

ВВЕДЕНИЕ

ХИМИЯ. Наука, изучающая вещества, их состав, строение, свойства и превращения, сопровождающиеся изменением внешних электронных оболочек атомов, но не затрагивающие состав и структуру их ядер. Под химическим превращением веществ понимаются процессы их разрушения и образования, происходящие в результате *химических реакций*. Химия изучает также явления, сопровождающие превращения веществ, и законы, управляющие этими превращениями.

Роль и место химии в системе других наук о природе определяется тем, что в области материального производства человеку всегда приходится иметь дело с веществом. Не зная его свойств и строения, химической природы его частиц, механизмов их взаимодействия, возможных путей превращения одного вещества в другое, нельзя понять многие явления и процессы, происходящие в природе и вокруг каждого из нас.

Наиболее важные задачи химии — получение веществ и материалов с определенными заданными свойствами на основе современных малоотходных технологий и использование энергии химических превращений. За время существования человека, особенно за последнее столетие, на Земле появилось много новых веществ, которых не было раньше в природе. Из ~ 8 миллионов известных к настоящему времени *химических соединений* около 3,5 млн. относятся к новым веществам. Ежегодно к ним добавляется еще около тысячи соединений.

Большую роль должна играть химия и в системе *экологического образования*, ибо загрязнения окружающей среды обусловлены в первую очередь попаданием в нее *химических веществ* от различных источников загрязнения (естественных и искусственных). Попадая в окружающую среду, химические вещества вступают (или могут вступить) во взаимодействия как между собой, так и с составными частями атмосферы, гидросферы, почвы, оказывая чаще всего негативное влияние на развитие живых организмов и человека. В настоящее время процесс загрязнения окружающей среды химическими веществами принял глобальный характер. Вопросы, связанные с загрязнениями окружающей среды необходимо рассматривать на базе химии и химических знаний. Такой подход позволит не только глубже понять происходящие вокруг нас процессы и негативные их последствия, но и укажет научно обоснованные пути

уменьшения или исключения влияния последних. В последние годы указанные вопросы рассматриваются в *химии окружающей среды и экологической химии*.

Важнейшие разделы химии: общая, неорганическая, стереохимия, экологическая химия, химия окружающей среды, аналитическая, физическая химия и т.д.

Общая химия. Раздел химии, в котором изучаются основные закономерности строения *атомных и молекулярных частиц, химической связи* и взаимодействия веществ на основе *периодического закона и периодической системы Д.И. Менделеева*. Теоретический фундамент всей системы химических знаний, в том числе *неорганической химии, аналитической химии, физической химии, химии окружающей среды, экологической химии, химии полупроводников* и других дисциплин.

Неорганическая химия. Химия элементов и их соединений за исключением большинства соединений углерода. Теоретической базой неорганической химии является *общая химия*.

Стереохимия. Раздел химии, изучающий пространственное расположение атомов в молекуле и его взаимосвязь со свойствами молекулы.

Экологическая химия. Раздел химии и смежных наук, изучающий химический состав и процессы, происходящие в атмосфере, гидросфере и литосфере и их влияние на среду обитания и биосферу в целом. В экологической химии одним из главных направлений является изучение процессов, определяющих химический состав и свойства объектов окружающей среды и их влияние на объекты живой природы. Экологическая химия рассматривает также источники и пути попадания загрязняющих химических веществ в окружающую среду, их химический состав, причины его изменения, влияние на биосферу и природные процессы. Фундамент экологической химии составляют: блок химических знаний, химических законов, основы экологии, а также некоторые знания из физики, системного анализа, кибернетики, наук об оболочках планеты и некоторых других. Экологическая химия — составная часть наук об *открытых системах*.

Химия окружающей среды. Раздел химии, изучающий химическую среду *экологической системы*, химический состав и процессы, происходящие в окружающей среде, а также результаты этих процессов. Химия окружающей среды, как и экологическая химия, является составной частью наук об *открытых системах*.

Раздел I. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ

1.1. Вещество. Формулы веществ

Химический элемент. Вид атомов, характеризующихся одинаковым *зарядом ядра* (одинаковым числом протонов в ядре). Например, все атомы с зарядом ядра +9 представляют собой атомы одного химического элемента — фтора. В настоящее время известно более 110 химических элементов. Каждый химический элемент имеет *название, химический символ* (знак), *атомный (порядковый) номер, атомную массу*, занимает определенное положение в *периодической системе элементов*, в которой его местоположение характеризуется *номером периода, номером группы и ее подгруппой* (главная -А или побочная -В). Разные химические элементы имеют различную распространенность в природе (атмосфера, гидросфера, литосфера), см. рис.1.

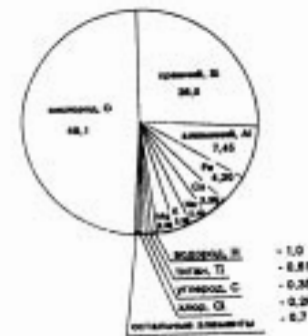


Рис. 1. Распространенность элементов в природе (атмосфера, гидросфера, литосфера, масс. доля, %)

Встречающиеся в природе химические элементы обычно состоят из смеси изотопов, среди которых различают *стабильные и радиоактивные изотопы*.

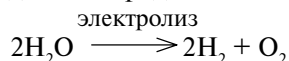
Химическое соединение. Химически индивидуальное вещество, в котором атомы одного (O_2 , N_2) или различных ($NaCl$, CH_4) элементов соединены между собой тем или иным видом *химической связи*. Различают химические соединения постоянного (далтониды) и переменного состава (бертоллиды), а также неорганические и органические химические соединения.

Вещество. Устойчивое скопление *дискретных образований* из микрочастиц, обладающих собственной массой или массой покоя. Обычно дискретными образованиями являются *атомные и молекулярные частицы*. Вещества различаются по *агрегатному состоянию*: газообразному (Cl_2 , O_2 , N_2), жидкому (H_2O , H_2SO_4 , Br_2), твердому (NaCl , KOH , SiO_2).

В зависимости от состава и свойств вещества могут быть *простыми и сложными*.

Простое вещество. Вещество, молекула которого состоит из атомов одного элемента. Например: сера (S), селен (Se), кремний (Si), германий (Ge), кислород (O_2), озон (O_3) и т.д.

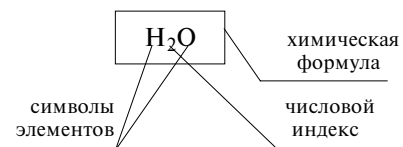
Сложное вещество. Вещество, молекула которого образована атомами разных элементов. Например: вода (H_2O), аммиак (NH_3), азотная кислота (HNO_3), метан (CH_4). Сложное вещество можно разложить на *простые вещества*. Например, воду можно разложить на водород и кислород:



Индивидуальные вещества. *Вещества*, характеризующиеся определенным составом, строением и свойствами.

Химический состав. Элементный состав вещества. Например, вода (H_2O) состоит из водорода (H) и кислорода (O), метан (CH_4) — из углерода (C) и водорода (H).

Формула химического соединения, химическая формула — это изображение состава вещества при помощи химических символов элементов и числовых индексов.



Например, в молекуле воды H_2O ее химическая формула показывает, что на два атома водорода приходится один атом кислорода, или что один моль воды образован из двух молей атомов водорода и одного моля атомов кислорода.

В основном используют два вида химических формул: а) **эмпирическая** или **суммарная** (брутто) формула (рис.2а), б) **структурная** (структурно-графическая) формула (рис.2б).

Чтение эмпирических химических формул осуществляется по специальным правилам.

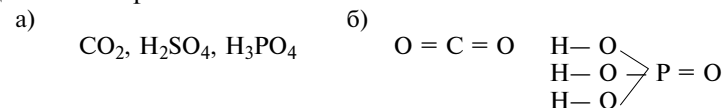
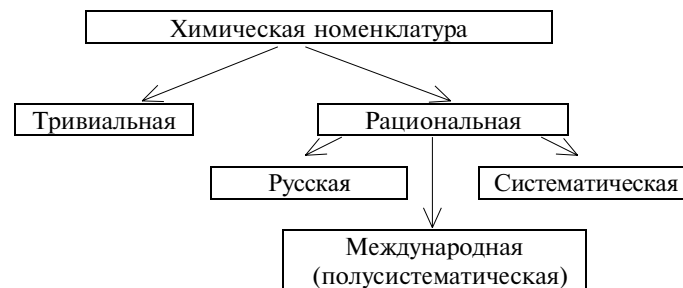


Рис. 2 Химические формулы
а) эмпирические б) структурные

Чистые вещества. Вещества, обладающие постоянными составом и физическими свойствами; не разделяющиеся физическими методами на разные вещества. На практике к чистым веществам относят вещества с содержанием более 99% по основному компоненту. Для указания степени чистоты веществ существуют специальные обозначения (квалификации).

1.2. Химическая номенклатура неорганических соединений

В настоящее время для составления названий неорганических соединений применяют **тривиальную** и **рациональную** номенклатуры, причем в последней выделяют три разновидности: *русская, международная* (полусистематическая) и *систематическая* номенклатуры.



Тривиальная номенклатура. Исторически сложившаяся система названий неорганических веществ, специальных, часто технических названий, которые, как правило, не отражают или отражают в незначительной степени состав химических соединений. Тривиальная номенклатура хотя и считается устаревшей, широко применяется во многих областях техники, химического производства, в

учебной и научной литературе по химии. Эти названия требуют запоминания. Например: Na_2CO_3 — сода, K_2CO_3 — поташ, HCl — соляная кислота, KOH — едкое кали, NaCl — поваренная соль, CaO — негашеная известь, NH_4OH — нашатырный спирт и другие.

Русская номенклатура. В основу русской номенклатуры положено использование русских названий химических элементов. При этом часто используются корни слов или усеченные корни слов. Например: NaCl — хлористый натрий, NO_2 — двуокись азота, $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ — азотнокислый кальций. В настоящее время широко используются названия кислот по русской номенклатуре, номенклатура других соединений считается устаревшей и не рекомендуется к употреблению (см. табл. 1).

Международная номенклатура (полусистематическая). Система составления названий химических соединений, в основу которой положено использование слов иноязычного происхождения; чаще всего корни слов латинских названий химических элементов. При записи названий оксидов, оснований и солей после слов *оксид*, *гидроксид* или *названия кислотного остатка* обычно указывают римскими цифрами *значение степени окисления* атома химического элемента, если она *переменная*.

Например: NO_2 — оксид азота (IV), N_2O_5 — оксид азота (V), но Na_2O — оксид натрия. $\text{Fe}(\text{OH})_3$ — гидроксид железа (III), $\text{Cu}(\text{OH})_2$ — гидроксид меди (II), но KOH — гидроксид калия. NiSO_4 — сульфат никеля (II), $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$ — нитрат марганца (II), но CaCl_2 — хлорид кальция.

Несмотря на то, что Международным союзом теоретической и прикладной химии ИЮПАК в настоящее время рекомендовано предпочтительное использование *систематической номенклатуры*, международная номенклатура широко применяется в учебной, научной и технической литературе.

Названия солей наиболее употребляемых кислот по международной номенклатуре представлены в табл. 1.

Систематическая номенклатура. Универсальная система правил составления названий неорганических соединений, рекомендованных ИЮПАК для использования в учебной, научной и технической литературе.

По систематической номенклатуре при записи формулы вещества вначале записывают электроположительную составляющую (условные или реальные катионы). При этом согласно

правилам ИЮПАК, называть составляющие следует слева направо в соответствии с порядком записи. Электроположительную составляющую пишут в именительном падеже. При необходимости склоняют обе части названия.

Примеры систематических названий:

Оксиды. Систематическое название оксида состоит из *названия элемента* в именительном падеже и слова *оксид*. Число атомов элемента и кислорода указывают числовыми приставками. NO_2 — азот диоксид, N_2O_4 — диазот тетраоксид, Cr_2O_3 — дихром триоксид.

Анионы. Систематические названия одноатомных анионов состоят из корня *латинского названия элемента*, суффикса *-ид* и слова *ион*. Для многоатомных анионов, состоящих из атомов одного элемента, добавляется числовая приставка.

H^+ — гидрид-ион, F^- — фторид-ион, S^{2-} — сульфид-ион, S_2^{2-} — дисульфид-ион.

Названия анионов кислородсодержащих кислот состоят из названия кислорода *-оксо* с указанием числа атомов и *латинского названия центрального атома* с суффиксом *-ат*, при этом в скобках римскими цифрами обозначают значение степени окисления.

NO_3^- — триоксонитрат (V) -ион,

NO_2^- — диоксонитрат (III) -ион,

SO_4^{2-} — тетраоксосульфат (VI) -ион,

SO_3^{2-} — триоксосульфат (IV) -ион.

Существует группа анионов, для которых допускается сохранение их специальных названий, имеющих суффикс *-ид*:

CN^- — цианид-ион, OH^- — гидроксид-ион.

Кислоты. Систематическое название кислоты состоит из двух частей: слова *водород* и названия *аниона*.

H_2SO_4 — водород тетраоксосульфат (VI),

H_2SO_3 — водород триоксосульфат (IV),

HNO_3 — водород триоксонитрат (V),

HF — водород фторид.

Катионы. Систематические названия одноатомных катионов состоят из *названия элемента* в именительном падеже с указанием численного значения степени окисления римской цифрой в скобках и слова *катион*.

Для многоатомных катионов, состоящих из атомов одного элемента, добавляется числовая приставка, а в скобках указывается общий заряд катиона арабской цифрой со знаком после цифры.

Fe^{2+} — железо (II)— катион, Cu^+ — медь (I)— катион, Hg_2^{2+} — дитртуть (2+)— катион.

Если атом, образующий катион, имеет постоянную степень окисления, ее можно не указывать: K^+ — калий-катион, Ba^{2+} — барий-катион.

Названия катионов, состоящих из атомов различных элементов, состоят из названия атомов-лигандов и русского названия центрального атома в именительном падеже. Атомы водорода и кислорода называют соответственно -гидро и оксо-. Количество атомов указывают числовой приставкой.

NH_4^+ — тетрагидроазот (III) -катион,

CrO_2^{2+} — диоксохром (VI) -катион.

Таблица 1

Название наиболее употребительных кислот и их кислотных остатков

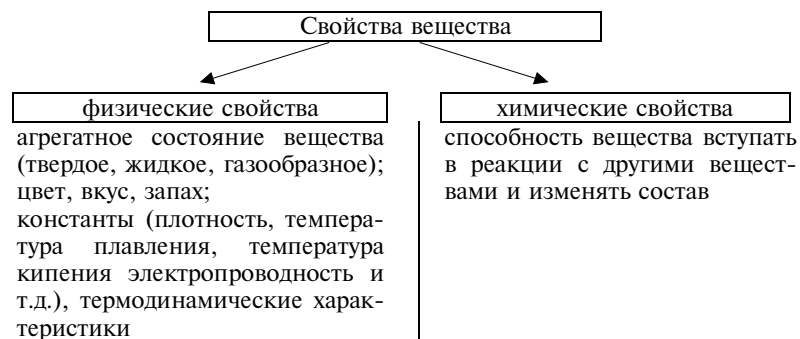
Кислота		Кислотный остаток	
Формула	Название	Формула	Название
HF	Фтороводородная (плавиковая)	F^-	Фторид
HCl	Хлороводородная (соляная)	Cl^-	Хлорид
HBr	Бромоводородная	Br^-	Бромид
HI	Иодоводородная	I^-	Иодид
H_2S	Сероводородная	HS^-	Гидросульфид
		S^{2-}	Сульфид
H_2SO_4	Серная	HSO_4^-	Гидросульфат
		SO_4^{2-}	Сульфат
H_2SO_3	Сернистая	HSO_3^-	Гидросульфит
		SO_3^{2-}	Сульфит
HNO_3	Азотная	NO_3^-	Нитрат
HNO_2	Азотистая	NO_2^-	Нитрит
HPO_3	Метафосфорная	PO_3^-	Метафосфат

Продолжение табл. 1

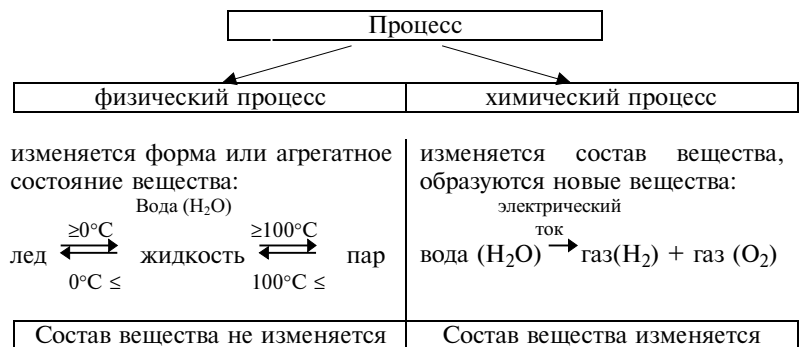
Кислота		Кислотный остаток	
Формула	Название	Формула	Название
H_3PO_4	(Орто)фосфорная	H_2PO_4^-	Дигидрофосфат
		HPO_4^{2-}	Гидрофосфат
		PO_4^{3-}	Ортофосфат
$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$	Двухфосфорная (пирофосфорная)	$\text{H}_3\text{P}_2\text{O}_7^-$	Тригидродифосфат
		$\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_7^{2-}$	Дигидродифосфат
		$\text{HP}_2\text{O}_7^{3-}$	Гидродифосфат
		$\text{P}_2\text{O}_7^{4-}$	Дифосфат
H_2CO_3	Угольная	HCO_3^-	Гидрокарбонат
		CO_3^{2-}	Карбонат
H_2SiO_3	Кремниевая	HSiO_3^-	Гидросиликат
		SiO_3^{2-}	Силикат
H_2CrO_4	Хромовая	HCrO_4^-	Гидрохромат
		CrO_4^{2-}	Хромат
$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	Двуххромовая	HCr_2O_7^-	Гидродихромат
		$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	Дихромат
HClO_4	Хлорная	ClO_4^-	Перхлорат
HClO_3	Хлорноватая	ClO_3^-	Хлорат
HClO_2	Хлористая	ClO_2^-	Хлорит
HClO	Хлорноватистая	ClO^-	Гипохлорит
HMnO_4	Марганцевая	MnO_4^-	Перманганат
CH_3COOH	Уксусная	CH_3COO^-	Ацетат
H_3BO_3	Борная	H_2BO_3^-	Дигидроборат
		HBO_3^{2-}	Гидроборат
		BO_3^{3-}	Борат
HCN	Циановодородная (синильная)	CN^-	Цианид

1.3. Химический процесс

Физические и химические явления и процессы



С веществами могут происходить разные изменения или процессы.



Физико-химический процесс. Процесс, при котором происходит как *физический*, так и *химический процесс*. Например, процесс растворения.

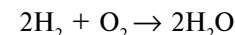
Химические реакции. Процесс превращения одних веществ в другие, отличающиеся от исходных составом и свойствами. Сущность химической реакции состоит в перестройке электронных оболочек атомов, строение ядер атомов при этом не изменяется. При химической реакции происходит перегруппировка атомов, сопровождающаяся разрывом старых и образованием новых

химических связей, вследствие чего получаются новые соединения (продукты). Исходные вещества, которые реагируют между собой, называются **реагентами**, конечные вещества, образующиеся в результате химической реакции— **продуктами** реакции. Химические реакции могут сопровождаться тепловыми эффектами, в результате реакций могут выделяться газы, образовываться осадки, может изменяться цвет. Химическую реакцию записывают в виде *уравнения* химической реакции.

Химический процесс, химическое взаимодействие, химическое превращение. То же, что химическая реакция.

Химическая энергия. Энергия, заключенная (аккумулированная) в *химических связях* вещества; энергия превращений *электронных оболочек* атомов. Проявляется при *химических реакциях*.

Уравнение химической реакции. Способ написания химического процесса превращения веществ, отражающий качественные и количественные изменения. Заключается в записи *химической реакции* посредством *химических формул* исходных и полученных веществ и математических знаков (цифр, знака равенства). Процесс составления уравнений химической реакции заключается в нахождении и записи цифровых значений коэффициентов перед формулами веществ, участвующих в реакции, с тем, чтобы в соответствии с *законом сохранения массы* число атомов каждого элемента в левой и правой частях химического уравнения было одинаковым. Например, уравнение химической реакции образования воды имеет вид:



Закон сохранения массы. Масса веществ, вступающих в *химическую реакцию*, равна массе веществ, образующихся в результате реакции.

Физическая система. Совокупность тел, между которыми не происходит химических взаимодействий; система, характеризующаяся отсутствием *химических реакций*.

Химическая система. Совокупность *химических частиц* и *веществ*, между которыми происходят или могут происходить *химические реакции* с образованием новых веществ— продуктов реакции. Частный случай *термодинамической системы*. Различают: равновесную и неравновесную химические системы; гомогенную и гетерогенную химические системы; а также изолированную, закрытую(замкнутую) и открытую химические системы.

Изолированная химическая система. *Химическая система*, не имеющая массо- и теплообмена с окружающей средой. В реальных условиях изолированная химическая система не существует.

Закрытая химическая система. *Химическая система*, не имеющая массообмена с окружающей средой, но способная к теплообмену с ней.

Открытая химическая система. *Химическая система*, у которой возможен массо- и теплообмен с окружающей средой.

1.4. Важнейшие классы неорганических соединений

Сложные неорганические вещества по составу и химическим свойствам можно разделить на 4 класса: оксиды, основания, кислоты, соли:

оксиды— Na_2O , Al_2O_3 , CaO , CO_2 , P_2O_5 , SO_3 , Cl_2O_7 ;
основания— NaOH , $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, KOH ;
кислоты— HCl , H_2SO_4 , HNO_3 , H_2CO_3 , H_3PO_4 , H_2S ;
соли— NaCl , CaCO_3 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, KHCO_3 , CuOHCl .

Основания и кислородсодержащие кислоты можно рассматривать как гидраты оксидов и объединять в один класс гидроксидов, имеющих основной или кислотный характер.

Рассмотрим состав и свойства оксидов, оснований, кислот и солей.

Оксиды

Оксиды— это сложные вещества, которые состоят из атомов кислорода в степени окисления -2 и атомов другого элемента— металла или неметалла.

Общая формула оксидов $\text{Э}_2^{+n}\text{O}_n^{-2}$, где Э— элемент, который образует оксид, +n— степень окисления элемента, О— кислород, -2— степень окисления кислорода.

Классификация оксидов. По составу оксиды делят на 2 группы: оксиды металлов и оксиды неметаллов.

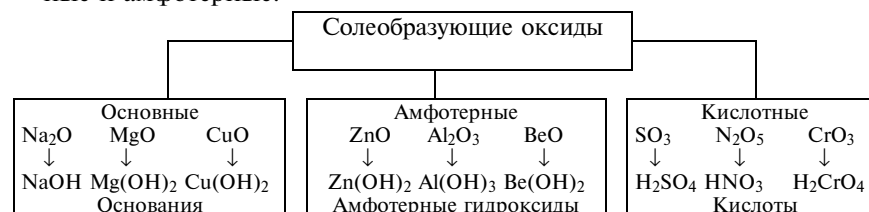
По химическим свойствам оксиды делятся на солеобразующие и несолеобразующие.

Солеобразующие оксиды— это такие оксиды, которые при реакциях с кислотами и основаниями образуют соли. Например: K_2O , CuO , SO_3 , N_2O_5 .

Несолеобразующие оксиды— это оксиды, которые не

образуют солей. Например: CO , N_2O , NO .

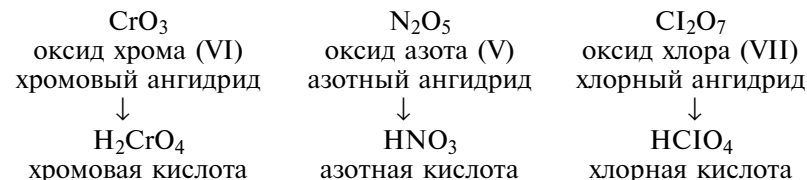
Солеобразующие оксиды делятся на основные, кислотные и амфотерные:



Основные оксиды— это оксиды металлов, которым соответствуют основания (гидроксиды). Обычно степень окисления металла равна +1, +2:



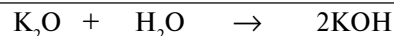
Кислотные оксиды (ангидриды кислот)— это оксиды, которым соответствуют кислоты. Кислотными оксидами являются все оксиды неметаллов, а также оксиды металлов в высших степенях окисления (+5, +6, +7):



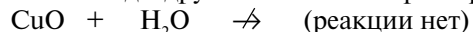
Физические свойства. Оксиды могут быть твердыми, жидкими или газообразными. Например, Na_2O , CuO , SiO_2 , P_2O_5 — твердые вещества; N_2O_3 , Cl_2O_7 — жидкие вещества; CO_2 , SO_2 — газообразные вещества (газы).

Химические свойства основных оксидов. 1. Реакция с водой. Некоторые основные оксиды реагируют с водой и образуют *растворимые в воде основания— щелочи*. С водой реагируют оксиды следующих металлов: Li, Na, K, Rb, Cs, Ca, Sr, Ba:

основной оксид + вода → основание (щелочь)

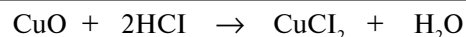


Основные оксиды других металлов не реагируют с водой:



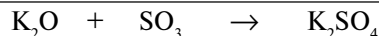
2. Реакция с кислотами. Основные оксиды реагируют с кислотами и дают соль и воду:

основной оксид + кислота → соль + вода



3. Реакция с кислотными оксидами. Основные оксиды реагируют с кислотными оксидами и дают соли:

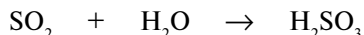
основной оксид + кислотный оксид → соль



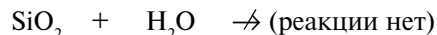
Кислотному оксиду (ангидриду) SO_3 соответствует серная кислота H_2SO_4 , поэтому образуется соль серной кислоты (кислотный остаток SO_4^{2-}).

Химические свойства кислотных оксидов. 1. Реакция с водой. Кислотные оксиды (ангидриды кислот) реагируют с водой и дают кислоты:

кислотный оксид + вода → кислота

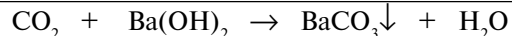


Некоторые кислотные оксиды не реагируют с водой, например:



2. Реакция с основаниями. Кислотные оксиды реагируют с основаниями и дают соль и воду:

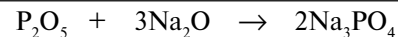
кислотный оксид + основание → соль + вода



Кислотному оксиду CO_2 соответствует угольная кислота H_2CO_3 (кислотный остаток CO_3^{2-}), поэтому образуется соль угольной кислоты.

3. Реакция с основными оксидами. Кислотные оксиды реагируют с основными оксидами и дают соли:

кислотный оксид + основной оксид → соль



Кислотному оксиду P_2O_5 соответствует фосфорная кислота H_3PO_4 (кислотный остаток PO_4^{3-}), поэтому образуется соль фосфорной кислоты.

Основания

Основания— это сложные вещества, молекулы которых состоят из атомов металла* и гидроксогрупп— OH

Общая формула оснований $\text{Me}^{+n}(\text{OH})_n^{-1}$, где Me — металл. Число гидроксогрупп в молекуле основания численно

равно степени окисления металла. Например, Li^+OH , $\text{Mg}^{+2}(\text{OH})_2$, $\text{Al}^{+3}(\text{OH})_3$.

Классификация оснований

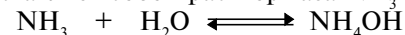
Все основания делят на две группы: растворимые и нерастворимые в воде.

Растворимые в воде основания— это щелочи: LiOH , NaOH , KOH , RbOH , CsOH , Ca(OH)_2 , Sr(OH)_2 , Ba(OH)_2 .

Нерастворимые в воде основания— все остальные. Например, Cu(OH)_2 , Fe(OH)_2 , Mg(OH)_2 (См. Прил. 3).

Свойства оснований

Физические свойства. Основания являются твердыми веществами. Только одно основание— гидроксид аммония, NH_4OH — представляет собой раствор газа NH_3 в воде:



Растворы щелочей— мыльные на ощупь.

Химические свойства. 1. Цвет индикаторов в щелочной среде. Индикаторы— это сложные органические вещества, которые имеют разный цвет в зависимости от характера среды.

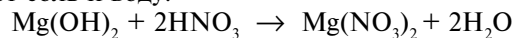
*Исключением является одно основание— NH_4OH — гидроксид аммония, в молекуле которого роль металла играет группа аммония NH_4^+ .

Растворы щелочей окрашивают индикаторы: лакмус— в синий, фенолфталеин— в малиновый, метилоранж— в желтый цвет.

Цвет индикаторов в различных средах

Индикатор	Цвет индикатора		
	в растворе кислоты (кислая среда)	в воде (нейтральная среда)	в растворе щелочи (щелочная среда)
Лакмус	Красный	Фиолетовый	Синий
Фенолфталеин	Бесцветный	Бесцветный	Малиновый
Метилоранж	Красный	Желтый	Желтый

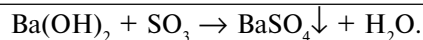
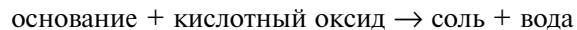
2. Реакция с кислотами. Основания реагируют с кислотами и дают соль и воду:



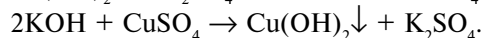
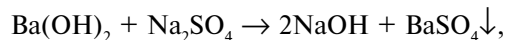
Реакция основания с кислотой называется *реакцией нейтрализации*.



3. Реакция с кислотными оксидами. Основания реагируют с кислотными оксидами (ангидридами кислот) и дают соль и воду:

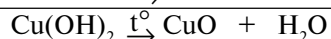
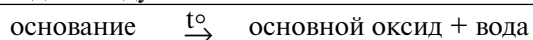


4. Реакция с солями. Щелочи реагируют с *растворимыми солями* и дают новую соль и новое основание. В результате реакции нужно получить осадок (нерастворимое в воде вещество):



Эту реакцию обычно используют для получения нерастворимых оснований.

5. Реакция разложения нерастворимых оснований. Нерастворимые основания при нагревании разлагаются и дают основные оксиды и воду:

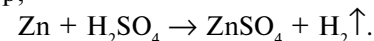


Растворимые основания (щелочи) разлагаются только при очень высоких температурах.

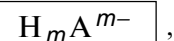
Кислоты

Кислоты— это сложные вещества, молекулы которых состоят из атомов водорода и кислотных остатков; атомы водорода в кислоте можно замещать атомами металла.

Например,

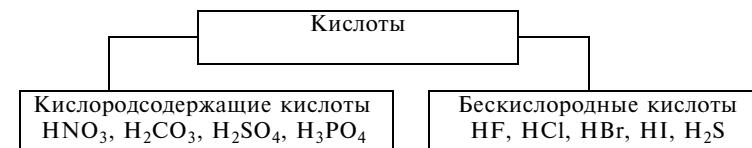


Общая формула кислот



где A^{m-} — кислотный остаток.

Классификация кислот

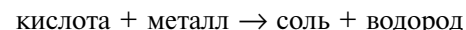


Свойства кислот

Физические свойства. Кислоты представляют собой жидкости, твердые вещества или растворы газов в воде. Например, HNO_3 , H_2SO_4 — жидкости, H_3PO_4 — твердое вещество, HCl — раствор газа хлороводорода в воде. Кислоты имеют кислый вкус.

Химические свойства. 1. Цвет индикатора в кислой среде. Растворы кислот окрашивают лакмус и метилоранж в красный цвет.

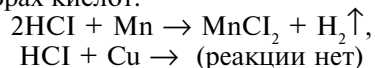
2. Реакция с металлами. Кислоты могут реагировать с металлами и давать соль и водород:



Металлы по их активности можно расположить в ряд, который называется **электрохимическим рядом напряжений металлов, или рядом активности** (См. прил. 5).

Электрохимический ряд напряжений металлов																				
Li	Rb	K	Ba	Ca	Na	Mg	Al	Mn	Zn	Cr	Fe	Ni	Sn	Pb	H	Cu	Ag	Hg	Pt	Au
Активность металлов уменьшается																▶				

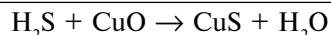
Металлы, которые стоят в ряду напряжений металлов до водорода, могут замещать водород в растворах кислот, металлы, которые стоят в этом ряду после водорода, не могут замещать водород в растворах кислот:



Запомните! При действии азотной кислоты HNO_3 на металлы водород не выделяется.

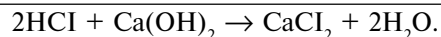
3. Реакция с основными оксидами. Кислоты реагируют с основными оксидами и дают соль и воду:

кислота + основной оксид \rightarrow соль + вода



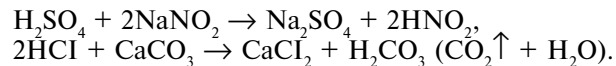
4. Реакция с основаниями. Кислоты реагируют с основаниями, дают соль и воду. Реакция кислот с основаниями — реакция нейтрализации:

кислота + основание \rightarrow соль + вода



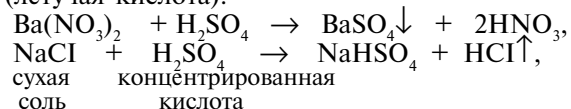
5. Реакция с солями. Кислоты реагируют с солями и дают новую кислоту (или ее ангидрид) и новую соль:

кислота₁ + соль₁ \rightarrow кислота₂ + соль₂

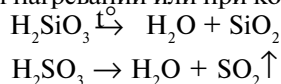


В реакции кислоты с солью *сильная кислота вытесняет более слабую кислоту*.* К сильным кислотам относятся HClO_4 , H_2SO_4 , HCl , HNO_3 .

Реакция между кислотой и солью возможна также, если в результате реакции образуется нерастворимое вещество (осадок) или газ (летучая кислота):



6. Разложение кислот. Некоторые кислородсодержащие кислоты разлагаются при нагревании или при комнатной температуре:



*Сильные и слабые кислоты— это сильные и слабые электролиты, сила которых может быть определена по величине степени диссоциации (см. раздел 6.2.).

Амфотерные оксиды и амфотерные гидроксиды

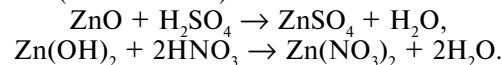
Амфотерные оксиды— это оксиды, имеющие свойства и основных и кислотных оксидов.

Амфотерным оксидам соответствуют амфотерные гидроксиды.

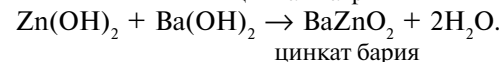
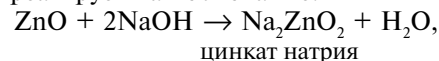
Амфотерные гидроксиды также имеют двойственный характер, т.е. проявляют свойства и оснований, и кислот.

Амфотерные оксиды не реагируют с водой, амфотерные гидроксиды нерастворимы в воде.

Амфотерные оксиды реагируют с кислотами (как основные оксиды) и со щелочами (как кислотные оксиды). Амфотерные гидроксиды также реагируют с кислотами (как основания) и со щелочами (как кислоты):



Оксид цинка здесь реагирует как основной оксид, а гидроксид цинка реагирует как основание.



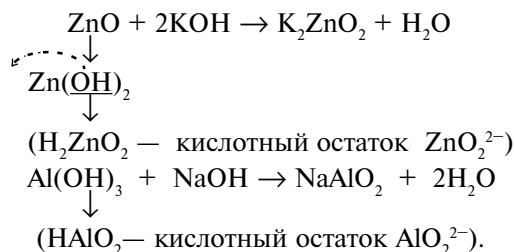
Оксид цинка в этом случае реагирует как кислотный оксид, а гидроксид цинка реагирует как кислота.

Амфотерные оксиды и амфотерные гидроксиды

Амфотерный оксид	Амфотерный гидроксид	
	форма основания	форма кислоты*
BeO	Be(OH) ₂	H ₂ BeO ₂
SnO	Sn(OH) ₂	H ₂ SnO ₂
ZnO	Zn(OH) ₂	H ₂ ZnO ₂
PbO	Pb(OH) ₂	H ₂ PbO ₂
Al ₂ O ₃	Al(OH) ₃	HAlO ₂ (H ₃ AlO ₃)
Cr ₂ O ₃	Cr(OH) ₃	HCrO ₂ (H ₃ CrO ₃)
SnO ₂	Sn(OH) ₄	H ₂ SnO ₃
PbO ₂	Pb(OH) ₄	H ₂ PbO ₃

*Амфотерные гидроксиды принято записывать в форме основания.

Чтобы правильно написать уравнения реакций амфотерных оксидов и амфотерных гидроксидов со щелочами, можно формулу соответствующего амфотерного гидроксида написать в форме кислоты и найти ее кислотный остаток:



В растворе щелочи, как правило, образуются комплексные соединения $\text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ и $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$, $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$, но для простоты записи уравнения используют форму K_2ZnO_2 и NaAlO_2 .

Соли, которые образуются в результате взаимодействия амфотерных оксидов и амфотерных гидроксидов со щелочами, обычно хорошо растворимы в воде.

Соли

Классификация солей

По составу соли делятся на средние (нормальные), кислые (гидросоли) и основные (гидроксосоли). Например, средние соли— NaCl , CaCO_3 , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$; кислые соли— NaHCO_3 , $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, $\text{Fe}(\text{HSO}_4)_3$; основные соли— MgOHNO_3 , $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$, $(\text{BaOH})_3\text{PO}_4$, $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$.

Существуют еще *двойные*, *смешанные* и *комплексные* соли.

Двойные соли— это соли, содержащие атомы двух металлов и общий кислотный остаток: $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$.

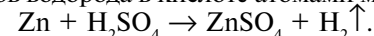
Смешанные соли — это соли, в молекуле которых атомы одного металла, но разные кислотные остатки. Например, CaOCl_2 — соль, известная под названием *белильная известь*, является смешанной солью двух кислот HCl и HClO (CaClOCl).

Комплексные соли будут рассмотрены в разделе 3.3.

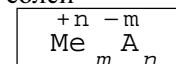
Средние (нормальные) соли

Средние соли— сложные вещества, молекулы которых состоят из атомов металла и кислотных остатков.

Средние соли можно рассматривать как продукты полного замещения атомов водорода в кислоте атомами металла, например:

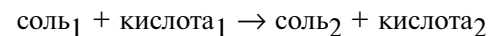
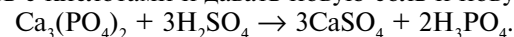


Общая формула солей



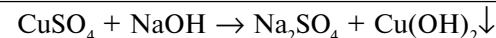
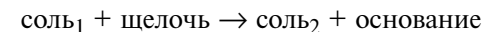
Физические свойства. Соли— твердые вещества, которые имеют разную окраску и различную растворимость в воде.

Химические свойства. 1. Реакция с кислотами. Соли могут реагировать с кислотами и давать новую соль и новую кислоту:

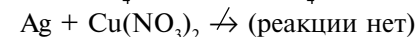
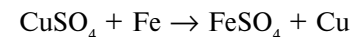
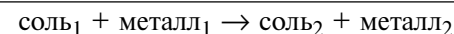


Условия реакции соли с кислотой мы рассматривали при изучении свойств кислот.

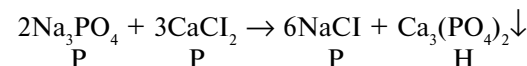
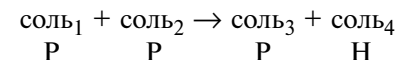
2. Реакция со щелочами. Растворимые соли реагируют со щелочами и дают новую соль и новое основание:



3. Реакция с металлами. Соли реагируют с металлами и дают новую соль и свободный металл. Для реакции нужно взять раствор соли и металл более активный, чем металл, который образует соль (см. электрохимический ряд напряжений металлов на с. 21):



4. Реакция с солями. Две растворимые соли реагируют друг с другом и дают две новые соли. В результате этой реакции нужно получить осадок (нерастворимую в воде соль):



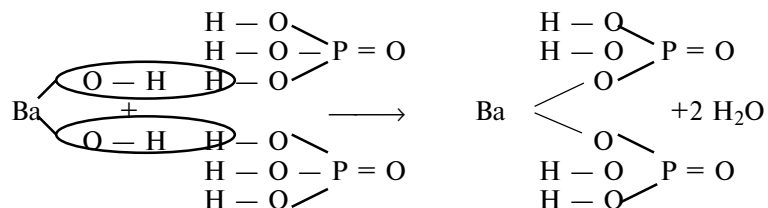
Кислые соли (гидросоли)

Кислые соли— это сложные вещества, молекулы которых состоят из атомов металла и кислотных остатков, содержащих атомы водорода.

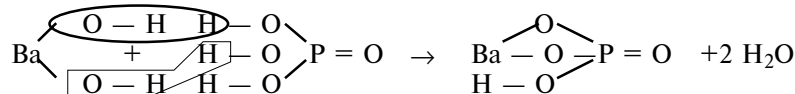
Кислые соли можно рассматривать как результат неполного замещения атомов водорода в кислоте атомами металла, например NaHCO_3 , $\text{Fe}(\text{HSO}_4)_3$, $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, K_2HPO_4 . Очевидно, что кислые соли можно получить только из многоосновных кислот. Одноосновные кислоты не могут образовывать кислых солей.

Получение кислых солей. Кислые соли можно получить следующими способами.

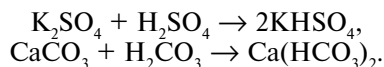
1. Реакция неполной нейтрализации кислоты основанием (избыток кислоты или недостаток основания):



б) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{BaHPO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
в графической форме:



2. Реакция кислоты и средней (нормальной) соли той же кислоты:



Процесс превращения нерастворимой средней соли CaCO_3 в растворимую кислую соль $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ происходит в природе.

3. Реакция гидролиза некоторых солей. (Реакции гидролиза будут рассматриваться в разделе 6.3.).

Основные соли (гидроксосоли)

Основные соли— это сложные вещества, молекулы которых состоят из атомов металла, гидроксогрупп и кислотных остатков. Атомы металла и гидроксогруппы образуют основные остатки. Поэтому можно сказать, что:

Основные соли— сложные вещества, молекулы которых состоят из основных и кислотных остатков.

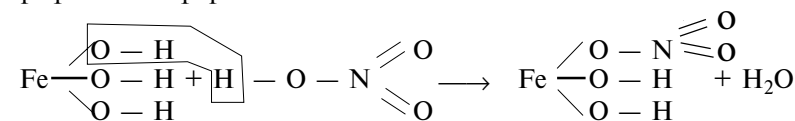
Примеры основных остатков: CuOH^+ — гидроксомедь (II), FeOH^{2+} — гидроксожелезо (III), $\text{Fe}(\text{OH})_2^+$ — дигидроксожелезо, AlOH^{2+} — гидроксоалюминий.

Основные соли можно рассматривать как результат неполного замещения гидроксогрупп основания кислотными остатками. Очевидно, что металлы со степенью окисления +1 не могут образовывать основные соли.

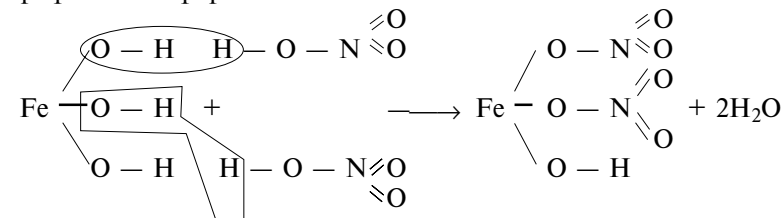
Получение основных солей. Основные соли можно получить следующими способами.

1. Реакция неполной нейтрализации основания кислотой (избыток основания или недостаток кислоты):

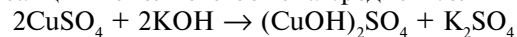
а) $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
графической форме:



б) $\text{Fe}(\text{OH})_3 + 2\text{HNO}_3 \rightarrow \text{FeOH}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
графической форме:



2. Реакция неполного обмена средней соли и щелочи:



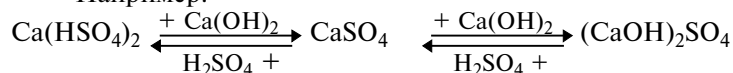
3. Реакция гидролиза некоторых солей. (Реакции гидролиза будут рассматриваться в разделе 6.3.)

Взаимная связь средних, кислых и основных солей.

Из средних солей можно получить кислые и основные соли, но возможен и обратный процесс: получение средних солей из кислых и основных. Как осуществить эти превращения, показывает следующая схема:



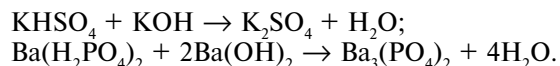
Например:



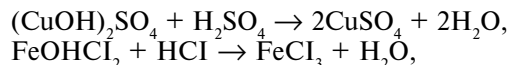
Здесь имеют место следующие реакции:

- 1) $\text{CaSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Ca}(\text{HSO}_4)_2$,
- 2) $\text{Ca}(\text{HSO}_4)_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow 2\text{CaSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$,
- 3) $\text{CaSO}_4 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow (\text{CaOH})_2\text{SO}_4$,
- 4) $(\text{CaOH})_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{CaSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$.

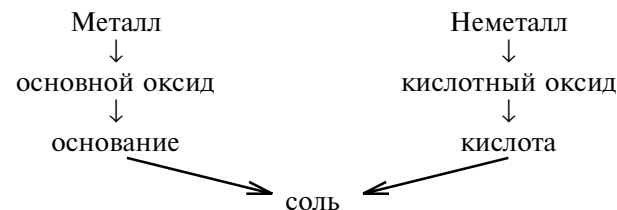
Кислые соли кроме атомов металла и кислотных остатков содержат атомы водорода. Кислые соли получают при избытке кислоты, значит, чтобы перейти от кислой соли к средней, для полной нейтрализации атомов водорода необходимо к кислой соли прибавить основание:



Очевидно, чтобы перейти от основной соли, которая имеет в своем составе гидроксogруппы, к средней, нужно к основной соли прибавить кислоту:

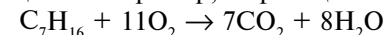


Как мы могли видеть на примере реакций получения разных классов соединений из простых веществ, а также из соединений, принадлежащих к одному классу неорганических соединений, можно получить соединения, относящиеся к другому классу. Таким образом, между классами неорганических веществ существует генетическая связь, главные линии которой показаны на схеме:



1.5. Стехиометрические законы

Стехиометрия. Раздел химии, включающий законы количественных соотношений между реагирующими веществами, вывод химических формул и составление *уравнений химических реакций*. Стехиометрия изучает массовые и объемные соотношения между *атомными* и *молекулярными частицами*, участвующими в химических реакциях. Например, из реакции

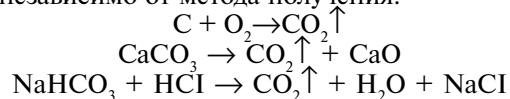


следует, что 11 молекул кислорода, взаимодействуя с одной молекулой гептана, образуют 7 молекул диоксида углерода и 8 молекул воды. Приведенные в реакции коэффициенты (1, 11, 7, 8) являются стехиометрическими, так как показывают соотношение между количеством молекул (молей) компонентов, участвующих в реакции и образовавшихся в результате реакции. Сама химическая реакция в этом случае называется **стехиометрической**.

Стехиометрическая реакция. Химическая реакция с определенным соотношением между количествами вступающих в реакцию *исходных веществ* и образующихся продуктов; уравненная химическая реакция.

Стехиометрические законы. Законы, которым подчиняются *химические соединения* постоянного состава. К стехиометрическим законам относятся: *закон кратных отношений*, *закон постоянства состава*, *закон эквивалентов*.

Закон постоянства состава. Каждое химически чистое соединение, независимо от способа и условий его получения, имеет постоянный качественный и количественный состав. Один из основных *стехиометрических законов*. Согласно закону постоянства состава соотношения между массами атомов элементов, входящих в состав данного соединения, постоянны. Например, диоксид углерода CO_2 состоит из одного атома углерода и двух атомов кислорода независимо от метода получения:



Закон постоянства состава строго выполняется для дальтони́дов, имеющих молекулярное строение.

Закон кратных отношений. Если два элемента образуют друг с другом несколько *химических соединений*, то количества одного элемента, приходящиеся на одно и то же количество другого элемента, относятся между собой как небольшие целые числа. Например, в молекулах газообразных оксидов азота: N_2O , NO , N_2O_3 , NO_2 , N_2O_5 количества кислорода, приходящиеся на одно и то же количество азота, относятся между собой как 0,57: 1, 14:1, 71: 2, 28: 2, 85, или 1: 2: 3: 4: 5.

Дальтони́ды. *Химические соединения* постоянного состава. Дальтони́ды подчиняются стехиометрическим законам (кратных отношений, постоянства состава, эквивалентов и др.). К дальтони́дам принадлежат молекулярные соединения: газообразные (O_2 , N_2 , HCl , CO_2 , NH_3); жидкие (азот, спирт, бензол); легкоплавкие (лед, твердый CO_2) и большинство *органических веществ*.

Стехиометрические соединения. То же, что *дальтони́ды*.

Бертоли́ды. Химические соединения переменного состава, обладающие отличной от компонентов структурой. В бертоли́дах на единицу массы данного элемента может приходиться различная масса другого элемента. При образовании бертоли́дов нарушается *закон постоянства состава*. Имеют немолекулярную структуру; состав **бертоли́дов** зависит от условий их получения. К бертоли́дам относятся сплавы металлов, некоторые оксиды, карбиды, сульфиды, гидриды. Примеры бертоли́дов: $\text{UO}_{2,5-3,0}$, $\text{TiO}_{0,60-1,32}$.

Нестехиометрические соединения. То же, что *бертоли́ды*.

Абсолютная атомная масса (m_a). Масса атома, выраженная

в единицах массы (г, кг); реальная масса атома. Например, абсолютная атомная масса атома фтора равна $3,15481 \cdot 10^{-26}$ кг, масса атома углерода-12 равна $1,99268 \cdot 10^{-26}$ кг.

Атомная единица массы (а.е.м.). Единица измерения массы атомов и молекул, равная 1/12 массы изотопа углерода ^{12}C ; *углеродная единица*. Масса 1 а.е.м. = $1,66057 \cdot 10^{-24}$ г.

Относительная атомная масса (A_r). Для нахождения *относительной атомной массы (атомной массы) химического элемента абсолютная атомная масса* его атома делится на *атомную единицу массы*. Например, относительная атомная масса фтора $A_r(\text{F})$ равна:

$$A_r(\text{F}) = \frac{3,15481 \cdot 10^{-26} \text{ кг}}{1,66057 \cdot 10^{-27} \text{ кг}} = 18,9984$$

Именно это значение атомной массы для фтора мы найдем в *периодической системе элементов*.

Атомная масса (A). То же, что *относительная атомная масса*.

Моль. Количество вещества, содержащее столько химических частиц или других структурных единиц (молекул, атомов, ионов, электронов), сколько атомов содержится в 12 граммах изотопа углерода ^{12}C . В одном моле любого вещества содержится одинаковое число химических частиц, равное $6,02 \cdot 10^{23}$. Эта величина называется числом Авогадро. Слово “моль” после числа не склоняется. Например, масса моля атомов, но 2 моля атомов.

Молярная масса (M). Отношение массы вещества (m) к его количеству (n):

$$M = m/n \text{ [кг/моль]}$$

Масса вещества в количестве 1 моль. На практике часто пользуются кратной единицей— г/моль. В этом случае молярная масса численно равна *относительной молекулярной массе* данного вещества (M_r). Например, $M_r(\text{N}_2) = 28$, $M(\text{N}_2) = 28$ г/моль. Значение молярной массы атомов вещества численно равно *относительной атомной массе* A_r . Например, $M_r(\text{N}) = 14$, $M(\text{N}) = 14$ г/моль.

Молярный объем, молярный объем— отношение объема газа (V) к его количеству в этом объеме (n): $V_M = V/n$ [м³/моль].

На практике часто пользуются единицей л/моль. Молярный объем численно равен объему газа в количестве 1 моль. При *нормальных условиях* (273 К, $1,013 \cdot 10^5$ Па) молярный объем любого газа равен 22,4 л.

$V_M = 22,4 \text{ л/моль}$

Закон Авогадро. В равных объемах любых газов или смеси газов при одинаковых внешних условиях (давлении и температуре) содержится одинаковое число *химических частиц*.

Постоянная Авогадро (N_A). Отношение числа частиц вещества (N) к количеству вещества (n): $N_A = N/n$.

Величина, характеризующая число частиц любого вещества в количестве 1 моль:

$$N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ 1/моль}$$

Следствие закона Авогадро. Один моль любого газа или смеси газов при одинаковых условиях (P и T) занимает одинаковый объем. При *нормальных условиях* ($T_0 = 273 \text{ K}$, $P_0 = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Па}$) один моль любого газа занимает объем 22,4 л. Согласно следствию закона Авогадро молярная масса газа (M_1) может быть определена через его плотность по отношению к другому газу (D) и *молярную массу* второго газа (M_2): $M_1 = DM_2$, где D — относительная плотность газа (безразмерная величина). Например: $M_1 = 2D$ (2 — молярная масса водорода), $M_1 = 29D$ (29 — молярная масса воздуха).

Уравнение состояния идеального газа (Клапейрона-Менделеева). Математическое выражение зависимости между давлением (P), температурой (T), объемом (V), массой (m) и молярной массой газа (M): $PV = \frac{m}{M}RT = nRT$

где R — универсальная газовая постоянная, равная 8,314 Дж/моль · К.

Универсальная газовая постоянная (R). Работа, которую совершает 1 моль газа при нагревании его на 1 °C:

$$R = \frac{P_0 V_0}{T_0},$$

где $P_0 = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Па}$, $T_0 = 273,15 \text{ K}$, $V_0 = 22,4 \text{ л/моль}$, $R = 8,314 \text{ Дж/моль} \cdot \text{K}$.

Закон простых объемных отношений. При одинаковых давлении (P) и температуре (T) объемы (V) реагирующих газов и газообразных продуктов относятся между собой как целые числа.

Например: 1 объем водорода и 1 объем хлора образуют 2 объема хлористого водорода $H_2 + Cl_2 = 2HCl$; 2 объема водорода и 1 объем кислорода — 2 объема водяного пара $2H_2 + O_2 = 2H_2O$; 3 объема водорода и 1 объем азота — 2 объема аммиака $3H_2 + N_2 = 2NH_3$.

Эквивалент $\mathcal{E}(X)$. Количество элемента или вещества, которое соединяется с 1 моль атомов водорода или замещает то же количество водорода в *химических реакциях*. Используется для

количественных расчетов. Размерность эквивалента — такая же как для количества вещества — моль. Например, в реакции $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$ 1 моль атомов H эквивалентен 1/2 моль атомов O, следовательно, $\mathcal{E}(O) = 1/2 \text{ моль}$.

Молярная масса эквивалента. Масса моля эквивалента. (Она численно совпадает с употребляемым ранее значением грамм-эквивалента). Например: в реакции $H_2SO_4 + 2NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$ молярная масса эквивалента *серной кислоты* равна: $98 : 2 = 49 \text{ [г/моль]}$.

Эквивалентная масса $M_{\text{экв}}$. Масса вещества в количестве *одного эквивалента*. Размерность эквивалентной массы такая же, как молярной массы: кг/моль или г/моль. Например, $M_{\text{экв}}(H) = 1 \text{ г/моль}$; $M_{\text{экв}}(O) = 8 \text{ г/моль}$.

Закон эквивалентов. Элементы соединяются между собой в определенных массовых соотношениях, пропорциональных их эквивалентам. Используя эквивалентные массы, можно следующим образом сформулировать закон эквивалентов: **массы веществ, вступающих в реакцию, пропорциональны их эквивалентным массам.**

$$\frac{m(A)}{m(B)} = \frac{M_{\text{экв}}(A)}{M_{\text{экв}}(B)}$$

где $m(A)$ и $m(B)$ — массы взаимодействующих веществ A и B, $M_{\text{экв}}(A)$ и $M_{\text{экв}}(B)$ — их эквивалентные массы.

Величины и единицы, используемые при химических расчетах в системе СИ

Величина		Единица	
Наименование	Обозн.	Наименование	Обозн.
Относительная атомная масса	A_r	безразмерная	—
Относительная молекулярная масса	M_r	безразмерная	—
Количество вещества	n	моль	моль
Эквивалент	\mathcal{E}	моль	моль
Количество вещества эквивалентов	$n_{\text{экв}}$	моль	моль
Молярная масса	M	килограмм на моль (грамм на моль)	кг/моль (г/моль)
Эквивалентная масса	$M_{\text{экв}}$	килограмм на моль (грамм на моль)	кг/моль (г/моль)
Молярный объем	V_M	кубический метр на моль (литр на моль)	м ³ /моль (л/моль)
Относительная плотность газа	D	безразмерная	—