

**Министерство сельского хозяйства Российской Федерации
Красноярский государственный аграрный университет**

Головнева И.И., Демина О.В., Чихачев В.А.

ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ ХИМИИ

*Рекомендовано Сибирским региональным учебно-методическим
центром высшего профессионального образования для межвузовского
использования в качестве учебного пособия*

Красноярск 2005

ББК 24 я73

Г 61

Рецензент

доктор химических наук, профессор КГТУ Л.П. Рубчевская

Головнева, И.И.

Г 61 **Основные понятия химии:** учеб. пособие / И.И. Головнева, О.В. Демина, В.А. Чихачев; Краснояр. гос. аграр. ун-т. – Красноярск, 2005. – 88 с.

В учебном пособии приведены основные принципы традиционной и систематической номенклатуры неорганических соединений, правила записи их химических формул и построения названий в соответствии с рекомендациями Международного союза теоретической и прикладной химии (ИЮПАК). Рассмотрены основные классы неорганических соединений: способы их получения, физические и химические свойства. Изложены фундаментальные понятия, теории и законы химии на основе современных представлений о теории химической связи. Приведены примеры задач с пояснениями и решениями.

Предназначено для индивидуальных занятий студентов всех специальностей.

ББК 24 я73

Печатается по решению редакционно-издательского совета
Красноярского государственного аграрного университета

© Красноярский государственный
аграрный университет, 2005

ВВЕДЕНИЕ

Номенклатура или способ записи и наименования химических веществ является важнейшей частью профессионального языка химиков.

Химическая номенклатура складывается из формул (изображение состава вещества с помощью символов химических элементов, числовых индексов и других знаков) и названий (изображение состава вещества с помощью слова или группы слов). Переход от химических формул к названиям и наоборот определяется системой номенклатурных правил, которые устанавливают порядок записи химических формул и построения названий химических соединений.

По номенклатурным правилам ИЮПАК (Международного союза теоретической и прикладной химии) каждое вещество получает в соответствии с формулой систематическое название, полностью отражающее его состав, а в некоторых случаях и отдельные черты строения. Если для какого-либо соединения может быть построено несколько систематических названий, то из них выбирают наиболее предпочтительное в данной конкретной ситуации (например, в устной речи или в письменном тексте).

Для ограниченного числа наиболее распространенных и часто употребляемых кислот и их солей правила ИЮПАК рекомендуют использование их традиционных названий, например: H_2SO_4 – серная кислота, Na_2SO_4 – сульфат натрия. Однако такие прочно вошедшие в химическую практику названия не дают точного представления о составе вещества и для перехода от них к формулам требуется запоминание.

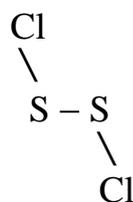
Номенклатурные правила ИЮПАК допускают использование небольшого числа специальных названий типа вода, аммиак, гидразин, гидроксилламин, карбонил, уранил и др.

В технической литературе и лабораторно-заводской практике часто применяют бессистемные тривиальные названия такие, как сода, едкий натр, медный купорос, соляная кислота и др.

Однако правилами ИЮПАК рекомендуется использовать традиционные, специальные и тривиальные названия химических соединений только в ограниченном ряде случаев, отдавая предпочтение систематическим названиям.

Химические соединения записываются в виде формул (эмпирических, молекулярных, структурных). Эмпирическая формула в про-

стейшем виде отражает стехиометрический состав соединения, например, SCl , H_2PO_3 . Молекулярная формула соответствует правильной молекулярной массе соединения. Для указанных соединений молекулярные формулы имеют вид: S_2Cl_2 , $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_6$. Структурные формулы показывают последовательность и пространственное расположение атомов в молекуле, например:



Для правильной записи и построения названия неорганического соединения необходимо иметь четкое понятие о степени окисления атома в соединении.

Степень окисления – это тот формальный заряд, который возник бы в атоме данного элемента, если бы электроны каждой его связи полностью перешли бы к более электроотрицательному атому, иначе говоря, если бы все его связи в данном соединении были бы ионными.

Степень окисления атомов в простых веществах принято считать равной нулю. Для определения степени окисления атомов в сложных соединениях нужно руководствоваться следующими правилами:

1. Водород имеет степень окисления $+1$ в большинстве соединений с неметаллами, например: H_2O , H_2S , HF , HCl и -1 в гидридах металлов: NaH , CaH_2 .
2. Кислород проявляет степень окисления в соединениях -2 , например: H_2O , H_2SO_4 , CaO , за исключением пероксидов (-1): H_2O_2 , CaO_2 , Na_2O_2 и фторида кислорода OF_2 ($+2$).
3. Для определения степени окисления атомов неметаллов в соединениях их друг с другом пользуются условным (или практическим) рядом неметаллов, основанном на шкале электроотрицательности (порядке её возрастания):
 Rn , Xe , Kr , B , Si , C , As , P , H , Te , Se , S , At , I , Br , Cl , N , O , F .
Например, в соединениях CS_2 , Cl_2O_7 степени окисления атомов, соответственно, равны: C ($+4$), S (-2), Cl ($+7$), O (-2).
4. Металлы в подавляющем большинстве случаев проявляют положительную степень окисления, а многие из них имеют её по-

стоянной: щелочные металлы – Li, Na, – (+1), щелочноземельные металлы главной подгруппы II группы – Be, Mg, Ca – (+2).

5. Алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов в соединении равна нулю, в сложном ионе – заряду иона. Это позволяет легко определить степень окисления данного атома в сложном соединении, если известны степени окисления всех других атомов. Например, степень окисления хрома (x) в $K_2Cr_2O_7$ равна +6, так как $2 + 2x - 14 = 0$, или в дихромат-ионе $Cr_2O_7^{2-}$: $2x - 14 = -2$.

Правила номенклатуры ИЮПАК дают возможность для неорганических соединений составлять их систематические названия. При этом для многих соединений допускаются и традиционные названия.

ЧАСТЬ I. КЛАССИФИКАЦИЯ И НОМЕНКЛАТУРА НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

ГЛАВА 1. НОМЕНКЛАТУРА НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ ИЮПАК

1. Систематические названия простых веществ. Простые вещества называют так же, как и соответствующие химические элементы. Для аллотропных форм простых веществ, молекулярные формулы которых известны, в названиях указывают число атомов в молекуле с помощью числовых приставок:

1 – моно	5 – пента	9 – нона
2 – ди	6 – гекса	10 – дека
3 – три	7 – гепта	11 – ундека
4 – тетра	8 – окта	12 – додека

Числительные более 12 указываются арабскими цифрами через дефис и читаются как количественные числительные. Неопределённое число атомов обозначается приставкой – **поли**. Для твёрдых полиморфных модификаций допускается их обозначение греческими буквами: альфа (α), бета (β), гамма (γ), дельта (δ) и т.д., начиная с низкотемпературной модификации.

Примеры систематических названий простых веществ приведены ниже (в скобках даны традиционные названия).

H – моноводород (атомарный водород),

H₂ – диводород (молекулярный водород),

O_3 – трикислород (озон),
 P_4 – тетрафосфор (белый фосфор),
 P_n – полифосфор (черный фосфор),
 S_8 – цикло-октасера (кристаллическая сера, построенная из циклических молекул S_8),
 α -S – α -сера (сера ромбическая),
 β -S – β -сера (сера моноклинная),
 S_n – катена-полисера (сера пластическая, построенная из полимерных цепных молекул),
 $S_{ам}$ – сера аморфная.

2. Названия простых ионов. Атомы, отдавшие электроны, заряжаются положительно, а атомы, присоединившие электроны, отрицательно. Образующиеся заряженные частицы называются ионами. Ионы обозначаются теми же символами, что и атомы, указывая справа вверх их заряд (степень окисления):



Al^{3+} – положительный трёхзарядный ион алюминия, Cl^{-} – отрицательный однозарядный ион хлора.

Положительно заряженные ионы называются катионами, отрицательно заряженные – анионами. Систематическое название **простых (одноэлементных) катионов** строится из слова "катион" в именительном падеже и русского названия элемента в родительном падеже, если катион одноатомный. В случае необходимости указывают степень окисления элемента (римской цифрой в скобках).

Например: H^{+} – катион водорода, Fe^{2+} – катион железа (II), (читается катион железа два), Fe^{3+} – катион железа (III), Al^{3+} – катион алюминия.

Если **катион многоатомный**, то числовой приставкой указывается число атомов, а арабской цифрой со знаком + (плюс) – заряд иона. Например, H_2^{+} – катион диводорода (1^{+}) (читается: катион диводорода один плюс), Hg_2^{2+} – катион дигртути (2^{+}), O_2^{+} – катион дикислорода (1^{+}) (последний катион в литературе называют также катионом диоксигенила).

Систематические названия **одноэлементных анионов** строятся из корня латинского названия элемента, суффикса – ид и слова "ион" (через дефис). Например: H^{-} – гидрид-ион, F^{-} – фторид-ион, Br^{-} –

бромид-ион, O^{2-} – оксид-ион, N^{3-} – нитрид-ион, P^{3-} – фосфид-ион, S^{2-} – сульфид-ион.

Изменение в названии при переходе к *многоатомным анионам* аналогичны изложенным для катионов, например: S_2^{2-} – дисульфид (2–)-ион, I_3^- трийодид (1–)-ион. Распространенным анионам вместо систематических присвоены специальные названия: C_2^{2-} – ацетиленид-ион, O_2^{2-} – пероксид-ион, O_2^- – надпероксид-ион, O_3^- – озонид-ион, N_3^- – азид-ион.

3. Названия сложных катионов и анионов. Названия сложных (двух- и более элементных) ионов строятся по принципам номенклатуры комплексных соединений (например, NH_4^+), в которых различают центральный атом (N) и атомы или молекулы, или ионы, связанные с ним, т.е. лиганды (H).

Название комплексного иона начинается с названия лигандов (см. табл. 1) с указанием численной приставкой количества одинаковых лигандов. Причем перечень лигандов, если они одноатомны, идет в соответствии с уменьшением их электроотрицательности (по формуле – справа налево). Если лиганды многоатомны, то вначале в формуле записываются положительно заряженные лиганды, затем нейтральные и, наконец, отрицательно заряженные. Внутри группы расположение многоатомных лигандов соответствует электроотрицательности элемента первого в формуле лиганда (а при одинаковых первых – второго).

В таблице 1 лиганды расположены в порядке записи их в формуле комплексного соединения (слева направо). После перечня лигандов идет название центрального атома – русское в случае катионов, а в случае анионов – с использованием корня латинского названия и добавлением суффиксов – **ат** или – **ит** (обозначает низшее состояние степени окисления): SO_4^{2-} – сульфат-ион (степень окисления S равна VI), SO_3^{2-} – сульфит-ион (степень окисления S равна IV); NO_3^- – нитрат-ион, NO_2^- – нитрит-ион. Затем в скобках римской цифрой, если нужно, указывается степень окисления центрального атома. Например: $[Al(H_2O)_6]^{3+}$ – катион гексааквоалюминия (III), $[Co(NH_3)_6]^{3+}$ – катион гексаамминкобальта (III), $[AlH_4]^-$ – тетрагидridoалюминат-ион, $[Fe(CN)_6]^{3-}$ – гексацианоферрат (III)-ион.

Названия некоторых лигандов

H^+	Гидро	S^{2-}	Тио
H_2O	Аква	SO_4^{2-}	Сульфато
CO	Карбонил	I^-	Иодо
C_2H_4	Этилен	Br^-	Бromo
NH_3	Амин	Cl^-	Хлоро
NO	Нитрозил	NO_2^-	Нитро
H^-	Гидридо	NO_3^-	Нитрато
CN^-	Циано	O^{2-}	Оксо
CNS^-	Тиоцианато (родано)	OH^-	Гидроксо
$C_2O_4^{2-}$	Оксалато	F^-	Фторо

Некоторым многоатомным катионам и анионам вместо систематических названий даны *специальные*: OH^- – гидроксид-ион, CN^- – цианид-ион, NH_2^- – амид-ион.

Катионы, образованные некоторыми элементами с водородом и включающие большее число атомов водорода, чем требуется по правилу нейтральности, носят групповое название – *ониевые* катионы. Специальные названия некоторых из них: NH_4^+ – катион аммония, PH_4^+ – катион фосфония, H_3O^+ – катион оксония.

4. Названия сложных веществ. Химическая формула сложного вещества включает в себя условно электроположительную составляющую, или реальный катион и условно электроотрицательную составляющую или реальный анион, причём катион в формуле ставится на первое место, анион – на второе. Исключение: NH_2OH , NH_3 и N_2H_4 . Если катионов или анионов несколько, то первым пишется ион менее электроотрицательного элемента, например: $KNaCl_2$, $NaNH_4Cl_2$.

Названия электроотрицательных и электроположительных составляющих в сложных веществах строятся как и названия свободных анионов и катионов, лишь слова "ион" и "катион" опускаются.

Составлять систематическое название сложного вещества, например, Mn_2O_7 , можно двумя способами:

1. Используя числовые приставки: гептаоксид марганца;
2. 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, нельзя назвать по методу Штока соединение Fe_3C , или другой пример – бромид ртути (I) отвечает формуле $HgBr$, а не истинной молекулярной формуле вещества Hg_2Br_2 . Используя первый способ построения названия, эти соединения определяют, соответственно, как карбид трижелеза и дибромид диртуты, то есть однозначно. Используют оба способа построения названия в зависимости от целесообразности: $PtCl$ – монохлорид платины, $(NO)NO_2$ – диоксонитрат (III) нитрозила, $H_2S_2O_2$ – диоксодисульфат диводорода.

При построении систематического названия *бинарного соединения* (состоящего из атомов двух элементов) его электроотрицательная составляющая (анион) ставится на первое место и приобретает суффикс – ид к корню латинского названия элемента, например:

водород (гидр-) – гидрид;	кремний (силиц-) – силицид;
кислород (окс-) – оксид;	висмут – висмутид;
углерод (карб-) – карбид;	ртуть (меркур-) – меркурид;
фосфор (фосф-) – фосфид;	хлор – хлорид;
азот (нитр-) – нитрид;	бор – борид.

Аналогично образуются групповые названия галогенид и халькогенид.

На второе место ставится русское название электроположительной составляющей в родительном падеже.

Для указания стехиометрических соотношений используются греческие числительные (моно, ди, три, тетра и т.д.). Например:

N_2O – монооксид диазота;	NO_2 – диоксид азота;
Fe_3O_4 – тетраоксид трижелеза;	CaC_2 – дикарбид кальция;
CaH_2 – дигидрид кальция;	Al_2O_3 – триоксид диалюминия.

По Штоку степень окисления указывается римской цифрой в скобках после названия электроположительной составляющей, например:

Fe_2O_3 – оксид железа (III); FeCl_2 – хлорид железа (II);
 NO – оксид азота (II); Cu_2S – сульфид меди (I).

При наличии *нескольких электроотрицательных или электроположительных составляющих* их названия перечисляют по формуле справа налево и пишут через дефис: FeCuS_2 – дисульфид меди-железа, AsOF_3 – трифторид-оксид мышьяка, KMgCl_3 – трихлорид магния-калия, PbClF – фторид-хлорид свинца. Для интерметаллических соединений названия состоят из одного слова: AuCu_3 – тримедь-золото.

Подобно тому, как в комплексных соединениях выделяют центральный атом (ион), в анионах *кислородсодержащих кислот* можно выделить характеристический атом – атом кислотообразующего элемента, а атомы кислорода или замещающие их атомы и атомные группировки считать лигандами. Тогда любой кислоте или соли можно дать систематическое название по правилам номенклатуры комплексных соединений. При этом кислоты рассматриваются как соли водорода, а стехиометрические соотношения указывают греческими числительными. Сначала называют анионы, а затем катионы, независимо от того, простые они или комплексные. Например:

H_2SO_3 – триоксосульфат диводорода,
 $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$ – гептаоксодисульфат диводорода.

Аналогично строятся названия *средних (нормальных) солей*, например:

Na_2SO_3 – триоксосульфат динатрия,
 $\text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2$ – бис(тетраоксофосфат) трижелеза.

По таким же правилам даются названия *двойным и более сложным солям*: MgNH_4PO_4 – тетраоксофосфат аммония – магния; $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ – бис (тетраоксосульфат) алюминия – калия.

Названия *кислых солей* строят по принципам наименований двойных солей водорода и металла, либо атомы водорода включают в состав аниона соли и перед названием последнего добавляют слово "водород" с соответствующим числовым префиксом, например: NaHCO_3 – триоксокарбонат водорода – натрия. *Основные (гидроксо-) и оксосоли* рассматривают как смешанные, содержащие в своем составе анионы OH^- и O^{2-} например:

$(\text{ZnOH})_2\text{SO}_4$ или $\text{Zn}_2\text{SO}_4(\text{OH})_2$ – дигидроксид-тетраоксосульфат дицинка, $\text{MgCl}_2 \cdot \text{MgO}$ или $\text{Mg}_2\text{Cl}_2\text{O}$ – оксид-дихлорид димагния.

5. Названия 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), $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ – полигидрат оксида железа (III).

Если состав гидратов более сложный, то названия начинают со слова "гидрат" без числовых приставок, а в конце указывают в круглых скобках арабскими цифрами в виде дроби стехиометрическое соотношение составных частей, причём первая цифра отвечает содержанию воды, например: $2\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ – гидрат аммиака (1/2), $3\text{CdSO}_4 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ – гидрат сульфата кадмия (8/3).

ГЛАВА 2. ТРАДИЦИОННЫЕ НАЗВАНИЯ СЛОЖНЫХ СОЕДИНЕНИЙ

1. Бескислородные кислоты. Водные растворы бинарных соединений водорода с галогенами (фтор, хлор, бром, иод и астат) и халькогенами (кислород, сера, селен и теллур) являются кислотами. Их название состоит из названия элемента, образующего кислоту, к которому добавляют суффикс "о" и слов "водородная кислота": HCl – хлороводородная кислота, H_2S – сероводородная кислота, HF – фтороводородная кислота.

Аналогично строятся названия водных растворов псевдогалогенидов водорода, например: HCN – циановодородная кислота, NH_3 – азидоводородная кислота, HCNS – тиоциановодородная кислота.

2. Оксокислоты и их соли. Если элемент образует оксокислоту (кислородсодержащую кислоту) в высшей или единственной степени окисления, то её название состоит из корня русского названия элемента (или группы элементов) и частицы: **-ная, -овая, -евая**. Например: H_2SO_4 – серная кислота, HMnO_4 – марганцовая кислота, HReO_4 – рениевая кислота. Названия кислот, которые элемент образует не в высшей степени окисления, строятся аналогично, но используются суффиксы **-ов, -оват, -ист**, или **-оватист**, в зависимости от возможного числа степени окисления. Если элемент образует кислоты только в двух степенях окисления, то для названия кислоты, соответствующей низшей степени окисления элемента, используется суффикс **-ист**.

Традиционные названия оксикислот и их солей

HMnO_4	Марганцовая кислота	KMnO_4	Перманганат калия
H_2MnO_4	Марганцеватая кислота	K_2MnO_4	Манганат калия
H_2MnO_3	Марганцовистая кислота	K_2MnO_3	Манганит калия
H_2MnO_2	Марганцеватистая кислота	K_2MnO_2	Гипоманганит калия
HNO_3	Азотная кислота	KNO_3	Нитрат калия
HNO_2	Азотистая кислота	KNO_2	Нитрит калия
$\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2$	Азотноватистая кислота	$\text{K}_2\text{N}_2\text{O}_2$	Гипонитрит натрия
HClO_4	Хлорная кислота	KClO_4	Перхлорат калия
HClO_3	Хлорноватая кислота	KClO_3	Хлорат калия
HClO_2	Хлористая кислота	KClO_2	Хлорит калия
HOCl	Хлорноватистая кислота	KOCl	Гипохлорит калия
H_3AsO_4	Мышьяковая кислота	Na_3AsO_4	Арсенат натрия
H_3AsO_3	Мышьяковистая кислота	Na_3AsO_3	Арсенит натрия
H_2SO_4	Серная кислота	Na_2SO_4	Сульфат натрия
H_2SO_3	Сернистая кислота	Na_2SO_3	Сульфит натрия

Если элемент в одной и той же степени окисления образует кислоты, различающиеся "по содержанию воды", то названия кислот (а также их солей), содержащих наибольшее число атомов кислорода, начинаются с префикса (приставки) "**орто-**", а названия кислот с наименьшим числом атомов кислорода – "**мета-**". Например:

H_3PO_4 – ортофосфорная кислота, HPO_3 – метафосфорная кислота;
 H_3AsO_4 – ортомышьяковая кислота, HAsO_3 – метамышьяковая кислота.

Оксокислоты, содержащие два или более центральных атомов, носят групповое название поликислот и в их конкретное название вводят числовую приставку. Например: $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$ – дисерная кислота, $\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$ – тетраборная кислота.

Если один или несколько атомов кислорода в кислоте замещены атомами серы, то в названии кислоты используется префикс – "**тио**" с соответствующим греческим числительным:

$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$ – тиосерная кислота,
 $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_2$ – тиосернистая кислота;
 H_3PSO_3 – монотиофосфорная кислота,
 $\text{H}_3\text{PS}_2\text{O}_2$ – дитиофосфорная кислота.

Кислоты, содержащие в своем составе группировку атомов –O–O–, можно рассматривать как производные пероксида водорода. Их называют *пероксокислотами* (или *надкислотами*). В случае необходимости после приставки "**пероксо-**" в названии кислоты используют числовую приставку, указывающую число атомов кислотообразующего элемента, например:

H_2SO_5 – пероксосерная кислота; $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$ – пероксодисерная кислота.

Традиционные названия *основных солей* (гидроксосолей) образуют, добавляя к наименованию аниона соответствующей средней соли приставку "**гидроксо**", указывающую на наличие в составе катиона соли гидроксид-ионов OH^- , количество которых передается греческим числительным:

AlOHSO_4 – сульфат гидроксоалюминия,
 $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$ – карбонат дигидроксомеди (II).

Традиционные названия *кислых солей* образуют, добавляя к наименованию аниона соответствующей соли приставку "**гидро**", указывающую на наличие в составе аниона соли атомов водорода, способных замещаться на металл. Количество этих атомов передается греческими числительными:

KHSO_3 – гидросульфит калия;
 NaH_2AsO_4 – дигидроортоарсенат натрия;
 $\text{Ba}(\text{HCO}_3)_2$ – дигидрокарбонат бария.

Если металл может проявлять различную степень окисления, то она указывается в названии соли римскими цифрами:

FeSO_4 – сульфат железа (II); $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ – сульфат железа (III).

Соли бескислородных кислот называют по правилам номенклатуры бинарных соединений:

HCl – хлорид натрия; FeBr_2 – бромид железа (II);
 ZnS – сульфид цинка; $\text{Ca}(\text{HS})$ – гидросульфид кальция.

Для солей орто- и мета- форм кислот эти префиксы входят в названия солей, например:

Na_3PO_4 – ортофосфат (фосфат) натрия;

NaPO_3 – метафосфат натрия.

Правила традиционной номенклатуры кислот и солей не всегда позволяют однозначно связать состав соединения с его названием. В таких случаях химическим соединениям следует давать систематические названия.

3. Классификация неорганических соединений. При изложении правил ИЮПАК, на которых основана современная номенклатура неорганических соединений, использовалась классификация, согласно которой все вещества делятся на простые, бинарные и сложные (в том числе комплексные соединения).

Простые вещества состоят из атомов одного химического элемента и делятся на металлы и неметаллы. Их можно также классифицировать как вещества с молекулярной (Cl_2 , S_8) и немолекулярной (C, Li) структурой кристаллической решетки.

Бинарные соединения по характеру химической связи разделяются на ионные (NaCl), ковалентные (HCl) и металлоподобные. К последним относятся и интерметаллиды (соединения между металлами, например, Zn_3Ag_2). Различают также бинарные соединения постоянного (CO_2) и переменного (TiO_x) составов. Общепринята классификация бинарных неметаллоподобных соединений по природе анионообразователя: гидриды (H), оксиды (O), карбиды (C), нитриды (N), галогениды (F – фториды, Cl – хлориды, Br – бромиды, I – иодиды) и т.д.

В свою очередь, например, **оксиды** можно подразделить на кислотные (SO_3), основные (CaO), амфотерные (ZnO) и индифферентные (NO). Последние не реагируют ни с водой, ни с кислотами, ни со щелочами.

Кроме того, соединения с кислородом в зависимости от степени окисления элемента делятся на низшие (CO , Cl_2O) и высшие (CO_2 , Cl_2O_7), а в зависимости от степени окисления кислорода на оксиды (Na_2O); пероксиды (H_2O_2), надпероксиды (K_2O) и озониды (KO_3).

Если бинарные соединения можно рассматривать как продукты взаимодействия простых веществ, то сложные (содержащие более двух элементов) как продукты взаимодействия (хотя бы косвенного) бинарных веществ ($\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$; $\text{FeCl}_3 + \text{HCl} = \text{H}[\text{FeCl}_4]$) или бинарного вещества с простым [$\text{Ni} + 4\text{CO} = \text{Ni}(\text{CO})_4$].

Сложные вещества по характеру связи между структурными элементами разделяются на **электролиты** (вещества с ионной связью

– NaNO_3 или полярной ковалентной – HClO) и *неэлектролиты* (соединения с металлической связью – ZnGeAs_2 или ковалентной – CHCl_3).

Химические вещества можно также классифицировать по функциональному признаку: *окислители и восстановители*, растворители и осадители, кислоты и основания и др. В свою очередь *кислоты и основания* делятся на одно-, двух- (и т.д.) основные и кислотные соответственно, а также на сильные (HCl , NaOH), средней силы (H_3PO_4 , Ca(OH)_2) и слабые (H_2CO_3 , NH_4OH). Кроме того кислоты различают: бескислородные (H_2S), кислородсодержащие (H_2SO_4), комплексные ($\text{H[BF}_4\text{]}$), а также мономерные (H_3PO_4), димерные ($\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$), полимерные – $(\text{HPO}_3)_n$.

Соли также подразделяются на кислородные (Na_2SO_4), бескислородные (NaF), а кроме того, на средние или нормальные (FeCl_3), кислые (CaHPO_4), основные [$\text{Fe(OH)}_2\text{Cl}$], а также на простые (NaNO_3), двойные [$(\text{NH}_4)_2\text{Fe(SO}_4)_2$], смешанные [$(\text{FeCl}_2)_2\text{SO}_4$] и комплексные ($\text{Na}_2[\text{SiF}_6]$).

Возможна классификация веществ по агрегатному состоянию (при обычных условиях): твердые (C , ZnO , Na_2CO_3), жидкие (Hg , Mn_2O_7 , H_2SO_4), газообразные (H_2 , CO); по растворимости, например, в воде: растворимые (NaNO_3 , NH_3), среднерастворимые [CO_2 , Ca(OH)_2] и малорастворимые (H_2 , CuO , BaSO_4) и так далее.

Между всеми классами существует генетическая связь, возможны обратимые химические превращения. Например:



Таким образом, классификацию веществ можно проводить по разному, в зависимости от принципа или признака, которые положены в основу.

ГЛАВА 3. ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

§1. ОКСИДЫ

Оксиды – соединения, образованные атомами двух элементов, одним из которых является кислород в степени окисления (–2).

К оксидам относятся все соединения элементов с кислородом, например: Fe_2O_3 , P_4O_{10} , кроме содержащих атомы кислорода, связанные химической связью друг с другом (пероксиды, надпероксиды, озониды), например:



и соединения фтора с кислородом (OF_2 , O_2F_2), которые следует называть не оксидами фтора, а *фторидами кислорода*, так как степень окисления кислорода в них положительна: +2 и +1 соответственно, OF_2 , O_2F_2 .

1. Физические свойства оксидов

Температуры кипения и плавления оксидов меняются в очень широком интервале. При комнатной температуре они, в зависимости от типа кристаллической решетки, могут находиться в различных агрегатных состояниях. Это определяется природой химической связи в оксидах, которая может быть ионной или ковалентной полярной.

В газообразном и жидком состояниях при комнатной температуре находятся оксиды, образующие молекулярные кристаллические решетки. С увеличением полярности молекул температуры плавления и кипения повышаются (см. табл. 3).

Таблица 3

*Температуры плавления и кипения некоторых оксидов
(давление 101,3 кПа)*

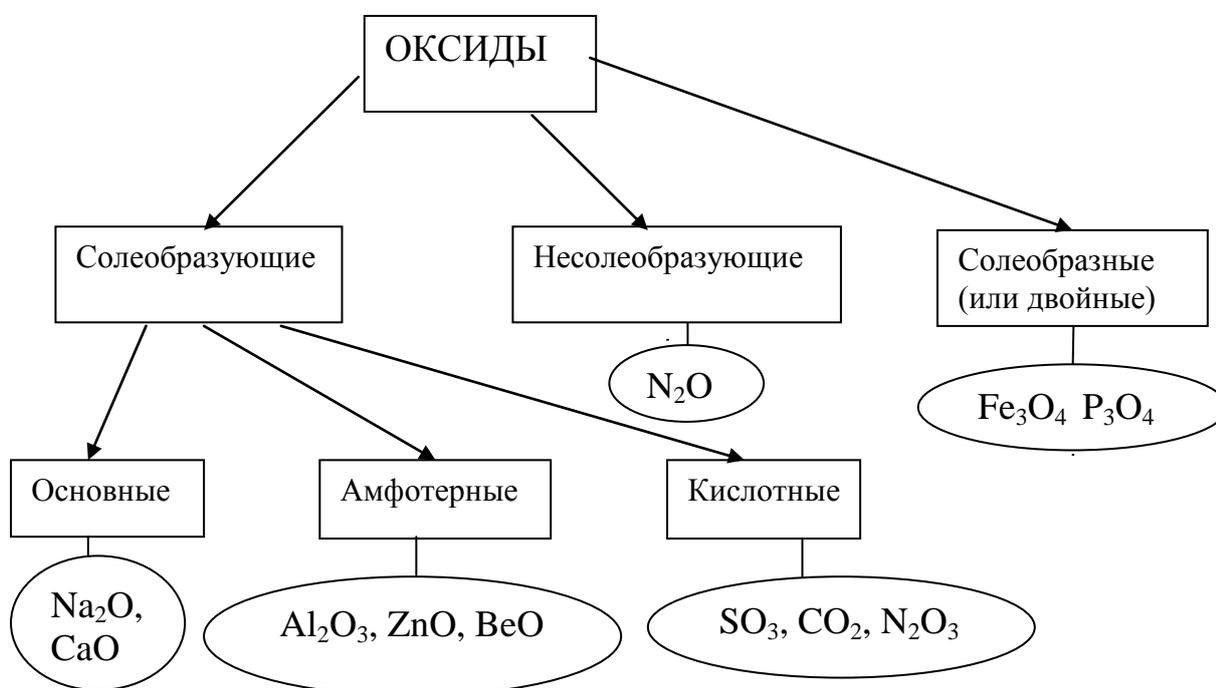
	CO_2	CO	SO_2	ClO_2	SO_3	Cl_2O_7	H_2O
$T_{\text{пл.}}, ^\circ\text{C}$	–78 ($T_{\text{возг.}}$)	–205	–75,5	–59,0	16,8	–93,4	0
$T_{\text{кип.}}, ^\circ\text{C}$		–191,5	–10,1	9,7	44,8	87,0	100

Оксиды, образующие ионные кристаллические решетки, например, CaO, BaO и другие, являются твердыми веществами, имеющими очень высокие температуры плавления ($> 1000^{\circ}\text{C}$).

В некоторых оксидах связи ковалентные полярные. Они образуют кристаллические решетки, где атомы элемента связаны несколькими "мостиковыми" атомами кислорода, образуя бесконечную трехмерную сеть, например, Al_2O_3 , Si_2O_3 , TiO_2 , BeO и эти оксиды имеют тоже очень высокие температуры плавления.

2. Классификация оксидов по химическим свойствам

По химическим свойствам оксиды разделяются на следующие типы:

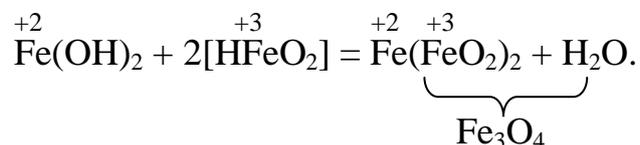


Несолеобразующими называются оксиды, которым не соответствуют ни кислоты, ни основания.

Солеобразными оксидами называются двойные оксиды, в состав которых входят атомы одного металла в разных степенях окисления.

Металлы, проявляющие в соединениях несколько степеней окисления, образуют двойные или солеобразные оксиды. Например, Pb_3O_4 , Fe_3O_4 , Mn_3O_4 (формулы этих оксидов могут быть записаны также в виде $2\text{PbO}\cdot\text{PbO}_2$; $\text{FeO}\cdot\text{Fe}_2\text{O}_3$; $\text{MnO}\cdot\text{Mn}_2\text{O}_3$ соответственно).

Например, $\text{Fe}_3\text{O}_4 \Rightarrow \text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$: представляет собой основной оксид FeO химически связанный с амфотерным оксидом Fe_2O_3 , который в данном случае проявляет свойства кислотного оксида. Fe_2O_3 формально можно рассматривать как соль, образованную основанием $\text{Fe}(\text{OH})_2$ и кислотой $[\text{HFeO}_2]$, которая не существует в природе:



От гидрата оксида свинца (IV), как от кислоты, и $\text{Pb}(\text{OH})_2$, как основания, могут быть получены два двойных оксида – Pb_2O_3 и Pb_3O_4 (сурик), которые можно рассматривать как соли. Первый является свинцовой солью *мета-свинцовой кислоты* (H_2PbO_3), а второй – *ортосвинцовой кислоты* (H_4PbO_4).

Среди оксидов, особенно среди оксидов d-элементов, много соединений переменного состава (бертолиды), содержание кислорода в которых не соответствует стехиометрическому составу, а изменяется в довольно широких пределах, например, состав оксида титана (II) TiO изменяется в пределах $\text{TiO}_{0,65} - \text{TiO}_{1,25}$.

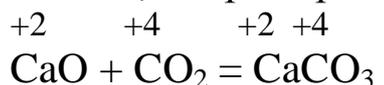
Солеобразующими оксидами называются оксиды, которые образуют соли. Оксиды этого типа делятся на три класса: *основные*, *амфотерные* и *кислотные*.

Основными оксидами называются оксиды, элемент которых при образовании соли или основания становится катионом.

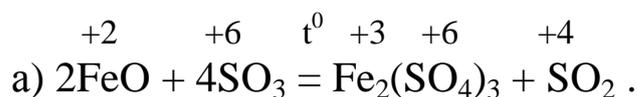
Кислотными оксидами называются оксиды, элемент которых при образовании соли или кислоты входит в состав аниона.

Амфотерными оксидами называются оксиды, которые в зависимости от условий реакции могут проявлять свойства как кислотных, так и основных оксидов.

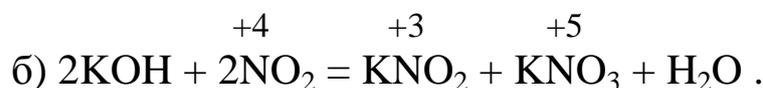
При образовании солей степени окисления элементов, образующих оксиды, не изменяются, например:



Если при образовании соли происходит изменение степеней окисления элементов, образующих оксиды, то получившуюся соль следует отнести к соли другой кислоты или другого основания, например:



$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ представляет собой соль образованную серной кислотой и гидроксидом железа (III) – $\text{Fe}(\text{OH})_3$, которому соответствует оксид Fe_2O_3 .



Образовавшиеся соли являются солями азотистой (HNO_2) и азотной (HNO_3) кислот, которым соответствуют оксиды N_2O_3 и N_2O_5 .

3. Закономерности изменения химических свойств оксидов

Увеличение степени окисления элемента и уменьшение радиуса его иона (при этом происходит уменьшение эффективного отрицательного заряда на атоме кислорода – δ_{O}) делают оксид более кислотным. Это и объясняет закономерное изменение свойств оксидов от основных к амфотерным и далее к кислотным.

а) В одном периоде при увеличении порядкового номера происходит усиление кислотных свойств оксидов и увеличение силы соответствующих им кислот.

Таблица 4

Na_2O	MgO	Al_2O_3	SiO_2	P_4O_{10}	SO_3	Cl_2O_7
Основной оксид, сильное основ-ие	Основной оксид, слабое основание	Амфотерный оксид, амфотерный гидроксид	Кислотный оксид, оч. слабая кислота	Кислотный оксид, кислота сред. силы	Кислотный оксид, сильная кислота	Кислотный оксид, оч. сильная кислота

Таблица 5

**Зависимость кислотно-основных свойств
оксидов от эффективного заряда на атоме кислорода**

+Оксид	Na ₂ O	MgO	Al ₂ O ₃	SiO ₂	P ₄ O ₁₀	SO ₃	Cl ₂ O ₇
Эффективный заряд, δ _O	-0,81	-0,42	-0,31	-0,23	-0,13	-0,06	-0,01
Кислотно-основные свойства оксида	Основ-ный	Основ-ный	Амфо-тер-ный	К и с л о т н ы й			

б) В главных подгруппах периодической системы при переходе от одного элемента к другому сверху вниз наблюдается усиление основных свойств оксидов:



в) При повышении степени окисления элемента усиливаются кислотные свойства оксида и ослабевают основные.

Таблица 6

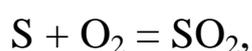
**Зависимость кислотно-основных свойств от степени
окисления металлов**

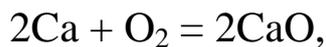
+2 CrO <i>основный оксид</i>	+3 Cr ₂ O ₃ <i>амфотерный оксид</i>	—	+6 CrO ₃ <i>кислотный оксид</i>	—
+2 FeO <i>основный оксид</i>	+3 Fe ₂ O ₃ <i>амфотерный оксид</i>	—	—	—
+2 MnO <i>основный оксид</i>	+3 Mn ₂ O ₃ <i>амфотерный оксид с преобладанием основных свойств</i>	+4 MnO ₂ <i>амфотерный оксид с преобладанием кислотных свойств</i>	+6 MnO ₃ <i>кислотный оксид</i>	+7 Mn ₂ O ₇ <i>Кислотный оксид</i>

4. Способы получения оксидов

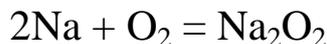
Оксиды могут быть получены в результате различных химических реакций.

1. При взаимодействии простых веществ (за исключением золота, платины и инертных газов) с кислородом:

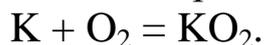




При горении других *щелочных металлов* в кислороде образуются пероксиды:



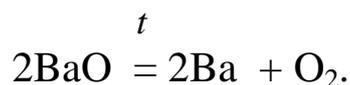
или надпероксиды:



Оксиды этих металлов могут быть получены при взаимодействии пероксида (или надпероксида) с соответствующим металлом:

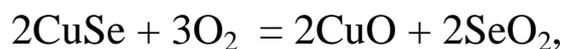
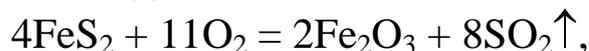


или при термическом их разложении:

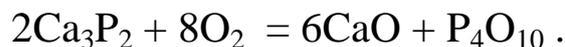
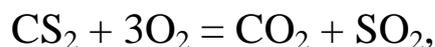
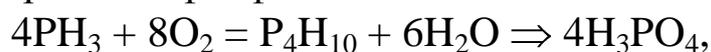


2. В результате горения бинарных соединений в кислороде:

а) обжиг халькогенидов:



б) горение гидридов и фосфидов:



3. При термическом разложении солей:

а) *карбонатов*:

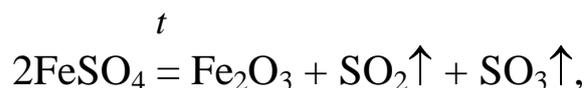
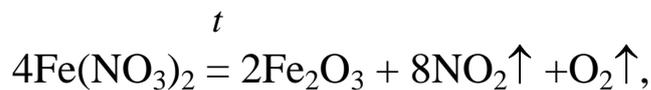


Карбонаты щелочных металлов (за исключением карбоната лития) плавятся без разложения.

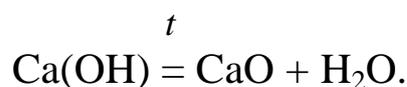
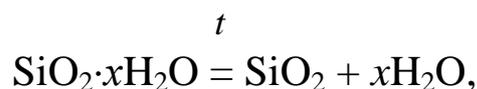
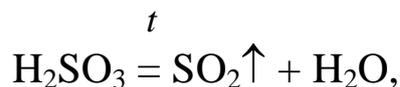
б) *нитратов*:



в) если соль образована катионом металла, проявляющим переменные степени окисления и анионом кислоты, обладающей окислительными свойствами, то могут образоваться оксиды с другими степенями окисления элементов, например,



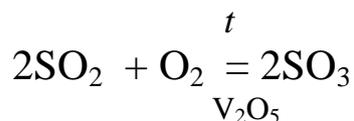
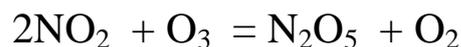
4. Термическое разложение оснований и кислородсодержащих кислот приводит к образованию оксида и воды:



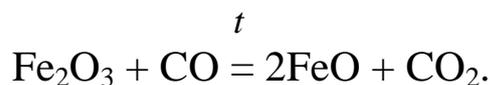
Гидроксиды щелочных металлов плавятся без разложения.

5. Если химический элемент в своих соединениях проявляет различные степени окисления и образует несколько оксидов, то:

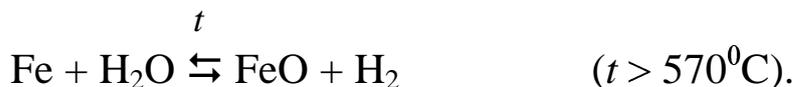
а) при окислении низших оксидов можно получить оксиды, в которых соответствующий элемент находится в более высокой степени окисления:



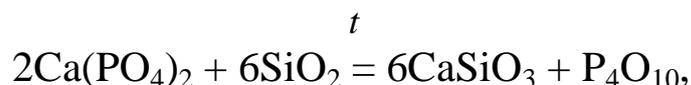
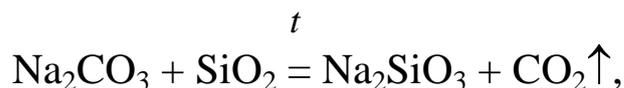
б) и, аналогично, при восстановлении высших оксидов можно получить низшие оксиды:



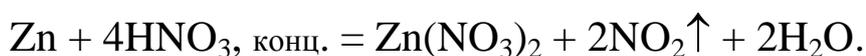
6. Некоторые металлы, стоящие в ряду напряжений до водорода, могут при высокой температуре вытеснять водород из воды. При этом также образуется оксид металла:



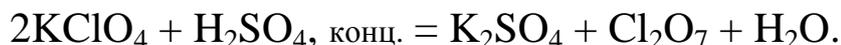
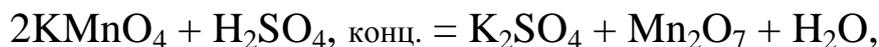
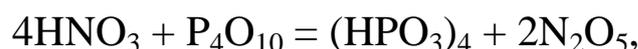
7. При нагревании солей с кислотными оксидами. Направление реакции в этом случае зависит от относительной летучести оксидов – менее летучий оксид вытесняет более летучий оксид из соли:



8. При взаимодействии металлов с кислотами-окислителями происходит частичное восстановление кислотообразующего элемента с образованием оксида:



9. При действии водоотнимающих веществ на кислоты или соли:



10. При взаимодействии солей слабых неустойчивых кислот с растворами сильных кислот:



5. Химические свойства оксидов

Основные оксиды

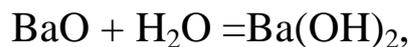
К основным оксидам относятся:

– оксиды всех металлов главной подгруппы первой группы (щелочные металлы Li – Fr),

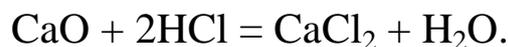
– главной подгруппы второй группы, начиная с магния (Mg – Ra),

– оксиды переходных металлов в низших степенях окисления, например, MnO, FeO.

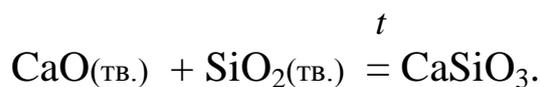
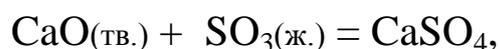
1. Оксиды наиболее активных металлов (щелочных и щелочно-земельных, начиная с кальция) при *обычных* условиях непосредственно взаимодействуют с водой, образуя гидроксиды, которые являются сильными, растворимыми в воде основаниями – *щелочами*, например,



2. Основные оксиды взаимодействуют с кислотами, образуя соли:



3. Также к образованию соли приводит взаимодействие их с кислотными оксидами:



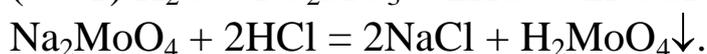
Кислотные оксиды

Большинство оксидов неметаллов являются кислотными оксидами (CO₂, SO₃, P₄O₁₀ и др.). Оксиды переходных металлов в высших степенях окисления проявляют преимущественно также свойства кислотных оксидов, например: CrO₃, Mn₂O₇, V₂O₅.

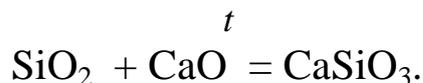
1. Кислотные оксиды реагируют с водой с образованием соответствующих кислот:



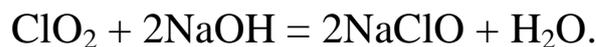
Некоторые оксиды, например, SiO₂, MoO₃ и др. с водой непосредственно не взаимодействуют и соответствующие им кислоты могут быть получены косвенным путем:



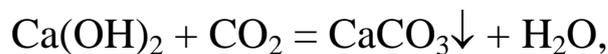
2. Взаимодействие кислотных оксидов с основными приводит к образованию солей:



3. Также к образованию солей ведет реакция кислотного оксида с основанием:



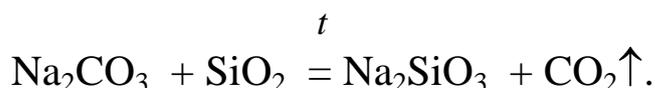
Если кислотный оксид является ангидридом многоосновной кислоты, то в зависимости от относительных количеств основания и кислотного оксида, участвующих в реакции, возможно образование средних



или кислых солей



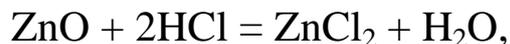
4. Мало летучие оксиды вытесняют летучие оксиды из солей:



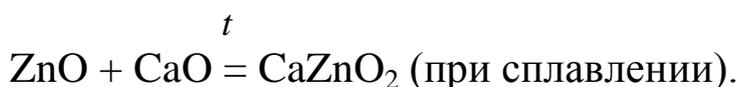
Амфотерные оксиды

Амфотерность (от греч. *amphoterous* – и тот и другой) – способность химических соединений (оксидов, гидроксидов, аминокислот) проявлять как кислотные, так и основные свойства, в зависимости от свойств второго реагента, участвующего в реакции.

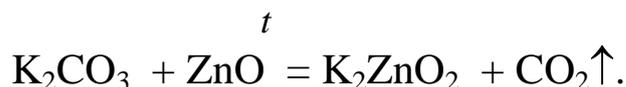
Одно и то же вещество (например, ZnO), реагируя с сильной кислотой или кислотным оксидом, проявляет свойства *основного* оксида:



а при взаимодействии с сильным основанием или основным оксидом – свойства *кислотного* оксида:



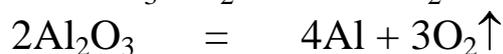
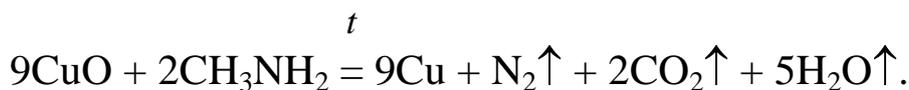
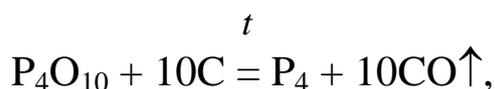
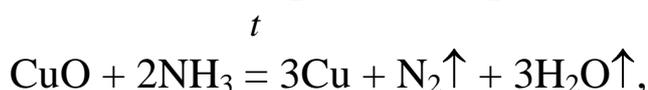
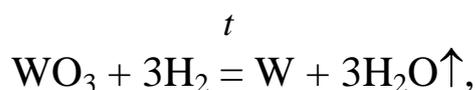
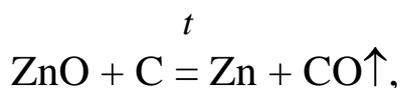
Амфотерные оксиды способны вытеснять летучие оксиды из солей:



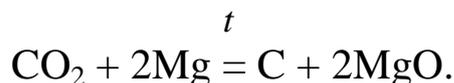
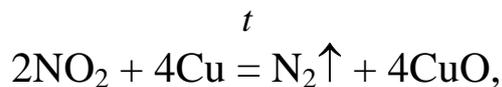
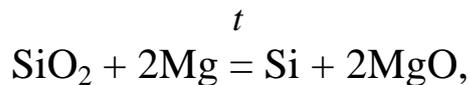
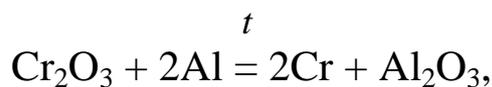
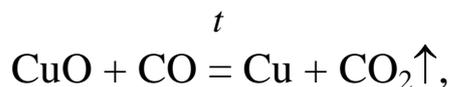
Общие химические свойства оксидов

Оксиды могут участвовать в окислительно-восстановительных реакциях, приводящих к изменению степени окисления данного элемента:

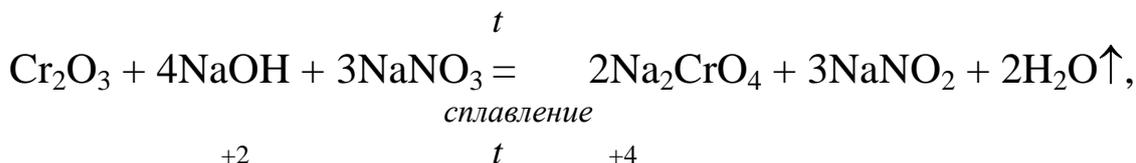
1. *Восстановление оксидов.* Восстановители (C, CO, H₂, CH₄, и др., активные металлы, такие как Mg, Al) при нагревании восстанавливают многие элементы из оксидов до простых веществ:

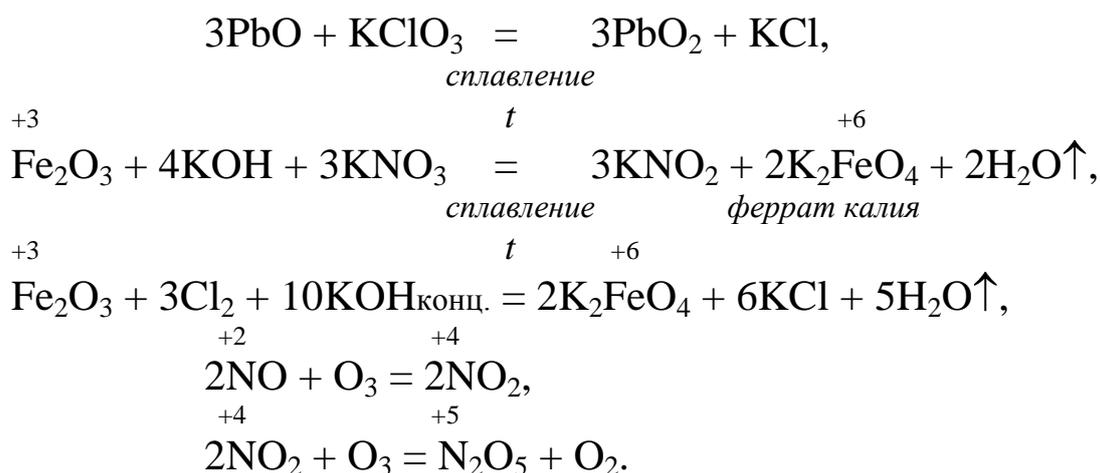


раствор в расплавленном криолите



2. *Окисление оксидов.* Оксиды элементов, проявляющих переменные степени окисления, могут участвовать в реакциях, приводящих к повышению степени окисления данного элемента:





3. *Пассивация оксидов.* Термическое разложение гидроксидов при высоких температурах ($> 1000^\circ\text{C}$) приводит к получению оксидов в химически малоактивной форме. Оксиды, полученные таким путем, не растворяются ни в кислотах, ни в щелочах. Перевести их в растворимое состояние можно только лишь сплавлением с кислыми солями или щелочами. Примером могут служить оксиды алюминия, хрома, титана.

§2. КИСЛОТЫ И ОСНОВАНИЯ

1. Теории кислот и оснований

Понятия «кислота» и «основание» сформировались в XVII веке. Однако содержание этих терминов неоднократно пересматривалось. Существует несколько теорий кислот и оснований. Здесь будут рассмотрены только три теории, которые чаще всего используются для объяснения химических процессов.

1.1. Электролитическая теория

На основании теории электролитической диссоциации (1887 г.), предложенной шведским физико-химиком Сванте Аррениусом (1859-1927 гг.), можно дать следующие определения кислотам и основаниям.

Кислоты – электролиты, которые при диссоциации в водных растворах в качестве катионов дают *только* катионы водорода (гидроксония- H_3O^+) и анионы кислотного остатка.

Например,



Основания – электролиты, которые при диссоциации в водных растворах в качестве анионов дают *только* анионы гидроксида (OH^-) и катионы.

Например,



1.2. Протолитическая теория

Датский физико-химик Йоханнес Бренстел (1879-1947 гг.) и английский химик Томас Лоури (1874-1936гг.) практически одновременно (1928-1929 гг.) предложили протолитическую теорию кислот и оснований, согласно которой

кислота – донор катионов водорода



Кислоты могут быть:

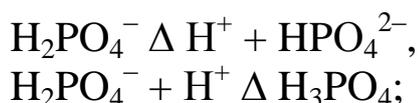
- а) молекулярными $\text{HCl} \Delta \text{H}^+ + \text{Cl}^-$,
- б) катионными $\text{NH}_4^+ \Delta \text{NH}_3 + \text{H}^+$,
- в) анионными $\text{HCO}_3^- \Delta \text{CO}_3^{2-} + \text{H}^+$.

Основание – акцептор катионов водорода.

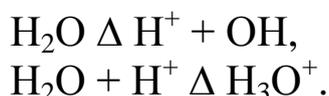
Основания делятся на

- а) молекулярные $\text{NH}_3 + \text{H}^+ \Delta \text{NH}_4^+$,
- б) анионные $\text{OH}^- + \text{H}^+ \Delta \text{H}_2\text{O}$,
- в) катионные $\text{AlOH}^{2+} + \text{H}^+ \Delta \text{Al}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$.

Амфотерные вещества (амфолиты) – это вещества, которые являются как донорами, так и акцепторами протонов. Они могут быть заряженными, например:



и нейтральными:



Кислоты и основания существуют только как сопряжённые пары:



Кислотно-основной процесс сопряжённых кислот и оснований может быть выражен общей схемой:



где AH , BH^+ – кислоты;

B , A^- – основания.

Протон не существует в растворе в свободном виде, в воде он образует катион гидроксония H_3O^+ .

Понятия кислоты в протолитической и электролитической теориях совпадают, однако понятие «основание» охватывает более широкий круг соединений: основаниями могут быть вещества, которые не имеют анионов

OH^- , например, NH_3 , $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{O}$.

1.3. Электронная теория

В 1926 г. американский физико-химик Гилберт Льюис (1875-1946 гг.) предложил *электронную* теорию кислот и оснований.

По его теории к *кислотам* относятся вещества, являющиеся *акцепторами* электронной пары, а к *основаниям* – *донорами* электронной пары.

Отличительным признаком этой теории является то, что кислота и основание взаимодействуют друг с другом с образованием связи по донорноакцепторному механизму:



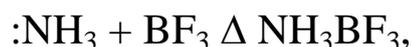
где A – кислота;

B – основание;

$\text{A}:\text{B}$ – кислотно-основной комплекс (продукт нейтрализации).

В результате приобретения атомом, ответственным за кислотные свойства, электронной пары, часто возникает завершённая электронная конфигурация. В отличие от электролитической и протолитической теорий, к кислотам относят соединения, не содержащие водород (апротонные кислоты).

Например:



BF_3 является кислотой.

Понятия основания в теориях Бренстеда (протолитическая теория) и Льюиса совпадают, однако понятие кислоты в электронной теории охватывает, кроме протона, более широкий круг частиц способных акцептировать электронную пару.

Таблица 7

Некоторые примеры «реакций нейтрализации»

Кислота	Основание	Кислотно-основный комплекс
H ⁺	OH ⁻	H ₂ O
CO ₂	H ₂ O	H ₂ CO ₃
AlCl ₃	Cl ⁻	[AlCl ₄] ⁻
Zn(OH) ₂	2OH ⁻	[Zn(OH) ₄] ⁻
BF ₃	NH ₃	BF ₃ ·NH ₃
BF ₃	(C ₂ H ₅) ₂ O	(C ₂ H ₅) ₂ O·BF ₃
SbCl ₅	(C ₂ H ₅) ₂ O	SbCl ₅ ·(C ₂ H ₅) ₂ O
Ag ⁺	2CN ⁻	[Ag(CN) ₂] ⁺

Растворение кислот Льюиса в ионизирующих растворителях (например, в H₂O) приводит к росту концентрации ионов водорода (катионов гидроксония):



Растворение оснований Льюиса в воде приводит к увеличению концентрации анионов OH⁻:



Кислотные свойства ортоборной кислоты H₃BO₃ обусловлены не электролитической диссоциацией этого соединения, а образованием катионов гидроксония (H₃O⁺) по реакции:



2. Кислоты

2.1. Классификация кислот

Здесь будут рассмотрены соединения, являющиеся кислотами с позиции *электролитической* теории.

Классификация кислот может быть проведена по различным признакам.

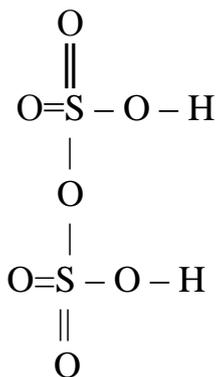
1. Кислоты неорганические (HNO₃, H₂SO₄ и др.) и органические (CH₃COOH, C₂O₄H₂ и др.). Далее в этом разделе будем рассматривать неорганические кислоты.

2. По содержанию кислорода в кислотном остатке:

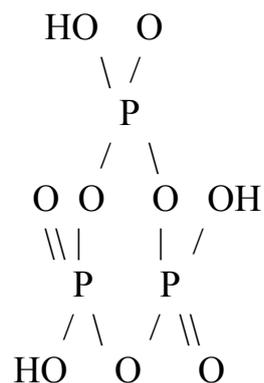
а) бескислородные – H_nX, где X – галоген, или неорганический радикал типа CN, NCS и др. Например, HCl, H₂S, HCN.

б) кислородсодержащие (оксокислоты), с общей формулой $H_nЭO_m$, где Э – кислотообразующий элемент. Некоторые оксокислоты могут содержать несколько атомов кислотообразующего элемента, например $H_4P_2O_7$, $H_2S_2O_7$.

При этом однотипные фрагменты связаны через атом кислорода: Э–О–Э, в таких кислотах одинаковые фрагменты могут образовывать как открытые цепи, например, $H_2S_2O_7$, так и циклические структуры, например, $(HPO_3)_n$:



Пиросерная кислота



Метафосфорная кислота

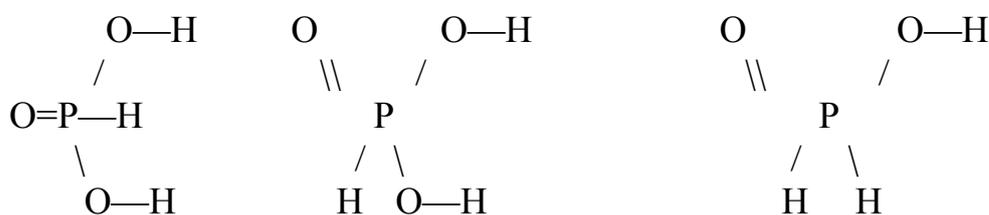
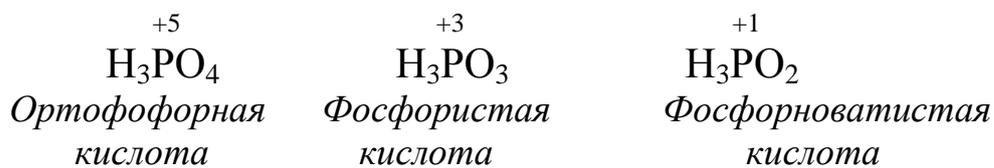
Оксокислоты характерны для многих химических элементов, особенно для элементов в высоких степенях окисления (+3 и выше).

3. По основности. Основность кислот – число ионов водорода, которые отщепляются от молекулы кислоты при её диссоциации или обмениваются на катионы металла при взаимодействии кислоты с основанием или с металлом.

По основности кислоты делятся на одноосновные (HNO_3 , HCl) двухосновные (H_2SO_4), трёх- (H_3PO_4) и т.д.

Преимущественно в оксокислотах атомы водорода связаны с атомами кислорода, а не с центральным атомом аниона. Именно эти атомы водорода и отщепляются при диссоциации кислоты в водном растворе с образованием катионов гидроксония (H_3O^+) и принимают участие в реакции нейтрализации т.е. определяют основность кислоты. Для неорганических кислот, как правило, общее число атомов водорода в молекуле соответствует основности кислоты, но это не всегда так.

В некоторых кислотах есть атомы водорода связанные непосредственно с атомом кислотообразующего элемента, такие атомы водорода не обмениваются на ион металла, т.е. не определяют основность кислоты.



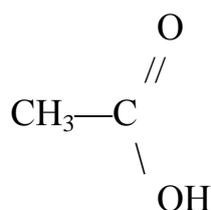
Основность

кислоты: 3

2

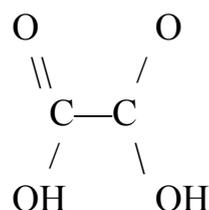
1

Для органических кислот общее число атомов водорода в молекуле, в подавляющем большинстве случаев, не соответствует основности кислоты. Основность органических кислот определяется числом карбоксильных групп в молекуле, например,



Уксусная

одноосновная кислота



Щавелевая

двухосновная кислота

Многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато и могут образовывать несколько рядов солей, например, серная кислота – кислота двухосновная, диссоциирует по двум ступеням:



образует два ряда солей:

сульфаты (SO_4^{2-}), например, Na_2SO_4 – сульфат натрия,

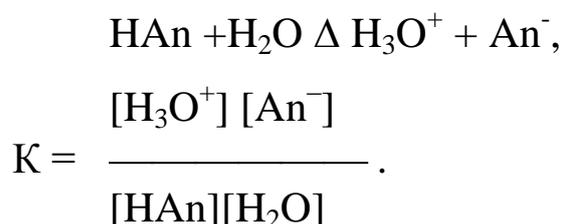
гидросульфаты (HSO_4^-), например NaHSO_4 – гидросульфат натрия или кислый сульфат натрия.

4. Сила кислот. Сила кислоты (как и любого другого электролита) определяется степенью диссоциации (α), которая равна отношению количества продиссоциировавших молекул к общему количеству молекул данного электролита в растворе, т.е. доле продиссоциировавших молекул, её можно также выразить в процентах:

$$\alpha = \frac{V_{\text{дисс}}}{\text{---}} \times 100\%.$$

$V_{\text{общ.}}$

Для характеристики силы электролитов применяют также константу диссоциации (константу равновесия реакции диссоциации):



Так как концентрацию воды в водных растворах можно принять за постоянную величину, её можно включить в константу равновесия:

$$K \cdot [\text{H}_2\text{O}] = K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{An}^-]}{[\text{HAn}]}.$$

Величину K_a называют константой ионизации кислоты (индекс $\langle\langle a \rangle\rangle$ – от английского *acid* – кислота), в числителе обычно указывают не концентрацию катионов гидроксония, а концентрацию ионов водорода.

Качественно силу кислот можно оценить по правилу Полинга: если представить формулу оксокислоты в общем виде – $\text{H}_a\text{ЭО}_m$, то по разности $(m-n)$ можно оценить силу кислоты: у какой кислоты она больше, та кислота сильнее:

- $m-n=0$ —кислота очень слабая, HClO ;
- $m-n=1$ —кислота слабая, HClO_2 ;
- $m-n=2$ —кислота сильная, HClO_3 ;
- $m-n=3$ —кислота очень сильная, HClO_4 .

Для многоосновных кислот для каждой ступени диссоциации можно записать свою константу ионизации, причём, как правило, каждая последующая константа меньше предыдущей на несколько порядков:

$$K_1 \gg K_2 \gg K_3$$

(например, для фосфорной кислоты $K_1=7 \cdot 10^{-3}$, $K_2=6 \cdot 10^{-8}$, $K_3=5 \cdot 10^{-13}$).

Замена одного атома кислорода в оксокислоте на атом фтора ведёт к резкому увеличению силы кислоты. Примером может служить фторсульфоновая кислота HSO_3F . Такие кислоты получили название

суперкислот. К этому же классу кислот относятся и кислоты с комплексным анионом, например, HSbF_6 .

5. По устойчивости. Некоторые оксокислоты существуют только в водных разбавленных растворах и являются термически неустойчивыми. Получить их в индивидуальном виде невозможно, например, H_2CO_3 , H_2SO_3 , HClO , HClO_2 . В то же время есть устойчивые к нагреванию кислоты, например, серная H_2SO_4 ($t_{\text{кип.}}=296,5^\circ\text{C}$).

6. По растворимости. По растворимости кислоты делятся на растворимые, такие как HNO_3 , H_3PO_4 , и нерастворимые в воде – $\text{SiO}_2 \cdot x\text{H}_2\text{O}$, H_2MoO_4 .

7. По соотношению воды и кислотного оксида. По этому признаку кислоты делятся на *орто*-, *пиро*-, *мета*-кислоты переменного состава.

К *орто*-кислотам относятся кислоты, в которых отношение воды и кислотного оксида превышает 1. К таким кислотам относится ортофосфорная H_3PO_4 [$V(\text{H}_2\text{O}) : V(\text{P}_2\text{O}_5)=3:1$].

В *мета*-кислотах это отношение равно 1, например, метафосфорная кислота HPO_3 [$V(\text{H}_2\text{O}):V(\text{P}_2\text{O}_5)=1:1$]. К этим же кислотам относятся азотная, серная, и многие другие.

Пиро-кислоты получают из орто-кислот в результате отщеплением воды при нагревании:



или растворением кислотного оксида в кислоте:



Свои названия эти кислоты получили от греческого *пур* – огонь.

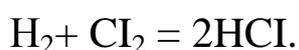
В некоторых кислотах отношение воды и кислотного оксида зависит от способа получения, например, $x\text{SiO}_2 \cdot y\text{H}_2\text{O}$; $x\text{TiO}_2 \cdot y\text{H}_2\text{O}$ / $x\text{SnO}_2 \cdot y\text{H}_2\text{O}$.

Чаще всего они встречаются в виде коллоидных растворов.

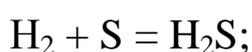
2.2. Способы получения кислот

1. Бескислородные кислоты могут быть получены:

а) взаимодействием простых веществ с водородом:



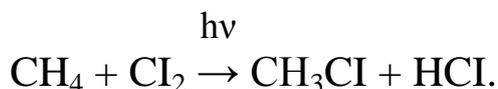
При горении водорода в атмосфере хлора



б) при горении органических галогенсодержащих соединений:



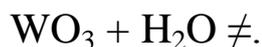
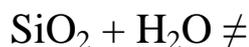
в) при реакции алканов с галогенами:



2. Кислородсодержащие кислоты чаще всего получают растворением кислотного оксида в воде (если кислота растворима в воде):



В случае если кислота нерастворима в воде, этот способ не применим, например:

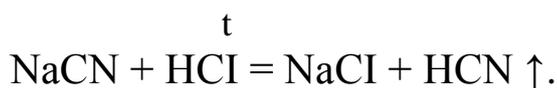


2.3. Общие методы получения любых кислот

Практически все кислоты могут быть получены одним из способов, приведённых ниже.

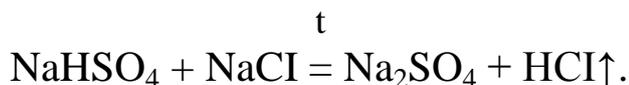
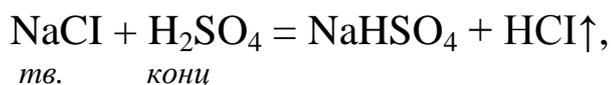
1. Взаимодействие между солью и кислотой приводит к образованию новой соли и новой кислоты, если между солью и кислотой не протекает окислительно-восстановительная реакция, например:

а) Вытеснение слабых кислот сильными:

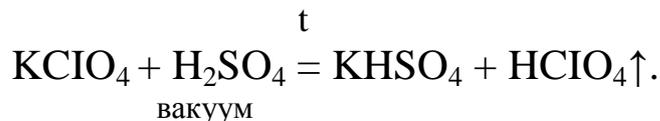


б) Вытеснение летучей кислоты из её солей менее летучей кислотой. Для этих целей обычно используют серную кислоту, т.к. она обладает целым рядом необходимых для этого свойств:

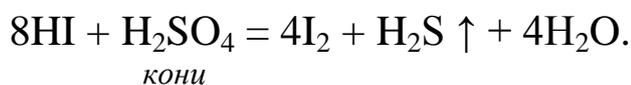
- кислота сильная,
- термически устойчивая,
- мало летучая [$t_{\text{кип}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 296,5^\circ\text{C}$],



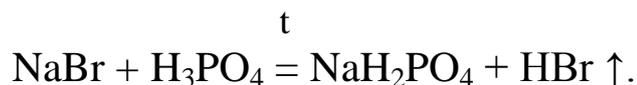
Серная кислота способна вытеснять из солей более сильные кислоты, даже такую как хлорную –самую сильную из всех кислородных кислот:



Однако, используя серную кислоту для этих целей, необходимо учитывать и другие свойства этой кислоты, ограничивающие её применение. Концентрированная серная кислота является достаточно *сильным окислителем*, поэтому её *нельзя использовать* для получения таких кислот как HBr, HI, H₂S, кислотообразующие элементы которых она может перевести в другие степени окисления, например:



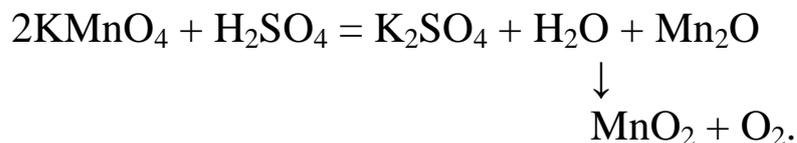
В этом случае можно использовать нагревание соли с фосфорной кислотой, которая не проявляет окислительные свойства:



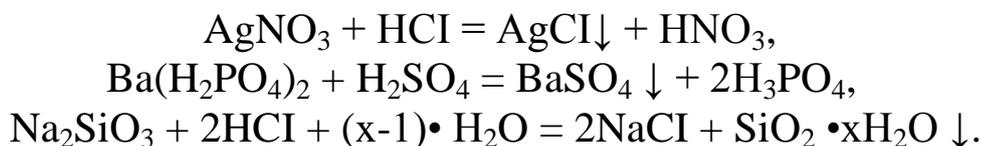
Кроме того, концентрированная серная кислота обладает достаточно сильными водоотнимающими свойствами, что приводит к разложению кислоты, вытесняемой из соли, за счёт диспропорционирования центрального атома:



либо к образованию неустойчивого кислотного оксида, разложение которого может происходить со взрывом:



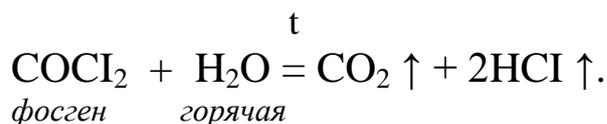
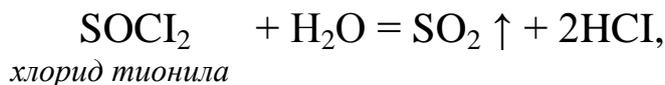
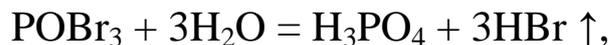
в) Образование одного нерастворимого продукта:



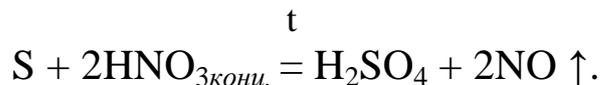
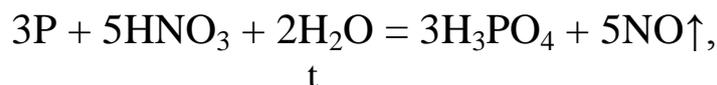
2. Взаимодействие солей, гидролиз которых идёт практически до конца с водой:



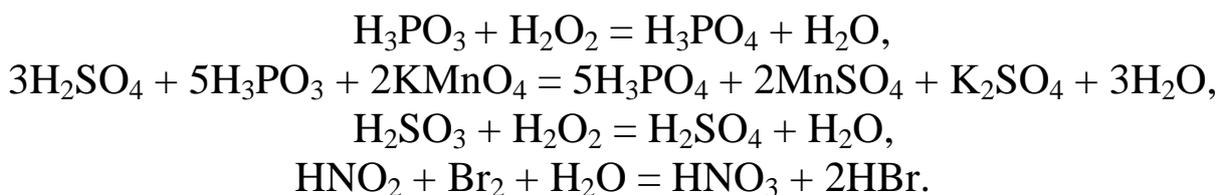
3. Гидролиз галогенангидридов кислот:



4. Окисление неметаллов азотной кислотой:



5. Окисление кислотообразующего элемента до более высокой степени окисления:

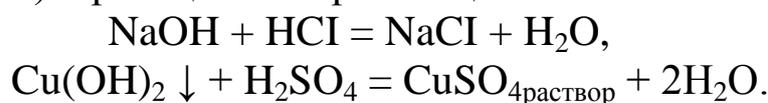


2.4. Химические свойства кислот

1. Рассмотрим характерные свойства кислот, не являющихся окислителями.

1.1. Реакции обмена

а) Взаимодействие с основаниями (как с растворимыми, так и с нерастворимыми) – реакция нейтрализации:



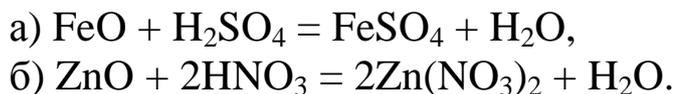
б) Взаимодействие с солями:



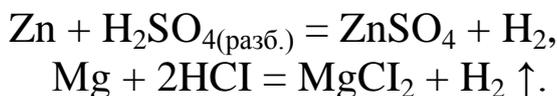
При составлении уравнений реакций обмена необходимо учитывать условия протекания этих реакций до конца:

- а) образование хотя бы одного нерастворимого соединения,
- б) выделение газа,
- в) образование слабого электролита (например, воды).

1.2. Реакции с основными и амфотерными оксидами:



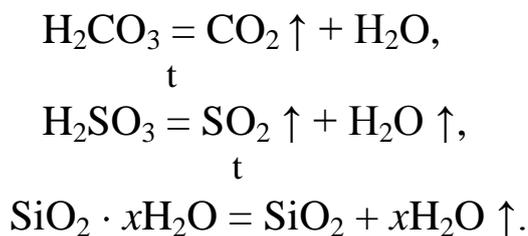
1.3. Металлы, стоящие в электрохимическом ряду напряжений до водорода, вытесняют водород из кислот, не являющихся сильными окислителями (HCl, H₂SO_{4(разб.)}):



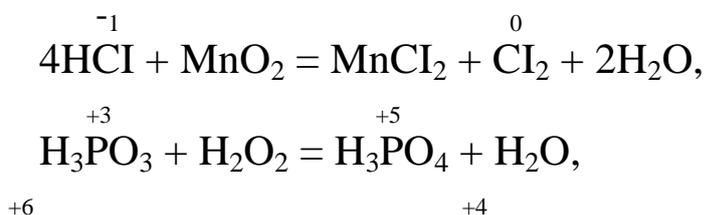
Если в результате реакции образуется нерастворимая соль или оксид, то металл пассивируется и его растворение не происходит:

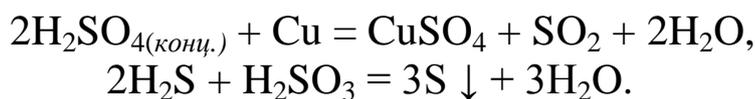


1.4. Термически неустойчивые кислоты, например, угольная, сернистая, разлагаются при комнатной температуре или при лёгком нагревании:



1.5. Реакции с изменением степени окисления кислотообразующего элемента:





По этому принципу кислоты можно разделить на кислоты-восстановители и кислоты-окислители.

2. Свойства кислот-окислителей.

2.1. *Реакции обмена.* Кислоты-окислители реагируют с оксидами, гидроксидами и солями, в состав которых входят катионы металлов, не проявляющих переменные степени окисления, также как и кислоты, не являющиеся окислителями (см. 1.1 и 1.2 в п.2.4).

2.2. Реакции с гидроксидами, оксидами и солями.

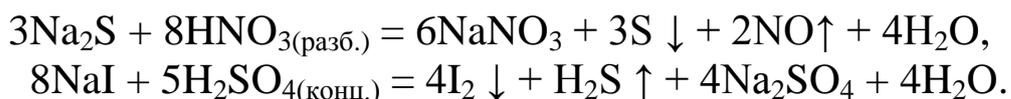
а) Если металл, образующий основание, может находиться в нескольких степенях окисления, а кислота проявляет окислительные свойства, то эти реакции могут протекать с изменением степеней окисления элементов, например:



б) Аналогично ведут себя в реакциях с кислотами-окислителями и оксиды металлов, проявляющих переменные степени окисления:

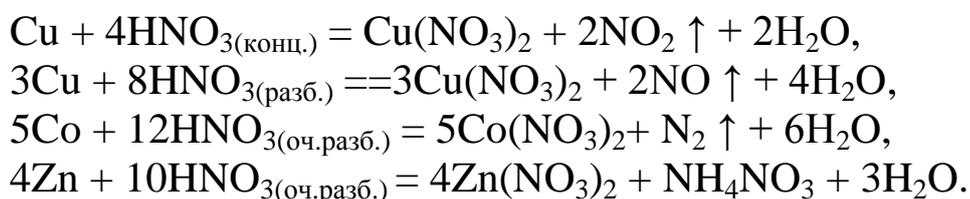


в) При реакциях кислот-окислителей с солями, содержащими анион, проявляющий восстановительные свойства, происходит его окисление:



2.3. Взаимодействие с металлами.

Азотная и концентрированная серная кислоты являются сильными окислителями и могут взаимодействовать с металлами, стоящими в ряду напряжений как до, так и после водорода, но водород в этом случае не выделяется, а образуются продукты восстановления азота и серы, причём, состав продуктов зависит от активности металла, концентрации кислоты и температуры:

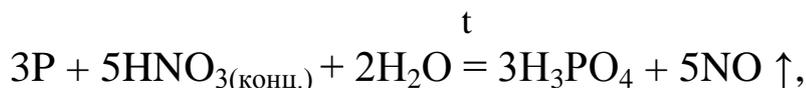
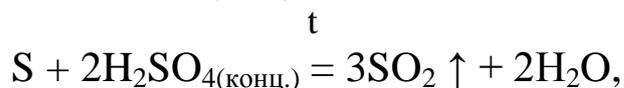
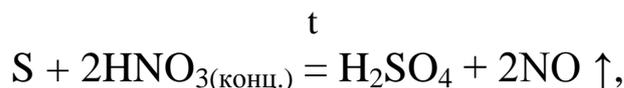


С разбавленной серной кислотой медь не взаимодействует, но реагирует с *концентрированной* серной кислотой, однако *водород при этом не выделяется*:

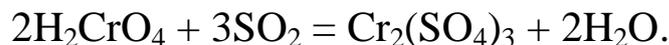


Некоторые металлы, стоящие в ряду напряжений до водорода, например, Fe, Al, Cr, эти кислоты пассивируют за счёт образования на поверхности металла оксидной плёнки, нерастворимой в концентрированных кислотах при обычных условиях, и поэтому указанные металлы не взаимодействуют с концентрированными серной и азотной кислотами.

2.4. Реакции с неметаллами. Концентрированные азотная и серная кислоты взаимодействуют с неметаллами: серой, фосфором, углеродом:



2.5. Кислоты, образованные переходными металлами в высших степенях окисления, например, хромовая [H₂CrO₄], марганцовая [HMnO₄], являются сильными окислителями:



Кислоты, в которых кислотообразующий элемент находится в промежуточной степени окисления, могут проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства.



3. Основания

В этом разделе будут рассмотрены только неорганические основания с позиции *электролитической* теории.

3.1. Классификация оснований

Основания могут быть классифицированы по следующим свойствам.

1. *Кислотность основания* – число групп OH^- , способных обмениваться на кислотный остаток. Например, NaOH – однокислотное основание, $\text{Ca}(\text{OH})_2$ – двухкислотное основание. По этому признаку основания бывают одно-, двух- и т.д. кислотными. Многокислотные основания диссоциируют ступенчато и могут образовывать несколько рядов солей, например, $(\text{MgOH})_2\text{CO}_3$ – гидроксокарбонат (основной карбонат) магния; MgCO_3 – карбонат (средний карбонат) магния.

2. *Растворитель*. Гидроксиды щелочных металлов, металлов главной подгруппы второй группы, начиная с кальция, гидроксид таллия (I) $[\text{TlOH}]$ и гидроксид аммония растворимы в воде. Гидроксиды других металлов в воде практически нерастворимы.

3. *Сила оснований*, также как и других электролитов, определяется степенью диссоциации (или константой диссоциации). Сильными основаниями являются гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов. Сильные, растворимые в воде основания называются *щелочами*.

4. *Термическая устойчивость оснований*. При нагревании большинство оснований разлагаются на оксид металла и воду. Устойчивыми являются гидроксиды щелочных металлов, начиная с натрия, они плавятся без разложения. Гидроксиды лития, стронция, бария и радия разлагаются при температуре несколько выше температуры плавления, гидроксиды остальных металлов разлагаются до плавления.

5. *По отношению к кислотам и щелочам* гидроксиды металлов можно разделить на основные и амфотерные. К основным гидроксидам относятся гидроксиды, растворяющиеся только в кислотах и не реагирующие со щелочами, к амфотерным – гидроксиды, растворяющиеся как в кислотах, так и в щелочах.

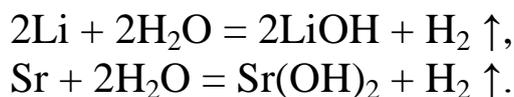
Основными являются гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов в низших степенях окисления, например, $\text{Cr}(\text{OH})_2$, $\text{Mn}(\text{OH})_2$ и др.

Амфотерными являются гидроксиды $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Sn}(\text{OH})_2$, гидроксиды переходных металлов в промежуточных степенях окисления, например, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

3.2. Способы получения оснований

Основания могут быть получены одним из следующих способов.

1. Взаимодействие щелочных и щелочноземельных металлов с водой:



Этим же способом может быть получен гидроксид аммония:

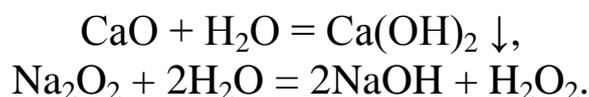


В отличие от предыдущих примеров эта реакция протекает без изменения степеней окисления.

Другие металлы, стоящие в ряду электродных потенциалов до водорода, также могут реагировать с водой, но эти реакции протекают при высоких температурах и обратимы. При этом образуются не гидроксиды металлов, а оксиды, т.к. гидроксиды при этих температурах термически неустойчивы, например,



2. Растворение оксидов и пероксидов щелочных и щелочноземельных металлов в воде:



Оксиды других металлов с водой не взаимодействуют.

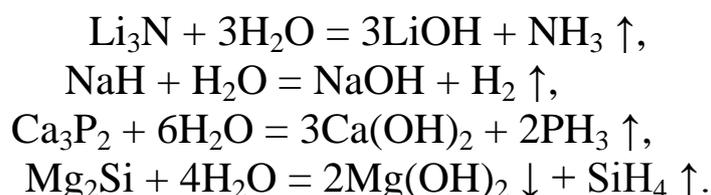
3. Гидролиз солей, у которых он протекает до конца:



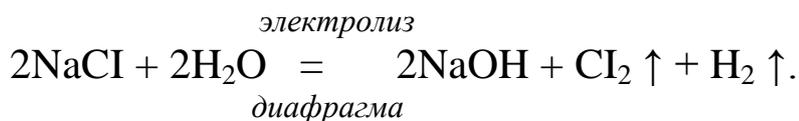
4. Смешивание водных растворов солей, взаимно усиливающих гидролиз:



5. Разложение некоторых бинарных соединений металл-неметалл (гидридов, нитридов, фосфидов и др.) водой, например,

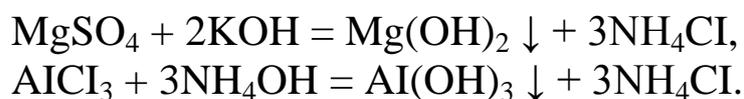


6. Электролиз водных растворов хлоридов щелочных и щелочноземельных металлов:



Для получения гидроксидов этим способом необходимо разделить катодное и анодное пространства, иначе будет происходить взаимодействие хлора со щелочью с образованием других продуктов.

7. Важнейшим способом получения слабых, нерастворимых в воде оснований является осаждение их из растворов солей щелочами или раствором аммиака:

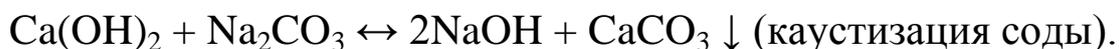


При осаждении амфотерных гидроксидов щелочами полноту осаждения можно достичь только при смешении строго эквимольных количеств соли и щелочи. Поэтому для осаждения амфотерных гидроксидов используют раствор аммиака в воде. Аммиаком нельзя осаждать гидроксиды тех металлов, которые образуют с ним комплексные катионы.

Гидроксид аммония не может быть получен таким способом, т.к. повышение концентрации анионов OH^- приводит к уменьшению растворимости аммиака в воде и выделению его из раствора в виде газа:

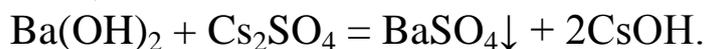


Этот же способ применим и для получения растворимых в воде оснований:

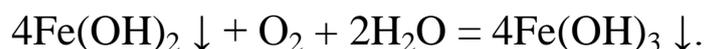


Сдвиг равновесия в сторону образования NaOH достигается за счёт образования CaCO_3 , обладающего меньшей растворимостью, чем $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

Для большего смещения равновесия в сторону образования гидроксида щелочного металла используют гидроксид бария и сульфат соответствующего щелочного металла:



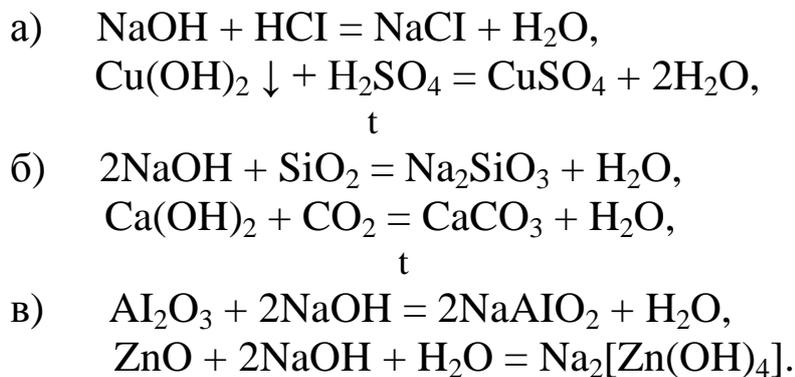
Окислением катиона, находящегося в низшей степени окисления, до высшей:



3.3. Химические свойства оснований

Основания реагируют:

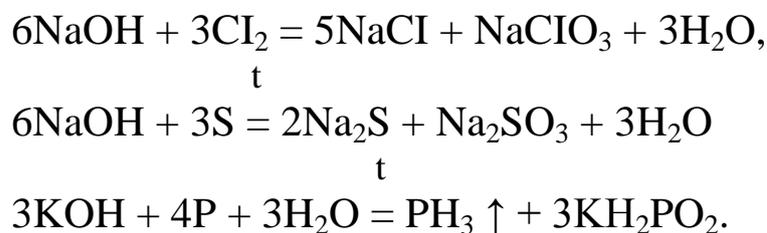
1. С кислотами (а), кислотными (б) и амфотерными оксидами (в):



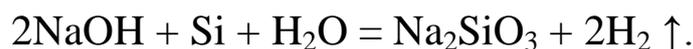
2. С солями (для растворимых в воде оснований):



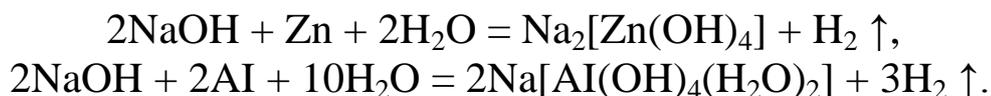
3. С некоторыми неметаллами (в этих случаях, как правило, протекает реакция диспропорционирования):



Взаимодействие кремния с раствором щелочи должно протекать подобно реакции фосфора со щелочью, но образующийся при этом силан (SiH_4) взаимодействует с водой с образованием водорода и кремниевой кислоты, которая растворима в щелочах:



4. С некоторыми металлами, гидроксиды которых амфотерны:



5. С различными веществами, при реакциях с которыми образуются комплексные соединения:

а) катионного типа:



б) анионного типа:



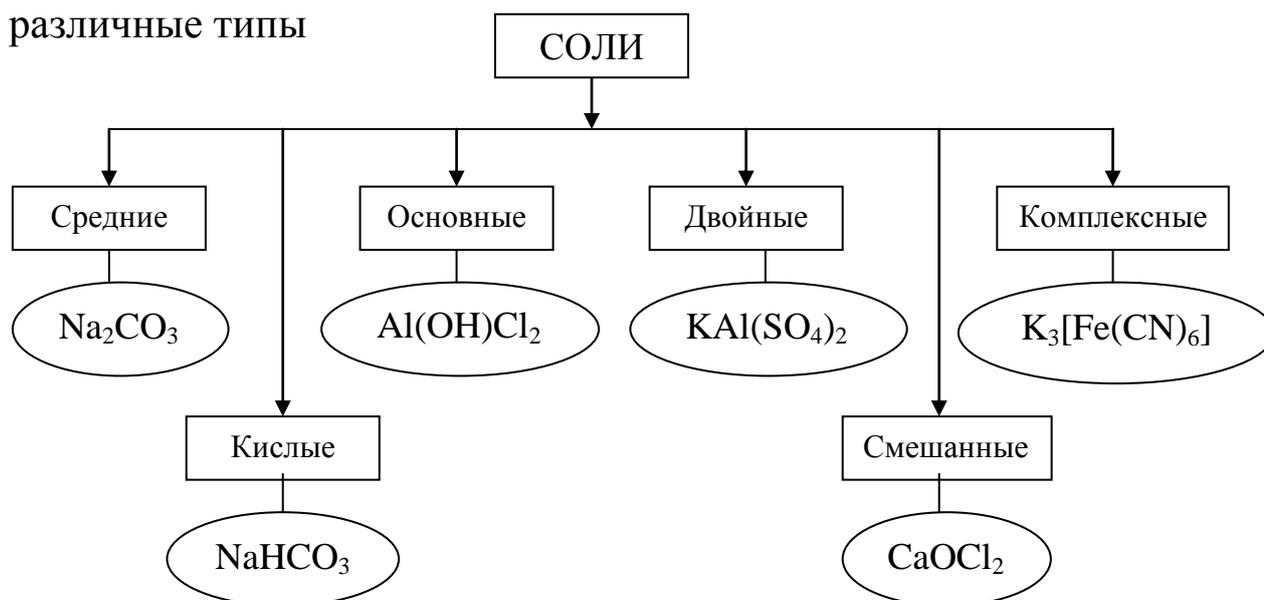
§3. СОЛИ

С точки зрения электролитической теории можно дать следующее определение этому классу соединений.

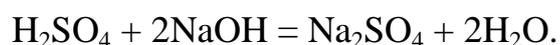
СОЛИ — электролиты, которые в водных растворах диссоциируют на катионы металлов или другие, более сложные катионы, например, NH_4^+ , UO_2^{2+} , $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ и анионы кислотного остатка.

1. Классификация солей

В зависимости от состава соли также могут быть разделены на различные типы

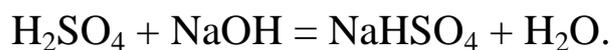


1. *Средние соли* – соли, которые образуются в результате полной нейтрализации кислоты основанием (при замещении всех катионов водорода на катионы металла):



2. *Кислые соли* – соли, которые образуются при неполной нейтрализации кислоты основанием (замещаются не все катионы водо-

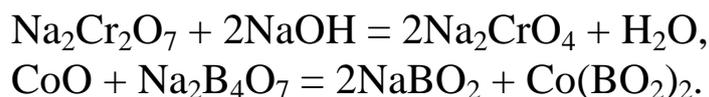
рода на катионы металла). Соли этого типа могут быть образованы только многоосновными кислотами:



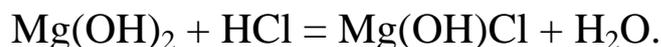
H_2SO_4 – кислота двухосновная, при нейтрализации которой образуется средняя соль Na_2SO_4 , а при замещении одного атома водорода на металл образуется *кислая соль* NaHSO_4 .

H_3PO_4 – кислота трехосновная, в которой возможно последовательное замещение одного, двух или трех атомов водорода на атомы металла. И при нейтрализации этой кислоты возможно образование трех рядов солей: NaH_2PO_4 , Na_2HPO_4 и Na_3PO_4 .

В общем случае к кислым солям относятся соли, в которых мольное содержание кислотного оксида больше мольного содержания основного оксида, например, $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$, $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_7$, $\text{Na}_4\text{P}_2\text{O}_7$. При реакции с основными оксидами и гидроксидами эти соли переходят в средние соли:



3. *Основные соли* – соли, которые являются продуктом неполной нейтрализации многокислотного основания кислотой:



4. *Двойные соли* – соли, в состав которых входят анионы только одного вида и разные катионы, например, $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$.

5. *Смешанные соли* – соли, в состав которых входят катионы одного вида и анионы разных кислот, например, хлорная известь $\text{CaCl}(\text{OCl})$.

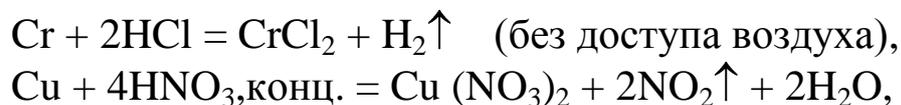
6. *Комплексные соли* – соли, имеющие сложные катионы и анионы, в которых связь образована по донорно-акцепторному механизму. При написании молекулярных формул таких солей комплексный катион или анион заключают в квадратные скобки, например: $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $\text{K}[\text{BF}_4]$, $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4(\text{H}_2\text{O})_2]$, $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$.

2. Способы получения солей

Соли могут быть получены одним из нижеприведенных способов.

1. Взаимодействие металлов

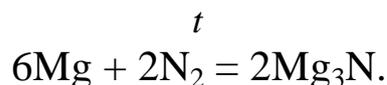
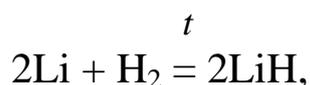
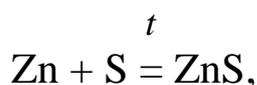
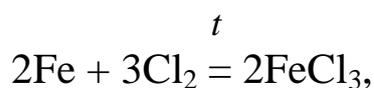
а) с кислотами:



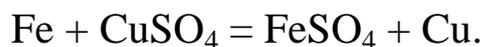
б) со щелочами:



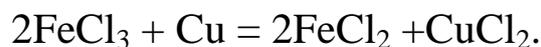
2. Нагревание металлов с неметаллами в инертной атмосфере:



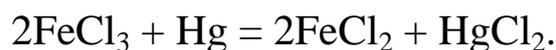
3. Вытеснение металлов из солей другими металлами, стоящими в ряду напряжений до металла, входящего в состав соли:



При этом не надо забывать, что если металл, входящий в состав соли, проявляет переменные степени окисления, то он может быть восстановлен до более низкой степени окисления металлом, находящимся в ряду напряжений правее его:



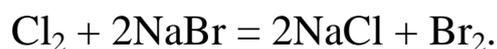
Эта реакция нашла применение в электронной промышленности при изготовлении плат для печатного монтажа.



На этом основан способ очистки помещений от разлитой ртути.

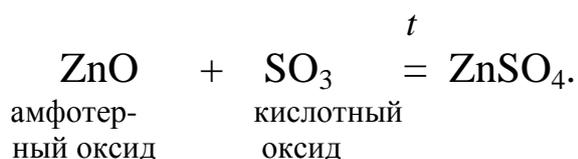
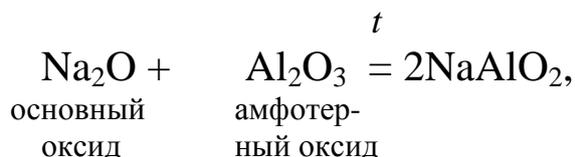
4. Взаимодействие неметаллов со щелочами (см. п. 3.3. Свойства оснований, 3).

5. Вытеснение активными неметаллами менее активных неметаллов из солей:

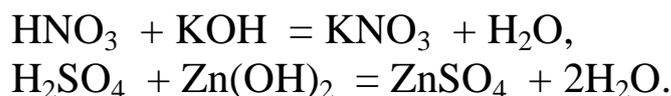


В этом случае более электроотрицательный неметалл (хлор) вытесняет менее электроотрицательный (бром).

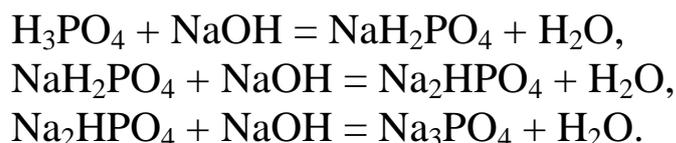
6. Взаимодействие двух оксидов:



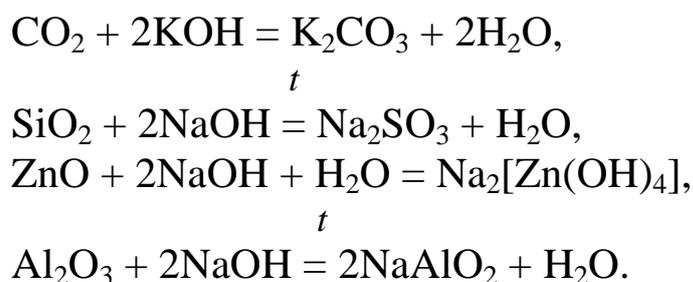
7. Нейтрализация кислоты основанием (или амфотерным гидроксидом):



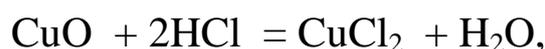
В случае многоосновных кислот (или многокислотных оснований) возможно образование кислых (или основных) солей, в зависимости от относительных количеств кислоты или основания, вступивших в реакцию:

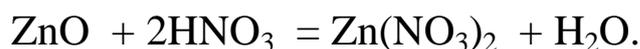


8. Растворение или сплавлением кислотного или амфотерного оксида с основанием:



9. Как результат реакции основного или амфотерного оксида с кислотой:

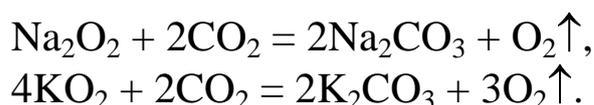




При этом необходимо учитывать возможность окисления катиона, образующего оксид, до более высокой степени окисления:

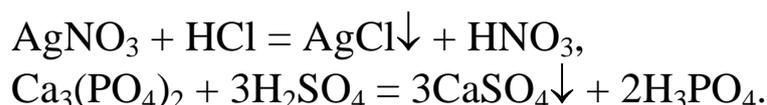


10. Взаимодействие пероксидов, надпероксидов и озонидов с кислотными оксидами:



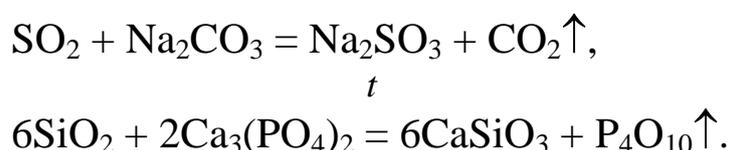
Эти реакции лежат в основе регенерации воздуха в замкнутых пространствах (подводные лодки, космические корабли, изолирующие противогазы).

11. Осаждение нерастворимых в воде солей с образованием растворов кислот:

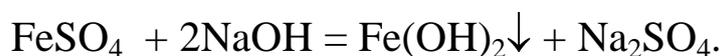


Полученная соль не должна растворяться в образовавшейся кислоте.

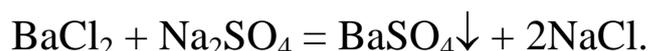
12. Взаимодействие кислотного оксида с солью:



13. Осаждение нерастворимых гидроксидов растворами щелочей из солей:



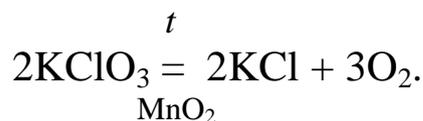
14. Как результат реакции обмена между солями с образованием одной нерастворимой соли:



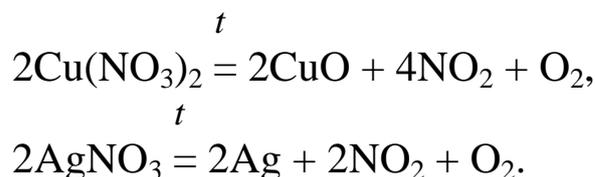
15. Термическое разложение солей.

Степень разложения солей определяется отношением заряда катиона (n^+) к его радиусу (r). Чем больше это отношение, тем "глубже" степень разложения:

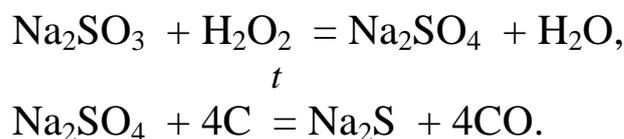




В некоторых случаях определяющую роль в разложении соли играет и заполненный 18-электронный подуровень катиона металла.



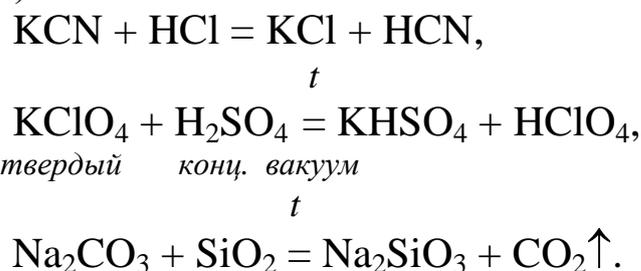
16. Окисление или восстановление кислотообразующего элемента, входящего в состав аниона соли:



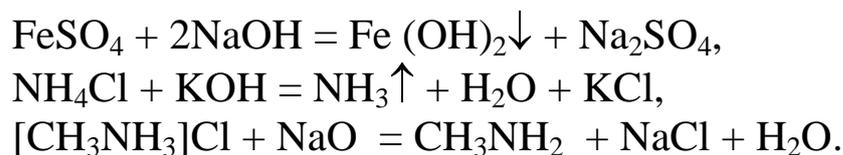
3. Химические свойства солей

Соли могут взаимодействовать:

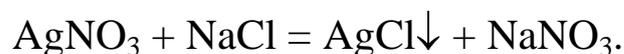
1. С кислотами или кислотными оксидами (сильная или малолетучая кислота вытесняет слабую или более летучую, неустойчивую кислоту из соли):



2. С основаниями (сильное или менее летучее основание вытесняет слабое или более летучее основание из солей):



3. С солями:

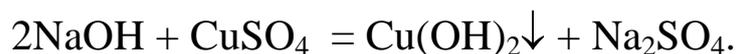
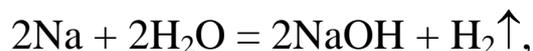


При составлении уравнений реакций обмена между электролитами, необходимо учитывать условия протекания реакций до конца и пользоваться таблицей растворимости оснований, кислот и солей.

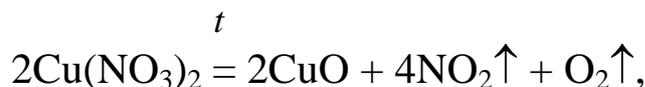
4. С металлами, стоящими в электрохимическом ряду напряжений до металла, катион которого входит в состав соли (см. "получение солей" п.3):



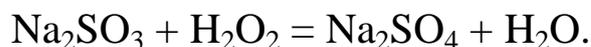
При составлении уравнений подобных реакций не следует использовать металлы, стоящие в электрохимическом ряду напряжений до магния, так как эти металлы, прежде всего, будут взаимодействовать с водой, в результате чего образуется гидроксид, который и будет реагировать с солью, например, раствор $\text{CuSO}_4 + \text{Na}$:



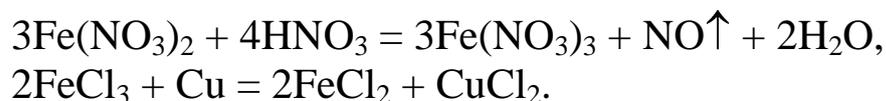
5. Соли кислородсодержащих кислот разлагаются при нагревании:



6. Если кислотообразующий элемент может находиться в нескольких степенях окисления, то, используя подходящий окислитель или восстановитель, можно перейти от соли одной кислоты к соли другой кислоты, в которой кислотообразующий элемент находится в другой степени окисления.



Аналогично, если металл, входящий в состав соли может проявлять различные степени окисления, то можно перейти от одной соли к другой, в которой металл находится в иной степени окисления:



КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ И ЗАДАЧИ

1. Основные классы неорганических соединений. Их определение. Что лежит в основе приведенной в литературе классификации?

2. Определение степени окисления. В чем отличие этого понятия от понятия "валентность"? Правила определения степени окисления элементов в соединениях.

3. Правила построения названия:

а) бинарных соединений;

б) кислородсодержащих кислот (поликислот, кислот с разным содержанием воды);

в) кислородсодержащих солей (кислых, основных, средних, смешанных и двойных).

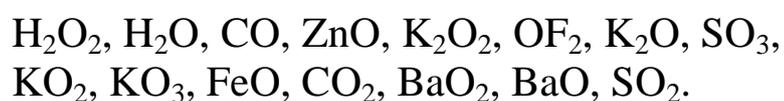
4. Дать систематические названия следующих соединений, определить их класс: LiH , HClO , NaClO , KClO_4 , Na_2FeO_4 , H_2SO_4 , K_2NaPO_4 , H_5IO_6 , $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$, Pb_2PbO_4 , AlCl_2NO_3 , CaC_2 , $\text{Sr}(\text{H}_2\text{AsO}_4)_2$, Hg_2Cl_2 .

5. Написать простейшие формулы метафосфата висмута (III), арсенида бария, гексафторида серы, ортофосфата магния – аммония, дигидрофосфата натрия, дисульфида аммония.

6. Написать формулы и дать названия всех солей, которые теоретически можно получить на основе гидроксида железа (III) и ортомышьяковой кислоты.

7. Каждое химическое вещество характеризуется многими физико-химическими свойствами: составом, молярной массой, температурами плавления и кипения, плотностью, цветом, химическими реакциями с другими веществами и т.д. Почему критерием для химической классификации является именно состав, а не какое-либо другое свойство вещества?

8. Химический состав отражает качественный и количественный признаки. Сравните следующие формулы:



Укажите вещества, для которых одинаков состав: а) качественный, б) количественный. Относятся ли к одному классу (с химической точки зрения) соединения, в формулах которых имеется один кислород? Дайте мотивированный ответ.

9. Каждый химический элемент имеет латинское и русское наименования, корни которых не всегда совпадают. Ниже даны латинские наименования некоторых элементов, укажите русские наименования этих элементов:

аурум	купрум	нитрогениум	силициум
борум	магнезиум	оксигениум	станнум
бромум	манганум	плюмбум	феррум.

10. Систематические названия многоэлементных анионов обязательно заканчиваются корнем наименования элемента, являющегося центральным атомом аниона, с добавлением суффикса **-ат**. Например, BrO_3^- – триоксобромат (центральный атом – бром Br). Приведите русские наименования и символы элементов - центральных атомов в следующих анионах:

дицианоаргентат	диоксонитрат
триоксосиликат	тетрахлороферрат
тетрабромомеркурат	тригидроксостаннат
гексафтороникколат	диоксостибиат
третиокарбонат	пентацианоаурат.

11. Рассмотрите названия следующих пар веществ:

гидрид лития	и	бромид водорода
дифосфид тримагния	и	пентахлорид фосфора
трифторид азота	и	нитрид триброма
дисульфид углерода	и	диоксид серы.

По какой причине наименование одного и того же элемента в каждой паре входит в название электроотрицательной и электроположительной составляющих?

12. Для некоторых веществ вместо систематических названий применяются специальные названия, например, специальное название тригидрида мышьяка AsH_3 – *арсин*. Составьте формулы и приведите специальные названия следующих веществ:

иодид водорода	гексагидрид дибора
тетрагидрид дикремния	цианид водорода
нитрид триводорода	оксид диводорода
сульфид диводорода	хлорид водорода.

Почему применение специальных названий для этих веществ является предпочтительным?

13. Определите степени окисления первых элементов в формулах соединений: MoI_3 , Mn_2O_3 , Mn_2O_7 , Fe_2O_3 , $\text{Mn}(\text{OH})_2$, CrBr_2 , Cu_2S , Cu_2O , CuS , CrF_6 , PtS , PtS_2 , $\text{Cr}(\text{OH})_3$, Bi_2S_3 , V_2O_3 , V_2O_5 , $\text{Ni}(\text{OH})_2$.

Составьте названия этих соединений, используя указания на степень окисления.

14. Для распространенных кислотных гидроксидов и их анионов помимо систематических названий часто применяются традиционные, например, традиционные названия триоксонитрата (V) водорода HNO_3 и аниона NO_3^- – *азотная кислота* и *нитрат-ион*. Составьте формулы и приведите традиционные названия следующих веществ и их анионов:

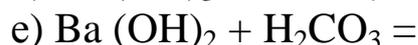
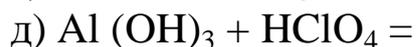
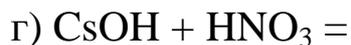
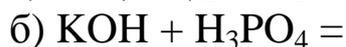
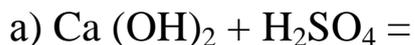
тетраоксоманганат (VII) водорода	тетраоксофосфат (V) водорода
тетраоксосульфат (IV) водорода	триоксофосфат (V) водорода
триоксокарбонат (IV) водорода	тетраоксохлорат (VII) водорода
гептаоксодихромат (VI) водорода	диоксонитрат (III) водорода.

Почему использование традиционных названий является предпочтительным?

15. Напишите формулы ангидридов указанных кислот: H_2SO_4 ; H_3BO_3 ; $\text{H}_4\text{H}_2\text{O}_7$; HOCl ; HMnO_4 .

16. Напишите формулы оксидов, соответствующих указанным гидроксидам: H_2SiO_3 , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, H_3AsO_4 , H_2WO_4 , $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

17. Можно ли утверждать, что при взаимодействии указанных ниже оснований и кислот в каждой реакции получится только одна соль:



Ваш ответ подтвердите уравнениями реакций.

18. Возможен ли перевод всех средних солей (см. вопр. 17) в кислые и основные соли? Дайте обоснованный ответ.

19. Возможен ли перевод всех кислых и основных солей (см. вопр. 17) в средние соли? Если ваш ответ утвердительный, составьте уравнения соответствующих реакций.

20. В реакциях (см. вопр. 17) возможна замена кислоты или основания на соответствующий оксид. Проведите эти замены и составьте уравнения реакций.

21. Известно, что в каждой паре кислотный оксид – кислота степень окисления кислотообразующего элемента одна и та же. Составьте соответствующие пары из следующих наборов оксидов и кислот:



б) $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, HPO_3 , H_3AsO_3 , $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$, H_2SO_4 , HNO_3 , HClO_4 , HAsO_2 , H_2CrO_4 , HIO_3 , H_3PO_4 , HMnO_4 , H_3AsO_4 , HClO , $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$.

22. Согласно одному из принятых определений, амфотерность гидроксидов – их способность вступать в реакции с типичными кислотами и основаниями. Составьте соответствующие уравнения реакций с участием $\text{Al}(\text{OH})_3$ и $\text{Zn}(\text{OH})_2$.

23. Укажите, как изменяется кислотно-основный характер оксидов в следующих рядах:

а) CrO , Cr_2O_3 , CrO_3 ,

б) Mn_2O_7 , MnO_2 , Mn_2O_3 , MnO .

В чем это проявляется?

24. Имеется следующий набор веществ: гидроксид калия, алюминий, серная кислота, вода, диоксид углерода, оксид меди (II), сероводород. Руководствуясь справочником, установить, какие соли можно получить при взаимодействии веществ из данного набора.

25. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить указанные превращения:

$\text{Ba} \longrightarrow \text{BaO} \longrightarrow \text{BaCl}_2 \longrightarrow \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 \longrightarrow \text{BaSO}_4$,

$\text{Mg} \longrightarrow \text{MgSO}_4 \longrightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2 \longrightarrow \text{MgO} \longrightarrow \text{MgCl}_2$.

26. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

$\text{Zn} \longrightarrow \text{K}_2\text{ZnO}_2$;

$\text{S} \longrightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$,

$\text{NH}_3 \longrightarrow \text{HNO}_3$;

$\text{Cu} \longrightarrow \text{CuS}$.

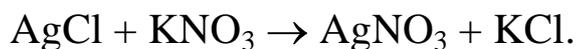
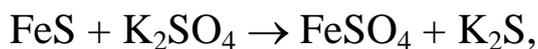
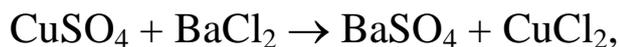
27. Какие из указанных газов вступают в химическое взаимодействие с раствором щелочи: HCl , H_2S , NO_2 , N_2 , Cl_2 , CH_4 , SO_2 , NH_3 ? Напишите уравнения соответствующих реакций.

28. Какие соли можно получить, имея в своем распоряжении CuSO_4 , AgNO_3 , K_3PO_4 , BaCl_2 ? Напишите уравнения реакций и названия полученных солей.

29. Назовите следующие соединения: K_2O_2 , MnO_2 , BaO_2 , MnO , CrO_3 , V_2O_5 , Al_2Br_6 , Cl_2O_7 , Hg_2I_2 , Cr_3C_2 .

30. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно доказать амфотерный характер соединений: ZnO , Al_2O_3 , $\text{Sn}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$.

31. Можно ли осуществить в растворах указанные ниже реакции:



Дайте мотивированный ответ.

32. Можно ли получить раствор, содержащий одновременно: а) Ва (ОН)₂ и НСl; б) СаСl₂ и Na₂СО₃; в) NaСl и AgNO₃; г) КСl и NaNO₃? Укажите, какие комбинации невозможны, и почему.

33. Какие из перечисленных кислот образуют кислые соли: HI, H₂Se, H₂SO₃, H₂C₂O₄, CH₃COOH?

34. Какие кислоты могут быть получены непосредственным взаимодействием с водой оксидов: P₂O₅, CO₂, N₂O₅, NO₂, SO₂?

35. С какими из перечисленных ниже веществ будет реагировать соляная кислота: N₂O₅, Zn (OH)₂, СаО, AgNO₃, H₃PO₄, H₂SO₄. Составьте уравнения реакций.

36. Какие из указанных веществ реагируют с гидроксидом натрия: HNO₃, СаО, CO₂, CuSO₄, Cd (OH)₂, P₂O₅? Составьте уравнения реакций.

37. Напишите уравнения реакций, свидетельствующих об основных свойствах FeO, Cs₂O, HgO, Bi₂O₃.

38. Напишите уравнения реакций, доказывающих кислотный характер SeO₂, SO₃, Mn₂O₇, P₂O₅, CrO₃.

39. Составьте уравнения реакций получения хлорида магния: а) действием кислоты на металл; б) действием кислоты на основание; в) действием соли на соль.

40. Составьте уравнения реакций между кислотами и основаниями, приводящих к образованию солей: NaNO₃, NaHSO₄, Na₂HPO₃, K₂S, Fe₂ (SO₄)₃.

41. Какие вещества могут быть получены при взаимодействии кислоты с солью? Кислоты с основанием? Соли с солью? Приведите примеры реакций.

42. Составьте формулы нормальных и кислых солей калия и кальция, образованных: а) угольной кислотой; б) мышьяковистой кислотой.

43. Дайте названия солей: SbONO₃, [Fe (OH)₂]₂CrO₄, (AlOH)SO₄, Cd (HS)₂, Са (H₂PO₄)₂

44. При взаимодействии каких веществ можно получить дигидроортоантимонат натрия, метахромит натрия, гидроортоарсенат калия, сульфат гидроксиалюминия? Составьте уравнения реакций.

45. Напишите уравнения реакций образования $Mg_2P_2O_7$, $Ca_3(PO_4)_2$, $Mg(ClO_4)_2$, $Ba(NO_3)_2$ в результате взаимодействия: а) основного и кислотного оксидов; б) основания и кислотного оксида; в) основного оксида и кислоты; г) основания и кислоты.

46. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно получить в лаборатории следующие вещества: а) хлороводород; б) сульфид свинца; в) сульфат бария; г) ортофосфат серебра; д) гидроксид железа (III); е) нитрат меди (II).

47. Назовите соли: а) $Zn(NO_3)_2$; б) NaH_2SbO_4 ; в) $K_2H_2P_2O_7$; г) $Al(OH)_2NO_3$; д) $CaCrO_4$; е) K_3AsO_4 ; ж) $Na_2Cr_2O_7$; з) $Ba(HSO_3)_2$; и) $CrOH_2SO_4$; к) $(CuOH)_2CO_3$; л) $NaHS$.

48. Составьте формулы следующих соединений: силицид дикальция, фторид дисеребра, нитрид триброма, пероксид кальция, цианат водорода, арсенат аммония, хлорит бария, дигидроксид-сульфат кобальта (II), диоксид триуглерода, дифосфат цинка (II), ортофосфат аммония-кальция.

Вопросы для самоконтроля

49. Какие из указанных гидроксидов могут образовать основные соли: а) $Cu(OH)_2$; б) $Ca(OH)_2$; в) $LiOH$; г) $Al(OH)_3$; д) KOH ?

50. Ангидридом какой кислоты является P_2O_5 : а) фосфористой; б) дифосфорной; в) ортофосфорной?

51. Ангидридом какой кислоты можно считать Cl_2O_7 : а) хлорной; б) хлорноватой; в) хлорноватистой?

52. Какие из приведенных соединений относятся к пероксидам: а) NO_2 ; б) K_2O_2 ; в) BaO_2 ; г) MnO_2 ?

53. Какая формула соответствует марганцевистой кислоте: а) $HMnO_4$; б) H_4MnO_4 ; в) H_2MnO_4 ?

54. Какая из формул соответствует хлорату бария: а) $BaCl_2$; б) $Ba(OCl)_2$; в) $Ba(ClO_3)_2$; г) $Ba(ClO_2)_2$?

55. Какое название соответствует соли $(CuOH)_2CO_3$: а) гидрокарбонат меди; б) карбонат гидроксомеди (II); в) карбонат дигидроксомеди (II)?

56. Какая соль образуется при взаимодействии 1 моля гидроксида цинка и 2 молей ортофосфорной кислоты: а) ортофосфат цинка; б)

дигидроортофосфат цинка; в) ортофосфат гидроксоцинка; г) гидроортофосфат цинка?

57. Какое взаимодействие приведет к получению нормальной соли из хлорида гидроксомагния: а) $\text{MgOHCl} + \text{NaOH}$; б) $\text{MgOHClO}_3 + \text{NaOH}$; в) $\text{MgOHClO}_3 + \text{HCl}$? г) $\text{MgOHCl} + \text{HCl}$?

ЧАСТЬ II. ФУНДАМЕНТАЛЬНЫЕ ЗАКОНЫ, ТЕОРИИ И ПОНЯТИЯ ХИМИИ

Химия – это наука, изучающая состав, строение, свойства веществ и превращения одних веществ в другие. Исторически при изучении химических превращений были сформулированы основные законы и понятия химии. К основополагающим обобщениям в химии относятся атомно-молекулярная теория, закон сохранения массы и энергии, периодический закон элементов, стехиометрические законы и теория химического строения вещества.

1. АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНАЯ ТЕОРИЯ

Атомно-молекулярные представления в химии впервые предложены великим русским учёным М.В.Ломоносовым, он по праву считается родоначальником научной химии. Основные положения его учения изложены в работе «Элементы математической химии» (1741г.) и ряде других.

М. В. Ломоносов чётко различал две ступени в строении вещества: элементы (в нашем понимании – атомы) и корпускулы (молекулы). В основе атомно-молекулярного учения лежит принцип дискретности (прерывности строения) вещества: всякое вещество не является чем-то сплошным, а состоит из отдельных частиц. Наименьшей частицей вещества, обладающей всеми его химическими свойствами, является молекула. В твёрдом (кристаллическом) состоянии из молекул построены только вещества, имеющие молекулярную структуру, например, органические вещества, большинство неметаллов. Большая часть неорганических веществ (различные соли, оксиды, сульфиды, алмаз, графит, металлы и пр.) состоит из атомов (атомная решётка кристалла) или ионов (ионная структура). В этих веществах носителем химических свойств является комбинация элементарных частиц (ионы или атомы), кристалл представляет собой гигантскую молекулу.

В состав молекулы входят атомы. Атом – мельчайшая, далее химически неделимая составная часть молекулы. Атомы химических элементов соединяются друг с другом в различных соотношениях, давая молекулы новых веществ, следовательно, число возможных веществ безгранично, несмотря на то, что известных химических элементов 109.

2. ЗАКОН СОХРАНЕНИЯ МАССЫ И ЭНЕРГИИ

В 1748 г. М. В. Ломоносов высказал теоретически, а затем в 1756г. экспериментально обосновал закон сохранения массы веществ, который в настоящее время формулируется так: масса веществ, вступающих в химическую реакцию, равна массе веществ, образующихся в результате реакции.

Позже французский химик Лавуазье, изучив некоторые реакции окисления металлов, пришёл к тем же выводам, что и Ломоносов, и независимо от него сформулировал этот закон в 1789 г.

С точки зрения атомно-молекулярного учения суть закона сохранения массы веществ заключается в том, что при химических реакциях атомы не исчезают и не возникают из ничего – их количество остаётся неизменным до и после реакции. Поскольку атомы имеют постоянную массу и их количество в результате реакции не изменяется, то масса веществ до и после реакции остаётся постоянной.

Превращения веществ почти всегда сопровождаются поглощением или выделением энергии. При этом изменяются массы ядер элементов, следовательно, можно сказать, что в природе проявляется один общий закон – закон сохранения массы и энергии.

В 1905г. А Эйнштейн предложил формулу:

$$E = mc^2,$$

где E – энергия;

m – масса;

c – скорость света в вакууме (коэффициент пропорциональности), равная $3 \cdot 10^8$ м/сек.

Современная формулировка закона сохранения массы и энергии такова: в изолированной системе сумма масс и энергий постоянна.

Часто неправильно интерпретируют закон взаимосвязи массы и энергии, утверждая, что масса превращается в энергию. Масса является свойством материи, мерой её инерции так же, как и энергия – мера её движения. И поэтому масса и энергия неотделимы от материи, но они не эквивалентны и не превращаются друг в друга.

Итак, закон сохранения массы веществ и энергии – это две стороны единого закона природы: вечность материи и её движений.

3. ТЕОРИЯ ХИМИЧЕСКОГО СТРОЕНИЯ

Бутлеров впервые сформулировал основное положение своей теории химического строения так: химическая натура сложной частицы определяется натурой элементарных частиц, количеством их и химическим строением, т.е. свойства молекулы определяются природой составляющих её атомов, их количеством и химическим строением молекулы.

Первоначально теория химического строения относилась к химическим соединениям, имеющим молекулярную структуру, и считалась теорией строения органических соединений. Между тем, сам Бутлеров называл созданную им теорию химического строения (1861г.) общехимической теорией и для её обоснования пользовался примерами как органических, так и неорганических молекул.

Важнейшие свойства твёрдых неорганических веществ также зависят от их химического строения. Само понятие химического строения применимо не только к молекулам, но и веществам, не имеющим молекулярной структуры. Более широкое понятие химического строения включает в себя кристаллическую структуру и внутреннее строение молекул вещества.

Есть все основания считать теорию Бутлерова фундаментальной общехимической теорией строения химических соединений, выражающей зависимость их свойств от химического строения. Эта теория – продолжение и развитие атомно-молекулярной теории, являющейся основой всей химии.

4. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН

Важнейшая задача химии заключается в изучении свойств элементов, в выявлении общих закономерностей их химического взаимодействия. Самое крупное научное обобщение в решении этой проблемы сделал Д.И. Менделеев, открывший в 1861г. Периодический закон и табличное его выражение – Периодическую систему элементов. Вследствие этого величайшего открытия стало возможным химическое предвидение, предсказание свойств новых химических элементов и соединений.

Периодическая система Менделеева является естественной систематикой атомов химических элементов. Учение о строении атомов вскрыло физический смысл Периодического закона.

Оказалось, что периодичность изменения свойств элементов и их соединений зависит от повторяющейся сходной структуры электронной оболочки их атомов. Химические и некоторые физические свойства являются функцией строения электронной оболочки, особенно её наружных слоёв.

Периодический закон и Периодическая система непрерывно развиваются и уточняются. Доказательством этому служит современная формулировка Периодического закона: свойства элементов, а также формы и свойства их соединений находятся в периодической зависимости от величины заряда ядра их атомов. Таким образом, положительный заряд ядра (а не атомный вес по Менделееву) оказался более точным аргументом, от которого зависят свойства элементов и их соединений.

5. ПРОСТЫЕ И СЛОЖНЫЕ ВЕЩЕСТВА. СИМВОЛЫ И ОБОЗНАЧЕНИЯ

Одним из первых химиков, указавших на необходимость разделения веществ на простые и сложные, был Д.И. Менделеев. Простое (элементарное) вещество содержит атомы только одного элемента.

Химический элемент – это определённый вид атомов, имеющих одинаковый заряд ядра. Например, углерод может существовать в виде графита, алмаза. Это простые вещества, состоящие только из атомов одного элемента – углерода, т.е. химический элемент может существовать в виде нескольких простых веществ. Такое явление называется аллотропией. Другой пример, белый и красный фосфор – аллотропические модификации, каждая из которых простое вещество, состоящее из одного и того же химического элемента – фосфора.

Сложные вещества содержат атомы более одного элемента в своём составе.

В химии элементы обозначают символами, состоящими из первых букв латинских названий. Водород – H (Hydrogenium), железо – Fe (Ferrum) и т.д. Символ означает название элемента, атома. Массовое число, атомный номер, количество атомов и ионный заряд элементов указывают посредством четырёх индексов вокруг символа:

левый верхний индекс – атомная масса,
левый нижний индекс – атомный номер,
правый нижний индекс – количество атомов,
правый верхний индекс – ионный заряд.

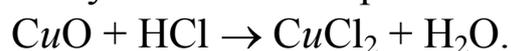
Ионный заряд нужно указывать так: A^{n+} , а не A^{+n} . Например: ${}_{16}^{32}\text{S}_2^{2+}$ – это ионизированная молекула с положительным зарядом 2, состоящая из двух атомов серы, каждый из которых имеет атомный номер 16 и атомную массу 32.

Состав молекул сложных веществ изображают химическими формулами. Например, формула H_2SO_4 показывает, что: 1) это серная кислота – название вещества; 2) 1 молекула её; 3) 1 моль серной кислоты; 4) серная кислота состоит из трёх элементов – водорода, серы и кислорода; 5) в 1 моле серной кислоты содержится 2 моля атомов водорода, 1 моль атомов серы и 4 моля атомов кислорода; 6) относительная молекулярная масса равна 98 т.е. $2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 98$.

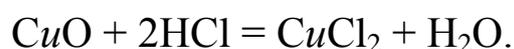
Формулами обозначают и молекулы простых веществ, если известно, из скольких атомов состоит молекула. Например, H_2 , O_2 , F_2 .

Однако если простое вещество имеет атомную или металлическую структуру или неизвестен атомный состав молекулы, то его обозначают химическим знаком элемента. Например, He , Si , Al .

Химические уравнения представляют также посредством химических формул и химических знаков. Каждое уравнение состоит из двух частей, соединённых знаком равенства. В левой части пишут формулы веществ, вступивших в реакцию, в правой – формулы веществ, образующихся в результате реакции. Например, взаимодействие оксида меди (II) с соляной кислотой. Составляем схему реакции, в которой стрелкой указывают направление реакции:



Чтобы число атомов меди, кислорода, водорода и хлора было одинаковым в левой и правой частях уравнения, надо перед HCl поставить коэффициент 2:



Полученное уравнение удовлетворяет закону сохранения массы веществ.

6. ОТНОСИТЕЛЬНЫЕ АТОМНЫЕ И МОЛЕКУЛЯРНЫЕ МАССЫ. КОЛИЧЕСТВО ВЕЩЕСТВА (МОЛЬ)

Масса атома водорода составляет $1,674 \cdot 10^{-27}$ кг, кислорода – $2,667 \cdot 10^{-26}$ кг, углерода – $1,993 \cdot 10^{-26}$ кг.

Для удобства в химии применяют не абсолютные значения атомных масс, а относительные величины. За единицу относительных атомных масс с 1961г. принята атомная единица массы (сокращённо а.е.м.), представляющая собой 1/12 часть массы атома углерода, т.е. изотопа углерода ^{12}C .

Относительной атомной массой элемента называется масса его атома, выраженная в атомных единицах массы (обозначается A_r , индекс r – начальная буква английского слова relative – относительный).

Относительная атомная масса (или просто атомная масса) элемента показывает, во сколько раз масса атома данного элемента больше 1/12 массы углерода – 12. Например,

$$A_r(\text{H}) = \frac{1,674 \cdot 10^{-27} \text{ кг}}{1/12 \cdot 1,993 \cdot 10^{-26} \text{ кг}} = 1,0079 \text{ или округленно } 1,$$

$$A_r(\text{O}) = \frac{2,667 \cdot 10^{-26} \text{ кг}}{1/12 \cdot 1,993 \cdot 10^{-26} \text{ кг}} = 15,9994 \text{ или округленно } 16.$$

Значения A_r приведены в периодической системе элементов Д. И. Менделеева.

Введем понятие относительной молекулярной массы. Относительные молекулярные массы так же, как и атомные, выражают в атомных единицах массы (а.е.м.).

Относительной молекулярной массой (или просто молекулярной массой) M_r вещества называется масса его молекулы, выраженная в атомных единицах массы.

Молекулярная масса численно равна сумме относительных атомных масс всех элементов, входящих в состав молекулы вещества. Например, $M_r(\text{H}_2\text{O})$ будет слагаться из атомных масс водорода и кислорода:

$$\begin{array}{r} 2A_r(\text{H}) = 2 \cdot 1,00799 = 2,01594, \\ 2A_r(\text{O}) = 1 \cdot 15,9994 = 15,0154. \\ \hline M_r(\text{H}_2\text{O}) \qquad \qquad = 18,01534 \end{array}$$

Значит, молекулярная масса воды равна 18,01534 или округленно – 18. Наряду с массой и объемом в химических расчетах часто используют количество вещества, пропорциональное числу содержащихся в веществе структурных единиц (элементарных частиц). При этом в каждом случае указывают, какие именно структурные единицы (молекулы, атомы, ионы и т. д.) имеются в виду. В международ-

ной системе единиц (СИ) за единицу количества вещества принят моль. Эта единица измерения входит в число семи основных физических величин СИ.

Моль – это количество вещества, содержащее столько молекул, атомов, ионов, электронов или других структурных единиц, сколько атомов в 0,012 кг изотопа углерода ^{12}C .

Например, для водорода следует различать:

моль молекул H_2 ,
моль атомов H ,
моль ионов H^+ .

Зная массу атомов углерода ^{12}C ($1,993 \cdot 10^{-26}$ кг), можно вычислить число атомов N_A в 0,012 кг углерода:

$$N_A = \frac{0,012 \text{ кг} / \text{моль}}{1,993 \cdot 10^{-26} \text{ кг}} = 6,02 \cdot 10^{23}.$$

Число частиц в моле любого вещества одно и то же. Оно равно $6,02 \cdot 10^{23}$ и называется постоянной Авогадро (обозначается N_A). Очевидно, в 2 молях углерода содержится $2N_A = 2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$ атомов, в 3 молях – $3N_A$ атомов и т. д.

Масса вещества, взятого в количестве 1 моля, называется молярной (мольной) массой. Ее выражают в кг/моль или г/моль и обозначают M .

Молярная масса вещества в г/моль численно равна его относительной молекулярной (атомной) массе. Например, относительная молекулярная масса O_2 и H_2O соответственно равны 32 и 18, а их молярная масса составят 32 и 18 г/моль.

Для углерода C и железа Fe относительные атомные массы A_r соответственно равны 12 и 56, а их молярные массы M_r – 12 и 56 г/моль.

Рассмотрим водород:

Атомарный водород H

Атомная масса $A_r(\text{H}) = 1,0079$.

1 моль атома водорода H содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ атомов H [$N_A(\text{H})$].

Мольная масса атомов (атомарного водорода) $M(\text{H}) = 1,0079$ г/моль.

Молекулярный водород H_2

Молекулярная масса

$M_r(\text{H}_2) = 2,0158$.

1 моль молекул водорода H_2 (2 моля атомов H) содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул H_2 [$N_A(\text{H}_2)$].

Мольная масса молекул (молекулярного водорода) $M(\text{H}_2) = 2,0158$ г/моль.

7. ВАЛЕНТНОСТЬ, СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ, КООРДИНАЦИОННОЕ ЧИСЛО

Валентность химического элемента – это его способность к образованию химических связей. Она определяется электронной конфигурацией атомов элементов и в первом приближении количественной мерой валентности может служить число неспаренных электронов. Например, кислород (электронная формула атома $O 1S^2 2S^2 2P^4$) имеет на $2p$ – атомных орбиталях 2 неспаренных электрона и является 2-валентным. Азот (электронная формула $N 1S^2 2S^2 2P^3$) является 3-валентным. Соответственно эти элементы образуют соединения H_2O и NH_3 . Однако в ряде случаев электронная конфигурация свободного атома может изменяться, когда выделение энергии при образовании химической связи компенсирует затраты энергии на переход атома в возбуждённое состояние. Так, основное состояние углерода $2S^2 2P^2$, т.е. валентность по числу неспаренных электронов равна двум. Действительно, углерод даёт соединение CO . Известно большое число органических соединений, например, метан – CH_4 , где формально валентность должна равняться четырём. Образование метана можно представить следующим образом: углерод предварительно переходит в возбуждённое состояние с электронной конфигурацией $2S^1 2P^3$, тогда проявляемая углеродом валентность, равная четырём, становится понятной.

Первоначально валентность была определена как число атомов водорода, которое может замещать или присоединять атом данного элемента. Например, в соединениях HCl , HF , NaH хлор, фтор, натрий одновалентны; в N_2O_3 , H_2S , CaH_2 кислород, сера, кальций двухвалентны; в NH_3 , PH_3 , AsH_3 азот, фосфор, мышьяк трёхвалентны; в CH_4 углерод четырёхвалентен.

Валентность элемента можно определить и по отношению к другим элементам, валентность которых известна. Например, если известно, что хлор одновалентен, то в соединениях $NaCl$, $CaCl_2$, $FeCl_3$, CCl_4 , PCl_3 натрий одновалентен, кальций двухвалентен, железо трёхвалентно, углерод четырёхвалентен, фосфор пятивалентен. Валентность выше 8 не обнаружена.

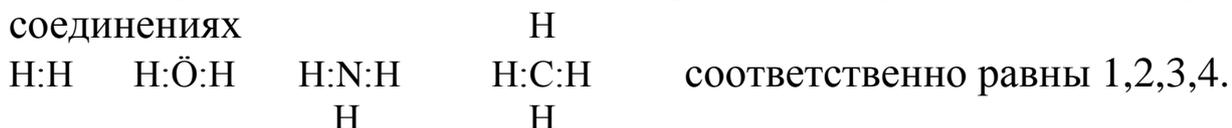
Электроны, участвующие в образовании химических связей между атомами, называются валентными. Эти электроны наиболее слабо связаны с ядром. У химических элементов общее число валентных электронов в атоме, как правило, равно номеру группы периодиче-

ской системы элементов Д.И.Менделеева. Так, атом серы (элемент VI группы) содержит всего 16 электронов, из них валентных 6. К валентным относятся прежде всего электроны внешних незаполненных уровней. Однако валентными могут быть и электроны второго снаружи уровня (например, у d-элементов), а также электроны третьего снаружи уровня (например, у f-элементов).

Современные представления о природе химической связи по своему существу являются теорией валентности. Применительно к соединениям с определённым типом химической связи, классам различных химических соединений существуют частные определения валентности: ковалентность, электрвалентность, степень окисления, координационное число.

Ковалентность. Для соединений с ковалентной связью понятие валентности (ковалентности) определяется как способность атома к образованию ковалентных химических связей за счёт обобществления (по одному от каждого атома) электронов в электронные пары. Ковалентность равна числу неспаренных электронов в атоме, участвующем в образовании связей. Максимальная ковалентность атома определяется числом валентных атомных орбиталей и связана с положением элемента не в группе, а в периоде таблицы Д.И.Менделеева.

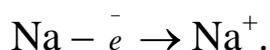
Например, ковалентность водорода, кислорода, азота, углерода в соединениях



Электрвалентность. Ионная связь, возникающая за счёт перехода электронов от атома к атому, приводит к понятию электрвалентности (гетероковалентности).

Электрвалентность определяется числом оттянутых или притянутых электронов. Она может быть положительной и отрицательной и численно равна величине заряда иона (Na^+Cl^- , $\text{Ca}^{2+}\text{F}_2^-$).

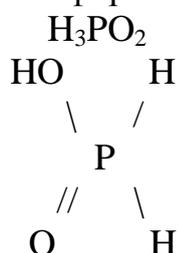
Электроположительная валентность свойственна атомам металлов (восстановителей), отдающих электроны:



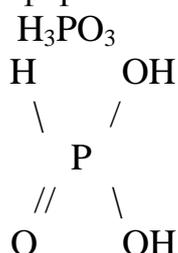
Электроотрицательная валентность свойственна атомам окислителей, принимающих электроны: $\text{Cl} + e^- \rightarrow \text{Cl}^-$.

С точки зрения количественных характеристик, способности атома элемента к взаимодействию с другими атомами или группами атомов принято использовать термины: степень окисления и координационное число. **Степень окисления** – понятие, аналогичное валентности при её определении, по числу присоединённых атомов водорода. Использование нового понятия потребовалось, когда химики встретились с неоднозначностью в определении количественной характеристики способности атомов элементов образовывать химические соединения. Эта ситуация появилась с развитием представлений о химической связи и строении соединений. Например, пятивалентный фосфор даёт кислоты:

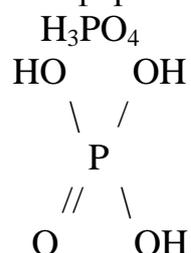
Фосфорноватистая



Фосфористая



Фосфорная



У этих кислот имеются индивидуальные свойства, однако везде фосфор – пятивалентен (по числу связей в структурной формуле).

Таким образом, степень окисления – понятие формальное. Это условный заряд атома в соединении, вычисленный исходя из предположения, что вещество состоит только из ионов. Можно сказать и иначе: степень окисления – электрический заряд, который возник бы на атоме, если бы электронные пары, которыми он связан с другими атомами в соединении, были смещены к более электроотрицательным атомам, а электронные пары, принадлежащие одинаковым атомам, были между ними поделены.

Следовательно, степень окисления выражает величину электрического заряда (в единицах заряда электрона) и основывается на предположении о принадлежности электронов каждой связи в молекуле или ионе более электроотрицательным атомам.

Степень окисления фосфора X_p в вышеприведённых кислотах при степени окисления кислорода -2 , водорода $+1$ и электроотрицательности всей молекулы соответственно определяется:

$$\begin{array}{ll} \text{H}_3\text{PO}_2 \quad 3(+1) + 2(-2) + X_p = 0, & X_p = +1 \\ \text{H}_3\text{PO}_3 \quad 3(+1) + 3(-2) + X_p = 0, & X_p = +3 \\ \text{H}_3\text{PO}_4 \quad 3(+1) + 4(-2) + X_p = 0, & X_p = +5. \end{array}$$

Таким образом, валентность фосфора в кислотах одинакова: пять, а степень окисления разная: 1, 3 и 5.

У степени окисления может быть отрицательное, положительное или нулевое значение, которое обычно ставится над символом элемента сверху. Например, Na_2O , NH_3 , CO_2 , Cl_2 .

Отрицательное значение степени окисления имеют те атомы, которые притянули электроны от других атомов, т.е. в их сторону смещено связующее электронное облако.

Положительное значение степени окисления имеют атомы, отдающие свои электроны другим атомам, т.е. связующее электронное облако оттянуто от них.

Нулевое значение степени окисления имеют атомы простых веществ, например, водорода, хлора, азота (H_2 , Cl_2 , N_2), так как в этом случае связующее электронное облако в равной мере принадлежит обоим атомам. Если вещество находится в атомарном состоянии, то степень окисления атома также равна нулю ($\overset{0}{\text{Zn}}$, $\overset{0}{\text{C}}$, $\overset{0}{\text{Al}}$).

У одноатомных ионов степень окисления равна заряду иона: 1 для иона K^+ , 2 для иона Ba^{2+} , -2 для иона S^{2-} и т.д.

В сложных соединениях алгебраическая сумма степеней окисления атомов всегда равна нулю, а в сложном ионе – заряду иона.

Допустим, требуется определить степень окисления хрома в ионе $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$. Сумма всех степеней окисления атомов в ионе должна быть равна заряду иона. Тогда $2x + (-2) \cdot 7 = -2$, отсюда $2x = +12$, а $x = 6$.

Многие атомы, а значит, и элементы, имеют несколько значений степени окисления. Например, элементы VII группы периодической системы – хлор или марганец.

В соляной кислоте степень окисления хлора равна -1 , в свободном состоянии в молекуле Cl_2 – нуль; в кислотах: хлорноватистой HClO , хлористой HClO_2 , хлорноватой HClO_3 , хлорной HClO_4 – соответственно -1 , 3 , 5 , 7 .

Зная степень окисления, составляют формулу бинарных соединений. Чтобы написать формулу нитрида кремния, нужно учесть, что у азота больше относительная электроотрицательность, чем у кремния. Число электронов, смещаемых к азоту от кремния, равно 4, и степень окисления будет IV. Атом азота может присоединить $3\bar{e}$ (на его p-орбиталях 3 неспаренных электрона). Степень окисления азота равна III, формула соединения Si_3N_4 .

Высшая степень окисления – наибольшее положительное её значение, т.е. в образовании связи принимают участие все валентные электроны атома. Численно она равна номеру группы периодической системы и является важной количественной характеристикой элемента в его соединениях. Низшая степень окисления определяется по разности в – № группы, в которой находится элемент. Она имеет отрицательное значение для неметаллов. Все остальные встречающиеся степени окисления называют промежуточными. Например, для серы высшая степень окисления равна VI, низшая – II, промежуточная – IV.

Координационное число. Это понятие появилось с распространением теорий химической связи на комплексные соединения. Под комплексными (координационными) соединениями понимают соединения сложного состава, образованные присоединением к молекулам с насыщенными ковалентными связями других молекул или ионов.

Координационное число показывает, сколько лигандов (атомов, ионов или молекул) связано с центральным атомом в комплексном соединении. Например, $K_4[Fe(CN)_6]$ – координационное число (к.ч.) равно 6; $[Cr(NH_3)_5NO_2]Cl_2$ – к.ч. равно 6; $K_2[HgBr_4]$ – к.ч. равно 4; $K[Ag(CN)_2]$ -к.ч. равно 2. Координационное число используется и для описания кристаллической решётки. В этом случае к.ч. какого-либо атома (иона) в решётке равно числу атомов, ионов ближайшего окружения. Например, в кубической решётке NaCl для Cl^- и Na^+ к.ч. равно 6.

8. СТЕХИОМЕТРИЧЕСКИЕ ЗАКОНЫ

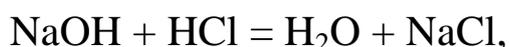
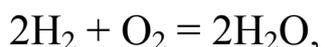
Стехиометрия – раздел химии, в котором рассматриваются массовые и объёмные отношения между реагирующими веществами. В переводе с греческого “стехиометрия” обозначает “составная часть” и “измерять”.

Основу стехиометрии составляют стехиометрические законы: сохранения массы и энергии веществ, постоянства состава, эквивалентов, кратных отношений, объёмных отношений, закон Авогадро. Эти законы основаны на фундаментальных законах, они являются количественным выражением атомно-молекулярной теории, закона сохранения массы и энергии.

8.1. Закон постоянства состава

Всякое чистое вещество, независимо от способа его получения, всегда имеет постоянный качественный и количественный состав – такова формулировка закона постоянства состава (Ж.Л. Пруст, 1801г.).

Рассмотрим в качестве примера воду: она содержит кислород и водород. По массе в воде содержится водорода 11,19 %, кислорода 88,81 %. Воду можно получить различными способами:



Во всех случаях чистая вода, независимо от способа получения, имеет приведенный выше состав.

Последующее развитие химии показало, что существуют соединения как постоянного, так и переменного состава. По предложению академика

Н. С. Курнакова первые назвали дальтонидами (в память английского физика и химика Дальтона), вторые – бертоллидами (в память французского химика Бертолле). Состав дальтонидов можно представить в виде простых формул с целочисленными стехиометрическими индексами, например, H_2O , HCl , CH_4 , C_6H_6 .

У бертоллидов состав выражается дробными стехиометрическими индексами. Так, оксид титана (II) TiO в действительности имеет состав от $\text{TiO}_{0,7}$ до $\text{TiO}_{1,3}$, в составе TiO_2 изменяется от $\text{TiO}_{1,9}$ до $\text{TiO}_{2,0}$ (в зависимости от условий синтеза). Бертоллиды распространены среди оксидов, гидридов, сульфидов, нитридов, карбидов, силицидов и других кристаллических неорганических соединений.

В связи с этим в современную формулировку закона постоянства состава следует внести уточнение. Состав соединений молекулярной структуры является постоянным независимо от способов получения. Состав же соединений с номенклатурной структурой зависит от условий получения (например, состав оксида титана (II) – от температуры и давления кислорода, применяемого при их синтезе).

Надо учитывать изотопный состав элементов: обычная вода, например, содержит 11,19 % водорода, а тяжелая вода – 20 % дейтерия.

8.2. Закон эквивалентов

Элементы взаимодействуют друг с другом в строго определенных количественных отношениях. Это следует из закона постоянства состава. Одновременно с установлением этого закона Дальтоном было введено понятие эквивалента.

Химическим эквивалентом вещества называется его реальная или условная частица, которая эквивалентна одному катиону водорода в кислотно-основных или ионообменных реакциях или одному электрону в окислительно-восстановительных реакциях.

Так, в соединениях HCl и NaH 1 ион водорода соединяется с 1 атомом хлора и с 1 атомом натрия. Эквиваленты хлора и натрия равны 1.

За единицу количества вещества, в котором частицами являются эквиваленты, принят моль. Молярная масса эквивалента вещества обозначается $M_{\text{Э}}$ и выражается в г/моль. В примере молярные массы эквивалентов хлора и натрия численно равны их атомным массам: соответственно 35,453 и 22,9898 г/моль.

Задача. Определить эквивалент и молярные массы эквивалентов элементов в соединениях HBr, H₂O и NH₃.

Решение. В указанных соединениях с 1 атомом водорода соединяется 1 атом брома, 1/2 атома кислорода и 1/3 атома азота. Исходя из молярных масс атомов этих элементов, находим, что молярная масса эквивалента брома равна 79,9 г/моль, кислорода – $16 \cdot 1/2 = 8$ г/моль, азота – $14 \cdot 1/3 = 4,67$ г/моль, где 79,9, 16 и 14 – атомные массы соответствующих элементов.

Между молярной массой эквивалента $M_{\text{Э}}$, молярной массой атомов A и валентностью элемента B (степень окисления) в данных соединениях существует зависимость: $M_{\text{Э}} = \frac{A}{B}$.

По этой формуле определяется теоретическое значение молярных масс эквивалентов элемента. Например:

$$M_{\text{Э}}, \text{Al в Al}_2\text{O}_3 = \frac{26,9815}{3} = 8,9938 \text{ г/моль,}$$

$$M_{\text{Э}}, \text{Ca в CaSO}_4 = \frac{40,08}{2} = 20,04 \text{ г/моль,}$$

$$M_{\text{Э}}, \text{Na в NaCl} = \frac{22,9898}{1} = 22,9898 \text{ г/моль.}$$

В отличие от атомной или молекулярной масс химический эквивалент не является постоянной величиной, он зависит от валентности (степени окисления). Постоянные значения эквивалентов могут быть только у элементов с постоянной валентностью (степенью окисления).

Эквивалентом соединения называется такое его количество, которое в данной реакции взаимодействует с одним ионом водорода или одним эквивалентом другого вещества.

Для вычисления молярных масс эквивалентов сложных веществ можно пользоваться следующими формулами:

$$M_{\text{Э, оксида}} = \frac{M_{\text{оксида}}}{\text{Число атомов элемента} \cdot \text{степень окисления (валентность) элемента}}$$

или

$$M_{\text{Э, оксида}} = M_{\text{Э элемента}} + M_{\text{Э кислорода}}$$

$$M_{\text{Э, кислоты}} = \frac{M_{\text{кислоты}}}{\text{Основность кислоты}},$$

$$M_{\text{Э, основания}} = \frac{M_{\text{основания}}}{\text{Кислотность основания}},$$

$$M_{\text{Э, соли}} = \frac{M_{\text{соли}}}{\text{Число атомов металла} \cdot \text{степень окисления (валентность) металла}},$$

где M – молярная масса соединений;

Основность кислоты – количество ионов водорода H^+ в кислоте, способных замещаться на металл;

Кислотность основания – количество гидроксид-ионов OH^- в основании, способных замещаться на кислотные остатки.

Задача

$$M_{\text{Э, HCl}} = M_{\text{HCl}} / 1 = 36,5 / 1 = 36,5 \text{ г/моль},$$

$$M_{\text{Э, H}_2\text{SO}_4} = \frac{98}{2} = 49 \text{ г/моль},$$

$$M_{\text{Э, Al(OH)}_3} = \frac{78}{3} = 26 \text{ г/моль},$$

$$M_{\text{Э, Al}_2(\text{SO}_4)_3} = \frac{342}{6} = 57 \text{ г/моль},$$

$$M_{\text{Э}}, \text{FeO} = \frac{72}{2} = 36 \text{ г/моль},$$

$$M_{\text{Э}}, \text{CO}_2 = \frac{12}{4} + 8 = 11 \text{ г/моль}.$$

Подобно эквиваленту элемента, эквивалент сложного вещества может иметь несколько значений. Он зависит от типа химической реакции, в которую вступает данное вещество.

Задачи:

$$1) \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaOH} = \text{NaHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}, M_{\text{Э}}, \text{H}_2\text{SO}_4 = \frac{98}{1} = 98 \text{ г/моль},$$

$$\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}, M_{\text{Э}}, \text{H}_2\text{SO}_4 = \frac{98}{2} = 49 \text{ г/моль},$$

$$2) \text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{HCl} = \text{CuOHCl} + \text{H}_2\text{O}, M_{\text{Э}}, \text{Cu}(\text{OH})_2 = \frac{97,5}{1} = 97,5 \text{ г/моль},$$

$$\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{CuCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}, M_{\text{Э}}, \text{Cu}(\text{OH})_2 = \frac{97,5}{2} = 48,5 \text{ г/моль},$$

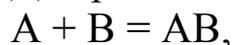
$$3) \text{AlCl}_3 + \text{NaOH} = \text{AlOHCl}_2 + \text{NaCl}, M_{\text{Э}}, \text{AlCl}_3 = \frac{133,36}{1} = 133,36 \text{ г/моль},$$

$$\text{AlCl}_3 + 2\text{NaOH} = \text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl} + 2\text{NaCl}, M_{\text{Э}}, \text{AlCl}_3 = \frac{133,36}{2} = 66,68 \text{ г/моль},$$

$$\text{AlCl}_3 + 3\text{NaOH} = \text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{NaCl}, M_{\text{Э}}, \text{AlCl}_3 = \frac{133,36}{3} = 44,45 \text{ г/моль}.$$

На основании понятий эквивалентов был сформулирован закон эквивалентов (М. Рихтер, 1792 г.): массы реагирующих и образующихся веществ относятся между собой как молярные массы эквивалентов (объемов) этих веществ.

Для реакции:



$$m_A / m_B = M_{\text{Э}A} / M_{\text{Э}B},$$

где m_A и m_B – массы веществ А и В;

$M_{\text{Э}A}$ и $M_{\text{Э}B}$ – молярные массы эквивалентов веществ А и В.

При решении некоторых задач целесообразно пользоваться значениями эквивалентного объема.

Эквивалентным объемом называется объем, занимаемый при данных условиях 1 эквивалентном вещества.

Если одно из реагирующих веществ находится в твердом состоянии, а другое – газообразном, то закон эквивалентов можно представить формулой:

$$m / V = M_{\text{Э}} / V_{\text{Э}},$$

где m – масса твердого вещества;

$M_{\text{Э}}$ – его молярная масса эквивалента;

V – объем газообразного вещества;

$V_{\text{Э}}$ – его молярный объем эквивалента (объем одного эквивалента).

$V_{\text{Э,Н}} = 11,2$ л/моль; $V_{\text{Э,О}} = 5,6$ л/моль.

8.3. Закон кратных отношений

Если два элемента образуют несколько соединений, то массы одного из элементов в разных соединениях относятся между собой как целые числа.

Например, азот и кислород дают пять оксидов N_2O , NO , N_2O_3 , NO_2 , N_2O_5 . Массовое количество кислорода, приходящееся на одно и то же массовое количество азота, относятся как целые числа 1:2:3:4:5.

Следовательно, одинаковое число атомов азота в молекулах разных оксидов связано с различным числом атомов кислорода (табл. 8).

Таблица 8

Оксид	N_2O	NO	N_2O_3	NO_2	N_2O_5
Массовое количество N	1	1	1	1	1
Массовое количество O	0,57	1,14	1,71	2,28	2,85
Отношение между массовыми количествами кислорода в оксидах	0,57 : 1,14 : 1,71 : 2,28 : 2,85 = 1 : 2 : 3 : 4 : 5				

Закон, открытый Дальтоном в 1803 г., подтвердил атомистические представления. Наименьшее количество элемента, вступающее в соединение, – это атом. В соединение может вступать только целое число атомов. Из закона кратных отношений следует:

1. Состав веществ (дальтонида) меняется скачком, так как в соединения вступают целые числа атомов.

2. Количество переходит в качество – это, по выражению Ф. Энгельса, “всеобщий закон развития природы, общества и мышления”. Энгельс дал такое определение химии: “Химию можно назвать наукой о качественных изменениях тел, происходящих под влиянием изменений количественного состава”.

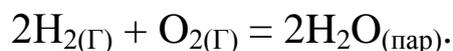
9. ГАЗОВЫЕ ЗАКОНЫ

В прошлом веке наиболее полно были изучены химические реакции между газообразными веществами. Газовые законы являются также стехиометрическими.

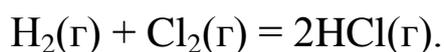
9.1. Закон простых объемных отношений (закон Гей-Люссака, 1808 г.)

При одинаковых физических условиях (давлении и температуре) объемы реагирующих газов и газообразных продуктов реакции относятся между собой как небольшие целые числа (коэффициенты химических уравнений).

Например, при взаимодействии двух объемов водорода и одного объема кислорода образуется два объема водяного пара:



Или 1 л водорода соединяется с 1 л хлора, образуя 2 л хлороводорода (объем отношения 1:1:2):

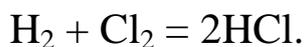


На этом законе основаны методы часто применяемого газового анализа.

9.2. Закон Авогадро

Для объяснения простых соотношений между объемами реагирующих газов итальянский ученый Амедео Авогадро в 1811 г. высказал гипотезу, которая впоследствии была подтверждена опытными данными и стала называться законом Авогадро. В равных объемах любых газов при одинаковых физических условиях (давлении и температуре) содержится одинаковое число молекул. Авогадро предположил, что молекулы простых газов состоят из двух одинаковых атомов. При соединении водорода с хлором их молекулы распадаются на

атомы, которые образуют молекулы хлороводорода. Но поскольку из одной молекулы водорода и одной молекулы хлора образуется две молекулы хлороводорода, то и объем последнего должен быть равен сумме объемов исходных газов, т.е.



Таким образом, объемные отношения легко объясняются, если исходить из представления о двухатомности молекул простых газов (H_2 , Cl_2 , N_2 , O_2 и др.). В химических уравнениях коэффициенты перед формулами газообразных веществ указывают на объемы реагирующих газов.

Из закона Авогадро вытекают два следствия, сформулированные в 1855 г. Жераром:

1) Один моль любого газа при нормальных условиях, т. е. при $T = 273,15 \text{ К}$ и $P = 101325 \text{ Па}$, занимает один и тот же объем, равный 22,4 л. Этот объем называется молярным (мольным) объемом газа: $V = 22,4 \text{ л/моль} = 22,4 \text{ м}^3/\text{кмоль}$.

Поскольку в одном моле любого вещества содержится $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул, то в 22,4 л любого газа при нормальных условиях содержится $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул (число Авогадро N_A).

При помощи числа Авогадро можно вычислить абсолютный вес атомов и молекул. Для этого нужно молярную массу атомов или молекул (атомную или молярную массу) разделить на число Авогадро.

2) Молярная масса (значит, и относительная молекулярная масса M_r) вещества в газообразном состоянии равна его удвоенной плотности по водороду (точнее 2,0158 плотности):

$$M = 2D_{\text{H}_2},$$

где M – молярная масса газа;

D_{H_2} – плотность газа по водороду, которую можно определить простым физическим экспериментом:

$$D_{\text{H}_2} = \frac{\rho}{\rho_{\text{H}_2}} \quad (\rho - \text{плотность газа}).$$

Часто плотность газа определяется по отношению к воздуху в $D_{\text{возд}}$. Воздух является смесью газов, его средняя молярная масса равна 29 кг/кмоль. Молярная масса газа по воздуху $M = 29 D_{\text{возд}}$.

Определение молярных масс показало, что молекулы простых газов состоят из двух атомов, а каждая молекула инертных газов – из одного атома (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn,). Для инертных газов понятия атома и молекулы равнозначны. Однако молекулы некоторых простых веществ могут иметь три и более атомов, например, озона O_3 , фосфора P_4 , паров серы при невысоких температурах S_8 .

9.3. Уравнение Менделеева-Клапейрона

Уравнение Менделеева-Клапейрона (уравнение состояния идеального газа) связывает массу (m , кг) и температуру (T), давление (P , Па) и объем (V , m^3) газа с его мольной массой (M , кг/моль):

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

где R – универсальная газовая постоянная, $8,31 \cdot 10^8$ Дж/кмоль.

Зная массу любого объема газа при какой-то конкретной температуре и давлении, можно вычислить его молекулярную массу, определив численно равную ей мольную массу вещества по уравнению Менделеева-Клапейрона:

$$M = \frac{mRT}{PV}.$$

Задача. Вычислить молекулярную массу бензола, зная, что масса 600 мл его паров при $87^\circ C$ и давлении 83,2 кПа равна 1,30 г.

Решение. Выразив данные задачи в единицах СИ ($P = 8,32 \cdot 10^4$ Па; $V = 6 \cdot 10^{-4} m^3$; $m = 1,30 \cdot 10^{-3}$ кг; $T = 360$ К) и подставив их в уравнение Менделеева-Клапейрона, найдем

$$M = \frac{1,30 \cdot 10^{-3} \cdot 8,31 \cdot 360}{8,32 \cdot 10^4 \cdot 6 \cdot 10^{-4}} = 78,0 \cdot 10^{-3} \text{ кг/моль} = 78,0 \text{ г/моль}.$$

Молекулярная масса бензола равна 78,0.

10. ВЫВОД ХИМИЧЕСКИХ ФОРМУЛ. СТЕХИОМЕТРИЧЕСКИЕ РАСЧЕТЫ

Формулы веществ показывают, какие элементы и в каком количестве входят в состав вещества. Формулы различают простейшие и молекулярные. Простейшая формула выражает наиболее простой возможный атомный состав молекул вещества, соответствующий отношениям масс между элементами, образующими данное вещество. Молекулярная формула показывает действительное число атомов каждого элемента в молекуле (для веществ молекулярного строения).

Для вывода простейшей формулы вещества достаточно знать его состав и атомные массы образующих данное вещество элементов.

Пример 1. Найти простейшую формулу оксида хрома, содержащего 68,4% хрома.

Решение. Обозначим число атомов хрома и кислорода в простейшей формуле оксида соответственно через x и y . Атомные массы этих элементов равны 52 и 16 а.е.м. Поэтому массы хрома и кислорода в составе оксида относятся как $52x : 16y$. По условиям задачи это отношение равно 68,4:31,6. Следовательно,

$$52x : 16y = 68,4 : 31,6, \text{ откуда}$$
$$x : y = \frac{68,4}{52} : \frac{31,6}{16} = 1,32 : 1,98,$$

Чтобы выразить полученное отношение целыми числами, разделим оба его члена на меньший из них

$$x : y = \frac{1,32}{1,32} : \frac{1,98}{1,32} = 1 : 1,5,$$

а затем умножим оба члена последнего отношения на два

$$x : y = 2 : 3.$$

Таким образом, простейшая формула оксида хрома Cr_2O_3 .

Пример 2. При полном сжигании 2,66 г некоторого вещества получилось 1,54 г CO_2 и 4,48 г SO_2 . Найти простейшую формулу вещества.

Решение. Состав продуктов горения показывает, что вещество содержало углерод и серу. Кроме этих двух элементов, в состав его мог входить и кислород.

Массу углерода, входящего в состав вещества, определяем по массе образовавшегося CO_2 . Молярная масса CO_2 равна 44 г/моль; при этом в 1 моле CO_2 содержится 12г углерода. Находим массу углерода m , содержащуюся в 1,54 г CO_2 :

$$44 : 12 = 1,54 : m.$$

$$m = \frac{12 \cdot 1,54}{44} = 0,42 \text{ г.}$$

Вычислив аналогичным способом массу серы, содержащуюся в 4,48 г SO_2 , получим 2,24 г.

Таким образом, в сгоревшем веществе на 0,42 г углерода приходится 2,24 г серы. Так как сумма этих двух масс равна общей массе сгоревшего вещества (2,66г), то кислорода в нём не содержится.

Устанавливаем отношение числа атомов углерода (x) и серы (y) в молекуле сгоревшего вещества:

$$x : y = \frac{0,42}{12} : \frac{2,24}{32} = 0,035 : 0,070 = 1 : 2.$$

Следовательно, простейшая формула вещества – CS_2 .

Для нахождения молекулярной формулы вещества необходимо, кроме состава вещества, знать его молекулярную массу.

Пример 3. Газообразное соединение азота с водородом содержит 12,5% (масс.) водорода. Плотность соединения по водороду равна 16. Найти молекулярную формулу соединения.

Решение. Определим отношение числа атомов азота (x) к числу атомов водорода (y) в молекуле соединения:

$$x : y = \frac{87,5}{14} : \frac{12,5}{1} = 6,25 : 12,5 = 1 : 2.$$

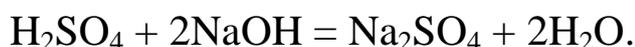
Простейшая формула соединения NH_2 . Этой формуле отвечает молекулярная масса, равная 16. Истинную молекулярную массу вещества рассчитываем, исходя из его плотности по водороду: $M = 2 \cdot 16 = 32$.

Таким образом, истинная молекулярная масса вещества вдвое больше вычисленной по его простейшей формуле. Следовательно, молекулярная формула соединения N_2H_4 .

В уравнении химической реакции каждая формула изображает один моль соответствующего вещества. Поэтому, зная мольные массы участвующих в реакции веществ, можно по уравнению реакции найти соотношение между массами веществ, вступивших в реакцию и образующихся в результате её протекания. Если в реакции участвуют вещества в газообразном состоянии, то уравнение реакции позволяет найти их объёмные отношения.

Пример 4. Найти массу серной кислоты, необходимую для полной нейтрализации 20 г гидроксида натрия.

Решение. Уравнение протекающей реакции:



Молекулярные массы H_2SO_4 и $NaOH$ соответственно равны 98 и 40 а.е.м.; следовательно, их мольные массы составляют 98 и 40г/моль. Согласно уравнению реакции 1 моль H_2SO_4 реагирует с 2 молями $NaOH$, т.е.

98 г H_2SO_4 нейтрализуют 80 г $NaOH$,

X г H_2SO_4 нейтрализуют 20 г $NaOH$.

$$98 \cdot 20$$

Отсюда $X = \frac{\quad}{80} = 24,5$ г.

$$80$$

Пример 5. Хлор может быть получен действием серной кислоты на смесь MnO_2 и $NaCl$. Реакция протекает по уравнению:



Какой объём хлора (условия нормальные) можно получить на 100г хлорида натрия?

Решение. Согласно уравнению реакции из 2 молей $NaCl$ получается 1 моль Cl_2 . Рассчитав массу 2 молей $NaCl$ (117 г), составим пропорцию:

117 г $NaCl$ дают 22,4 л Cl_2 ,

100 г $NaCl$ дают X л Cl_2 .

Следовательно,

$$X = \frac{22,4 \cdot 100}{117} = 19,15 \text{ л.}$$

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ И ЗАДАЧИ

1. Назвать известные формы существования материи.
2. Назвать основные положения атомно-молекулярной теории.
3. Сформулировать закон сохранения массы и энергии.
4. Назвать основные положения теории химического строения вещества.
5. Дать современную формулировку Периодического закона.
6. Сформулировать закон постоянства состава.
7. Как называются соединения переменного и постоянного состава?
8. Дать понятие химического эквивалента, привести примеры.
9. Как определяется химический эквивалент оксида, кислоты, основания, соли? Привести примеры.
10. Что такое эквивалентный объём?
11. Сформулировать закон эквивалентов.
12. Сформулировать закон кратных отношений.
13. Сформулировать закон простых объёмных отношений.
14. Сформулировать закон Авогадро и его следствие.
15. Написать уравнение Менделеева-Клапейрона и объяснить его смысл.
16. Понятие вещества. Что такое химический элемент? Сколько их известно?
17. Что называется относительной атомной массой? Указать относительные атомные массы H, Al, Zr.
18. Что называется относительной молекулярной массой? Вычислить молекулярные массы хлора, аммиака, этана.
19. Что такое молекулярный объём газа? Какова его размерность?
20. Сколько молей атомов хлора содержится в 20,8 г этого вещества? (Ответ: 0,4 моля).
21. Вычислить массу $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул оксида углерода (IV). (Ответ: 44,01 г.)
22. Сколько молей атомов кислорода содержится в 1 моле серной кислоты? (Ответ: 4 моля атомов кислорода).

23. Сформулировать понятие валентности. Какую валентность (по числу двухцентровых двухэлектронных связей) можно приписать центральному атому следующих соединений: BeH_2 , CO_2 , NH_4^+ , BH_4^- ?
24. Сформулировать понятие степени окисления. Определить степень окисления элементов в следующих соединениях: KMnO_4 , H_2MnO_4 , MnO_2 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4]$, $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$.
25. Сравнить значения валентности, степени окисления и координационного числа центрального атома следующих соединений: CO_2 , NH_4^+ , BH_4^- , BH_3 , NF_4^+ , BF_4^- , N_2 .
26. При сгорании 5,00 г металла образуется 9,44 г оксида металла. Определить молярную массу эквивалента металла. (Ответ: 9,01 г/моль).
27. Масса 1 л кислорода равна 1,4 г. Сколько литров кислорода расходуется при сгорании 21 г магния, эквивалент которого равен $\frac{1}{2}$ моля? (Ответ: 10 л).
28. Определить молярные массы эквивалентов металла и серы, если 3,24 г металла образует 3,48 г оксида и 3,72 г сульфида. (Ответ: 106 г/моль и 16 г/моль).
29. Вычислить атомную массу двухвалентного металла и определить, какой это металл, если 8,34 г металла окисляется 0,680 л кислорода, условия нормальные. (Ответ: 137,4; Ba).
30. При взаимодействии ортофосфорной кислоты со щёлочью образовалась соль Na_2HPO_4 . Найти для этого случая значение эквивалентной массы ортофосфорной кислоты.
31. Бертолетова соль при нагревании разлагается с образованием KCl и O_2 . Сколько литров кислорода при 0°C и давлении 101,3 кПа можно получить из 1 моля KClO_3 ? (Ответ: 33,6 л).
32. Сколько молей содержится в 1 м^3 любого газа при нормальных условиях? (Ответ: 44,6 моля).
33. Масса 200 мл ацетилена при нормальных условиях равна 0,232 г. Определить молярную массу ацетилена. (Ответ: 26 г/моль).
34. Вычислить молярную массу газа, если масса 600 мл его при нормальных условиях равна 1,714 г. (Ответ: 64,0 г/моль).
35. Найти простейшую формулу вещества, содержащего 43,4% натрия, 11,3% углерода и 45,3% кислорода. (Ответ: Na_2CO_3).

36. Вывести формулу газообразного вещества, состоящего из углерода и водорода, если известно, что их массы относятся как 4:1. Плотность вещества по водороду равна 15. (Ответ: C_2H_6).
37. Руда содержит 90% FeS_2 и 10% $FeAlS$. Сколько серы содержится в 1 т руды? (Ответ: 499,6 кг).
38. Смешано 7,3 г хлороводорода с 4 г аммиака. Сколько граммов хлорида аммония образуется? Сколько и какого газа останется после реакции? (Ответ: 10,7; 0,6 NH_3).
39. Для определения содержания $NaCl$ в техническом $NaOH$ 2,0 г последнего растворили в воде и к полученному раствору добавили в избытке раствор $AgNO_3$. Полученный осадок промыли и высушили. Масса осадка оказалась равной 0,287 г. Найти массу $NaCl$, содержащегося в исходном образце. (Ответ: 0,117 г).
40. 5,1 г порошка частично окисленного магния обработали соляной кислотой. При этом выделилось 3,74 л N_2 , измеренного при нормальных условиях. Сколько процентов магния содержалось в образце? (Ответ: 79,6%).
41. Рассчитать массу кристаллогидрата $Cu(NO_3)_2 \cdot 3H_2O$, полученного растворением 10 г меди в азотной кислоте и последующим выпариванием раствора. (Ответ: 38 г).
42. Найти простейшую формулу вещества, в состав которого входят водород, углерод, кислород и азот в соотношении масс 1:3:4:7. (Ответ: COH_4N_2).
43. Вычислить процентное содержание каждого из элементов в соединениях: а) $Mg(OH)_2$; б) $Fe(NO_3)_3$; в) H_2SO_4 ; г) $(NH_4)_2SO_4$.

СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

1. Ахметов, Н.С. Общая химия / Н.С. Ахметов. – М.: Высш. шк., 2001.
2. Аноорганикум: В 2-х т. Т. 1 / Пер. с нем.; под ред. Л. Кольдица. – М.: Мир, 1984.
3. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: учеб. пособие для вузов / Н.Л. Глинка. – Л.: Химия, 2001.
4. Князев, Д.А. Неорганическая химия / Д.А. Князев, С.Н. Смарыгин. – М.: Высш. шк., 1990.
5. Коттон, Ф. Современная неорганическая химия / Ф. Коттон, Дж. Уилкинсон. – М.: Мир, 1969. – Ч. 1, 2, 3.
6. Кузнецов, В.И. Развитие учения о валентности / В.И. Кузнецов. – М.: Химия, 1977.
7. Лидин, Р.А. Задачи по неорганической химии / Р.А. Лидин, В.А. Молочко, Л.Л. Андреева. – М.: Высш.шк., 1990.
8. Лидин, Р.А. Неорганическая химия в вопросах / Р.А. Лидин, Л.Ю. Аликберова, Г.П. Логинова. – М.: Химия, 1991.
9. Полинг, Л. Общая химия / Л. Полинг. – М.: Мир, 1974.
10. Угай, Я.А. Общая химия / Я.А. Угай. – М.: Высш.шк., 1984.
11. Хомченко, Г.П. Неорганическая химия / Г.П. Хомченко, И.К. Цитович. – 2-е изд., перераб. и доп. – М.: Высш. шк., 2002.
12. Спицин, В.И. 200 лет создания первой рациональной номенклатуры / Спицин В.И. // Журнал неорган. химии. – 1987. – Т.32. – №4. – С.835-838.
13. Кукушкин, Ю.И. Проблемы номенклатуры и терминологии координационных соединений / Кукушкин Ю.И. // Журнал неорган. химии. – 1987. – Т.32. – №3. – С.839-842.
14. Степин, Б.Д. Современная номенклатура неорганических соединений / Степин Б.Д. // Журнал неорган. химии. – 1987. – Т.32. – №4. – С.843-847.
15. Канн, Р. Введение в химическую номенклатуру / Р. Кан, О. Дермер. – М.: Иностран. лит., 1983.
16. Как назвать неорганические соединения по номенклатуре ИЮПАК? Ч.1. Простые вещества, бинарные соединения, оксиды, гидроксиды, соли, оксокислоты, аддукты / Под ред. Г.Б. Бокий, Н.А. Голубкова // Журнал неорган. химии. – 1990. – Т.35. – №8. – С.2165-2172.

ОГЛАВЛЕНИЕ

Введение	3
Часть I. КЛАССИФИКАЦИЯ И НОМЕНКЛАТУРА НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ	5
Глава 1. НОМЕНКЛАТУРА НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ ИЮПАК	5
Глава 2. ТРАДИЦИОННЫЕ НАЗВАНИЯ СЛОЖНЫХ СОЕДИНЕНИЙ	11
Глава 3. ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ	16
§ 1. ОКСИДЫ	16
§ 2. КИСЛОТЫ И ОСНОВАНИЯ	27
1. Теории кислот и оснований	27
1.1. Электролитическая теория	27
1.2. Протолитическая теория	28
1.3. Электронная теория	29
2. Кислоты	30
2.1. Классификация кислот	30
2.2. Способы получения кислот	35
2.3. Общие методы получения любых кислот	35
2.4. Химические свойства кислот	37
3. Основания	41
3.1. Классификация оснований	41
3.2. Способы получения оснований	42
3.3. Химические свойства оснований	44
§ 3. СОЛИ	45
1. Классификация солей	45
2. Способы получения солей	47
3. Химические свойства солей	50
КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ И ЗАДАЧИ	52
Вопросы для самоконтроля	57
Часть II. ФУНДАМЕНТАЛЬНЫЕ ЗАКОНЫ, ТЕОРИИ И ПОНЯТИЯ ХИМИИ	59
1. Атомно-молекулярная теория	59
2. Закон сохранения массы и энергии	60
3. Теория химического строения	61
4. Периодический закон	61
5. Простые и сложные вещества. Символы и обозначения	62
6. Относительные атомные и молекулярные массы. Количество вещества (моль)	63

7. Валентность, степень окисления, координационное число	66
8. Стехиометрические законы	70
8.1. Закон постоянства состава	71
8.2. Закон эквивалентов	72
8.3. Закон кратных отношений	75
9. Газовые законы	76
9.1. Закон простых объемных отношений (закон Гей-Люссака, 1808 г.)	76
9.2. Закон Авогадро	76
9.3. Уравнение Менделеева-Клапейрона	78
10. Вывод химических формул. Стехиометрические расчеты	79
КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ И ЗАДАЧИ	82
СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ	85