\text{LiOH}$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{CsOH}$ ,  $\text{RbOH}$ ,  $\text{Ca(OH)}_2$ ,  $\text{Sr(OH)}_2$ ,  $\text{Ba(OH)}_2$ .

#### *Химические свойства оснований*

Общие свойства оснований объясняются наличием в растворах гидроксид-анионов  $\text{OH}^-$ , которые образуются в результате электролитической диссоциации молекул оснований:

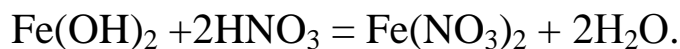
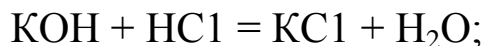


1. Водные растворы щелочей изменяют окраску индикаторов (табл. 6).

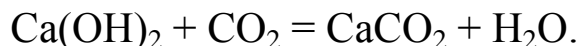
**Таблица 6 – Изменение цвета индикаторов в растворах**

| Индикатор    | Цвет индикатора | Цвет индикатора в растворе щелочи | Цвет индикатора в растворе кислоты |
|--------------|-----------------|-----------------------------------|------------------------------------|
| Лакмус       | Фиолетовый      | Синий                             | Красный                            |
| Фенолфталеин | Бесцветный      | Малиновый                         | Бесцветный                         |
| Метилоранж   | Оранжевый       | Желтый                            | Красный                            |

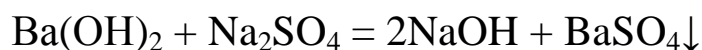
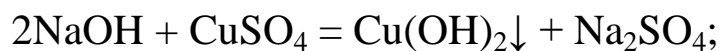
2. Основания взаимодействуют с кислотами с образованием соли и воды (реакция нейтрализации). Например,



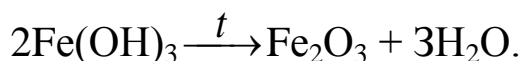
3. Щелочи взаимодействуют с кислотными оксидами с образованием соли и воды:



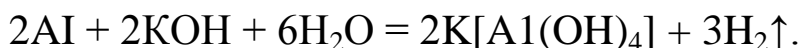
4. Растворы щелочей взаимодействуют с растворами солей, если в результате образуется нерастворимое основание или нерастворимая соль. Например,



5. Нерастворимые основания при нагревании разлагаются на основной оксид и воду.



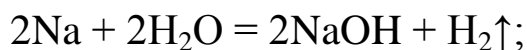
6. Растворы щелочей взаимодействуют с металлами, которые образуют амфотерные оксиды и гидроксиды (Zn, Al и др.).



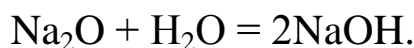
### *Получение оснований*

1. Получение растворимых оснований:

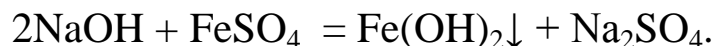
а) взаимодействием щелочных и щелочноземельных металлов с водой:



б) взаимодействием оксидов щелочных и щелочноземельных металлов с водой:



2. Получение нерастворимых оснований действием щелочей на растворимые соли металлов:

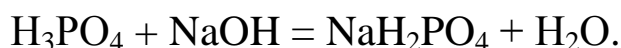
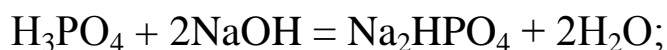
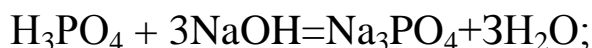


**Кислоты** – сложные вещества, при диссоциации которых в воде образуются ионы водорода  $\text{H}^+$  и никаких других катионов.

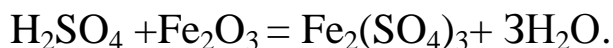
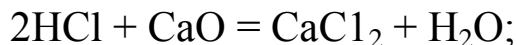
#### *Химические свойства кислот*

Общие свойства кислот в водных растворах обусловлены присутствием ионов  $\text{H}^+$  (вернее  $\text{H}_3\text{O}^+$ ), которые образуются в результате электролитической диссоциации молекул кислот:

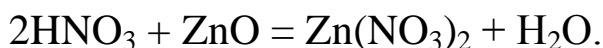
1. Кислоты одинаково изменяют цвет индикаторов (табл. 6).
2. Кислоты взаимодействуют с основаниями. Например,



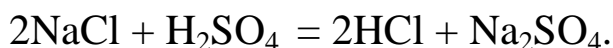
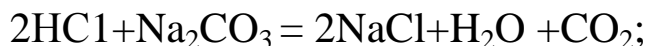
3. Кислоты взаимодействуют с основными оксидами:



4. Кислоты взаимодействуют с амфотерными оксидами:

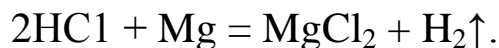
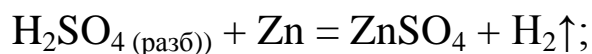


5. Кислоты взаимодействуют с некоторыми средними солями с образованием новой соли и новой кислоты, реакции возможны в том случае, если в результате образуется нерастворимая соль или более слабая (или более летучая) кислота, чем исходная. Например,

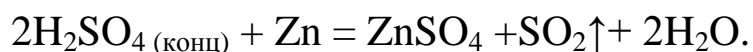


6. Кислоты взаимодействуют с металлами. Характер продуктов этих реакций зависит от природы и концентрации кислоты и от активности металла. Например, разбавленная серная кислота, хлороводородная кислота и другие кислоты-неокислители взаимодействуют с

металлами, которые находятся в ряду стандартных электродных потенциалов левее водорода. В результате реакции образуются соль и газообразный водород:

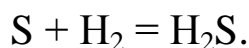


Кислоты-окислители (концентрированная серная кислота, азотная кислота  $\text{HNO}_3$  любой концентрации) взаимодействуют и с металлами, стоящими в ряду стандартных электродных потенциалов после водорода с образованием соли и продукта восстановления кислоты. Например,



### *Получение кислот*

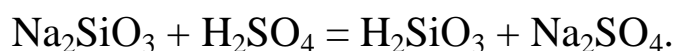
1. Бескислородные кислоты получают путем синтеза из простых веществ и последующим растворением продукта в воде:



2. Оксокислоты получают взаимодействием кислотных оксидов с водой:

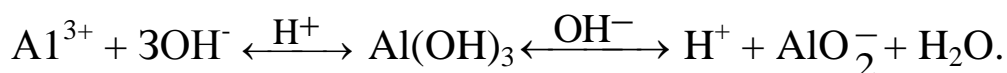
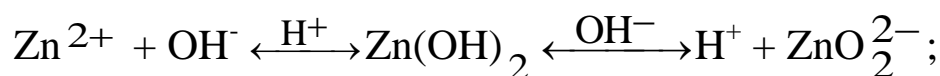


3. Большинство кислот можно получить взаимодействием солей с кислотами:



### *Амфотерные гидроксиды*

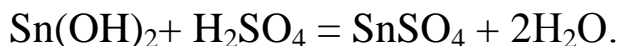
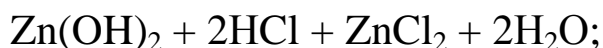
1. В нейтральной среде (чистая вода) амфотерные гидроксиды практически не растворяются и не диссоциируют на ионы. Они растворяются в кислотах и щелочах. Диссоциацию амфотерных гидроксидов в кислой и щелочной средах можно выразить следующими уравнениями:



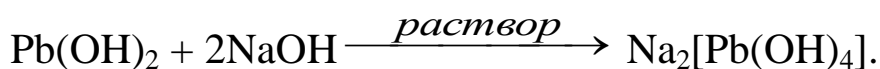
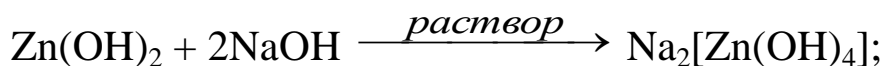
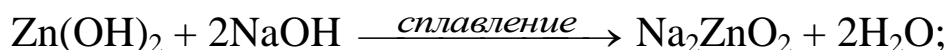


2. Амфотерные гидроксиды взаимодействуют как с кислотами, так и со щелочами, образуя соль и воду.

Взаимодействие амфотерных гидроксидов с кислотами:



Взаимодействие амфотерных гидроксидов со щелочами:



**Соли** – продукты замещения атомов водорода в молекуле кислоты на атомы металла или замещения гидроксид-иона в молекуле основания кислотными остатками.

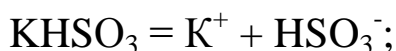
#### *Общие химические свойства солей*

1. Соли в водных растворах диссоциируют на ионы:

а) средние соли диссоциируют на катионы металлов и анионы кислотных остатков:



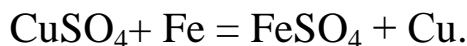
б) кислые соли диссоциируют на катионы металла и сложные анионы:



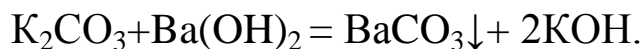
в) основные соли диссоциируют на сложные катионы и анионы кислотных остатков:



2. Соли взаимодействуют с металлами с образованием новой соли и нового металла. Данный металл может вытеснять из растворов солей только те металлы, которые находятся правее его в электрохимическом ряду напряжений:



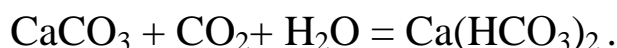
3. Растворимые соли взаимодействуют со щелочами с образованием новой соли и нового основания. Реакция возможна, если образующееся основание или соль выпадают в осадок. Например,



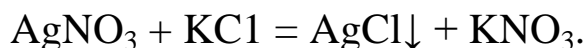
4. Соли взаимодействуют с кислотами с образованием новой более слабой кислоты или новой нерастворимой соли:



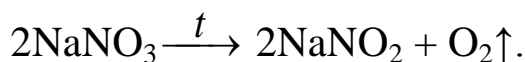
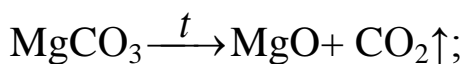
При взаимодействии соли с кислотой, образующей данную соль, получается кислая соль (это возможно в том случае, если соль образована многоосновной кислотой). Например,



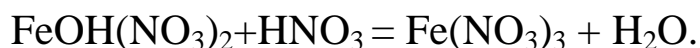
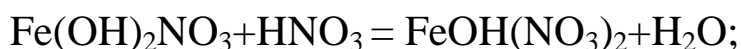
5. Соли могут взаимодействовать между собой с образованием новых солей, если одна из солей выпадает в осадок:



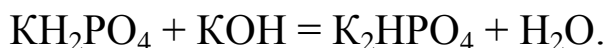
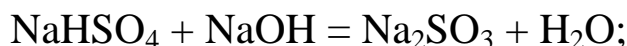
6. Многие соли разлагаются при нагревании:



7. Основные соли взаимодействуют с кислотами с образованием средних солей и воды:



8. Кислые соли взаимодействуют с щелочами с образованием средних солей и воды:



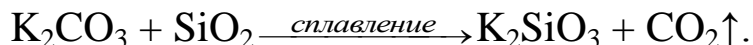
### *Получение солей*

Все способы получения солей основаны на химических свойствах важнейших классов неорганических соединений. Десять классических способов получения солей представлены в таблице. 7.

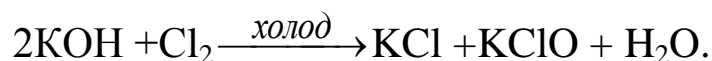
Кроме общих способов получения солей, возможны и некоторые частные способы:

1. Взаимодействие металлов, оксиды и гидроксиды которых являются амфотерными, со щелочами.

2. Сплавление солей с некоторыми кислотными оксидами.



3. Взаимодействие щелочей с галогенами:



4. Взаимодействие галогенидов с галогенами:

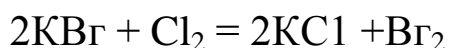


Таблица 7 – Основные способы получения солей

| Вещество       | Неметалл | Кислотный оксид | Кислота        | Соль             |
|----------------|----------|-----------------|----------------|------------------|
| Металл         | Соль     | –               | Соль + ...     | Соль + металл    |
| Основной оксид | –        | Соль            | Соль + вода    | –                |
| Основание      | –        | Соль + вода     | Соль + вода    | Соль + основание |
| Соль           | –        | –               | Соль + кислота | Соль + соль      |

Связь между классами неорганических соединений, которая основана на получении веществ одного класса из веществ другого класса, называется генетической (рис. 2).

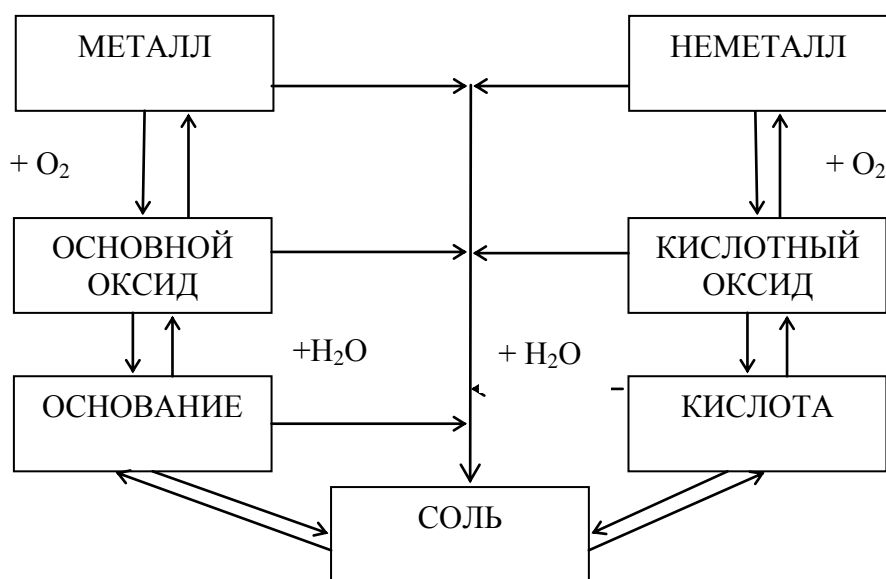


Рисунок 2 – Схема генетической связи основных классов неорганических соединений

## Контрольные вопросы

1. Сформулируйте понятия: атомная и молекулярная масса, моль, молярная масса, эквивалент.
2. Дайте формулировку стехиометрических законов химии: постоянства состава, сохранения массы вещества, кратных отношений. Почему эти законы называются стехиометрическими? Каким образом они подтвердили правильность атомно-молекулярного учения?
3. Газовые законы. При каких условиях газовые законы выполняются?
4. По каким характеристикам веществ проведена их классификация на основные классы неорганических соединений?
5. Оксиды. Определение, классификация, номенклатура, основные химические свойства.
6. Основания. Определение, классификация, номенклатура, основные химические свойства.
7. Кислоты. Определение, классификация, номенклатура, основные химические свойства.
8. Соли. Определение, классификация, номенклатура, основные химические свойства.