Составители: к.т.н., доцент В.Ф. Макаров; д.т.н., профессор Ю.В. Прусов.

УДК 541

Типы и номенклатура неорганических веществ. Методические указания /НГТУ; Составители: к.т.н., доцент В.Ф. Макаров; д.т.н., профессор Ю.В. Прусов. Г.Дзержинск, 2003. 15 с.

Методические указания предназначены для студентов всех форм обучения. Методические указания содержат в краткой форме теоретические сведения и способствуют лучшему освоению теоретического материала по химии.

Дзержинский филиал Нижегородского государственного технического университета
606026 г..Дзержинск ул. Гайдара

Министерство общего и профессионального образования
Российской Федерации

НИЖЕГОРОДСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ
ДЗЕРЖИНСКИЙ ФИЛИАЛ

Кафедра “ Технология электрохимических производств”

Типы и номенклатура неорганических веществ

Методические указания
и примеры решения задач
по курсу общей и неорганической химии

Дзержинск 2003

Общие сведения

Классификация неорганических веществ и их номенклатура основаны на наиболее простой и постоянной во времени характеристике – *химическом составе*, который показывает атомы элементов, образующих данное вещество, в их числовом отношении. Если вещество из атомов одного химического элемента, т.е. является формой существования этого элемента в свободном виде, то его называют простым *веществом*; если же вещество из атомов двух или большего числа элементов, то его называют *сложным веществом*. Все простые вещества (кроме одноатомных) и все сложные вещества принято называть *химическими соединениями*, так как в них атомы одного или разных элементов соединены между собой химическими связями.

Номенклатура неорганических веществ состоит из формул и названий. ***Химическая формула*** – изображение состава вещества с помощью символов химических элементов, числовых индексов и некоторых других знаков. ***Химическое название*** – изображение состава вещества с помощью слова или группы слов. Построение химических формул и названий определяется системой **номенклатурных правил**.

Символы и наименования химических элементов приведены в Периодической системе элементов Д.И. Менделеева. Элементы условно делят на ***металлы*** и ***неметаллы***. К неметаллам относят все элементы VIIIA-группы (благородные газы) и VIIA-группы (галогены), элементы VIA-группы (кроме полония), элементы азот, фосфор, мышьяк (VA-группа); углерод, кремний (IVA-группа); бор (IIIA-группа), а также водород. Остальные элементы относят к металлам.

При составлении названий веществ обычно применяют русские наименования элементов, например, дикислород, дифторид ксенона, селенат калия. По традиции для некоторых элементов в производные термины вводят корни их латинских наименований:

Ag – аргент	N – нитр
As – арс, арсен	Ni – никкол
Au – аур	O – окс, оксиген

C – карб, карбон	Pb – плюмб
Cu – купр	S – сульф
Fe – ферр	Sb – стиб
H – гидр, гидроген	Si – сил, силик, силиц
Hg – меркур	Sn – станн
Mn – манган	

Например: карбонат, манганат, оксид, сульфид, силикат.

Названия **простых веществ** состоят из одного слова – наименования химического элемента с числовой приставкой, например:

Mg – (моно)магний	O_3 – трикислород
Hg – (моно)ртуть	P_4 – тетрафосфор
O_2 – дикислород	S_8 – октасера

Используются следующие **числовые приставки**:

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

Неопределенное число указывается числовой приставкой *n* – поли.

Для некоторых простых веществ используют также **специальные** названия, такие, как O_3 – озон, P_4 – белый фосфор.

Химические формулы **сложных веществ** составляют из обозначения **электроположительной** (условных и реальных катионов) и

электроотрицательной (условных и реальных анионов) составляющих, например, $CuSO_4$ (здесь Cu^{2+} – реальный катион, SO_4^{2-} – реальный анион) и PCl_3 (здесь P^{+III} – условный катион, Cl^{-I} – условный анион).

Названия **сложных веществ** составляют по химическим формулам справа налево. Они складываются из двух слов – названий электроотрицательных составляющих (в именительном падеже) и электроположительных составляющих (в родительном падеже), например:

$CuSO_4$ – сульфат меди(II)
PCl_3 – трихлорид фосфора
$LaCl_3$ – хлорид лантана(III)
CO – монооксид углерода

Число электроположительных и электроотрицательных составляющих в названиях указывают числовыми приставками, приведенными выше (универсальный способ), либо степенями окисления (если они могут быть определены по формуле) с помощью римских цифр в круглых скобках (знак плюс опускается). В ряде случаев приводят заряд ионов (для сложных по составу катионов и анионов), используя арабские цифры с соответствующим знаком.

Для распространенных многоэлементных катионов и анионов применяют следующие специальные названия:

H_2F^+ – фтороний	C_2^{2-} – ацетиленид
H_3O^+ – оксоний	CN^- – цианид
H_3S^+ – сульфоний	CNO^- – фульминат
NH_4^+ – аммоний	HF_2^- – гидродифторид
$N_2H_5^+$ – гидразиний(1+)	HO_2^- – гидропероксид
$N_2H_6^+$ – гидразиний(2+)	HS^- – гидросульфид
NH_3OH^+ – гидроксиламиний	N_3^- – азид
NO^+ – нитрозил	NCS^- – тиоцианат
NO_2^+ – нитроил	O_2^{2-} – пероксид
O_2^+ – диоксигенил	O_2^- – надпероксид

PH_4^+ – фосфоний	O_3^- – озонид
VO_2^+ – ванадил	OCN^- – цианат
UO_2^+ – уранил	OH^- – гидроксид

Для небольшого числа хорошо известных веществ также используют **специальные** названия:

AsH_3 – арсин	HN_3 – азидоводород
B_2H_6 – боран	H_2S – сероводород
B_4H_{10} – тетраборан(10)	NH_3 – аммиак
HCN – циановодород	N_2H_4 – гидразин
HCl – хлороводород	NH_2OH – гидроксиламин
HF – фтороводород	PH_3 – фосфин
HI – иодоводород	SiH_4 – силан

1. Кислотные и основные гидроксиды. Соли

Гидроксиды – тип сложных веществ, в состав которых входят атомы некоторого элемента E (кроме фтора и кислорода) и гидроксогруппы OH; общая формула гидроксидов $E(OH)_n$, где $n = 1 \div 6$. Форма гидроксидов $E(OH)_n$ называется *орто*-формой; при $n > 2$ гидроксид может находиться также в *мета*-форме, включающей кроме атомов E и групп OH еще атомы кислорода O, например $E(OH)_3$ и EO(OH), $E(OH)_4$ и $E(OH)_6$ и $EO_2(OH)_2$.

Гидроксиды делят на две противоположные по химическим свойствам группы: кислотные и основные гидроксиды.

Кислотные гидроксиды содержат атомы водорода, которые могут замещаться на атомы металла при соблюдении правила стехиометрической валентности. Большинство кислотных гидроксидов находится в *мета*-форме, причем атомы водорода в формулах кислотных гидроксидов ставят на первое место, например H_2SO_4, HNO_3 и H_2CO_3, а не $SO_2(OH)_2$, $NO_2(OH)$ и $CO(OH)_2$. Общая формула кислотных гидроксидов – H_xEO_y, где электроотрицательную составляющую EO_y^{x-} называют кислотным остатком. Если не все

атомы водорода замещены на металл, то они остаются в составе кислотного остатка.

Названия распространенных кислотных гидроксидов состоят из двух слов: собственного названия с окончанием “ая” и группового слова “кислота”. Приведем формулы и собственные названия распространенных кислотных гидроксидов и их кислотных остатков (прочерк означает, что гидроксид не известен в свободном виде или в кислом водном растворе):

кислотный гидроксид	**кислотный остаток**
$HAsO_2$ – метамышьяковистая	AsO_2^- – метаарсенит
H_3AsO_3 – ортомышьяковистая	AsO_3^{3-} – ортоарсенит
H_3AsO_4 – мышьяковая	AsO_4^{3-} – арсенат
–	$B_4O_7^{2-}$ – тетраборат
–	BiO_3^- – висмутат
HBrO – бромноватистая	BrO^- – гипобромит
$HBrO_3$ – бромноватая	BrO_3^- – бромат
H_2CO_3 – угольная	CO_3^{2-} – карбонат
HClO – хлорноватистая	ClO^- – гипохлорит
$HClO_2$ – хлористая	ClO_2^- – хлорит
$HClO_3$ – хлорноватая	ClO_3^- – хлорат
$HClO_4$ – хлорная	ClO_4^- – перхлорат
H_2CrO_4 – хромовая	CrO_4^{2-} – хромат
–	$HCrO_4^-$ – гидрохромат
$H_2Cr_2O_7$ – дихромовая	$Cr_2O_7^{2-}$ – дихромат
–	FeO_4^{2-} – феррат
HIO_3 – иодноватая	IO_3^- – иодат
HIO_4 – метаиодная	IO_4^- – метапериодат

H_5IO_6 – ортоиодная	IO_6^{5-} – ортопериодат
$HMnO_4$ – марганцовая	MnO_4^- – перманганат
–	MnO_4^{2-} – манганат
–	MoO_4^{2-} – молибдат
HNO_2 – азотистая	NO_2^- – нитрит
HNO_3 – азотная	NO_3^- – нитрат
HPO_3 – метафосфорная	PO_3^- – метафосфат
H_3PO_4 – ортофосфорная	PO_4^{3-} – ортофосфат
	HPO_4^{2-} – гидроортофосфат
	$H_2PO_4^-$ – дигидроотофосфат
$H_4P_2O_7$ – дифосфорная	$P_2O_7^{4-}$ – дифосфат
–	ReO_4^- – перренат
–	SO_3^{2-} – сульфит
	HSO_3^- – гидросульфит
H_2SO_4 – серная	SO_4^{2-} – сульфат
–	HSO_4^- – гидросульфат
$H_2S_2O_7$ – дисерная	$S_2O_7^{2-}$ – дисульфат
$H_2S_2O_6(O_2)$ – пероксодисерная	$S_2O_6(O_2)^{2-}$ – пероксодисульфат
H_2SO_3S – тиосерная	SO_3S^{2-} – тиосульфат
H_2SeO_3 – селенистая	SeO_3^{2-} – селенит
H_2SeO_4 – селеновая	SeO_4^{2-} – селенат
H_2SiO_3 – метакремниевая	SiO_3^{2-} – метасиликат
H_4SiO_4 – ортокремниевая	SiO_4^{4-} – ортосиликат
H_2TeO_3 – теллуристая	TeO_3^{2-} – теллурит

H_2TeO_4 – метателлуровая	TeO_4^{2-} – метателлурат
H_6TeO_6 – ортотеллуровая	TeO_6^{6-} – ортотеллурат
–	VO_3^- – метаванадат
–	VO_4^{3-} – ортованадат
–	WO_4^{3-} – вольфрамат

Менее распространенные кислотные гидроксиды называют по номенклатурным правилам для комплексных соединений, например:

IO_4^{2-} – тетраоксоиодат (2–)	SO_2^{2-} – диоксосульфат(IV)
MoO_3^{2-} – триоксомолибдат(IV)	TeO_5^{2-} – пентаоксотеллурат(IV)
PoO_3^{2-} – триоксополонат(IV)	XeO_6^{4-} – гексаоксоксенонат(VIII)

Названия кислотных остатков используют при построении названий солей.

Основные гидроксиды содержат гидроксид-ионы, которые могут замещаться на кислотные остатки при соблюдении правила стехиометрической валентности. Все основные гидроксиды находятся в *орто*-форме; их общая формула $M(OH)_n$, где n = 1,2 (реже 3,4) и M^{n+} – катион металла. Примеры формул и названий основных гидроксидов:

NaOH – гидроксид натрия	$Ba(OH)_2$ – гидроксид бария
KOH – гидроксид калия	$La(OH)_3$ – гидроксид лантана(III)

Важнейшим химическим свойством основных и кислотных гидроксидов является их взаимодействие их между собой с образованием солей (*реакция солеобразования*), например:

$Ca(OH)_2 + H_2SO_4 = CaSO_4 + 2H_2O$

$Ca(OH)_2 + 2H_2SO_4 = Ca(HSO_4)_2 + 2H_2O$

$2Ca(OH)_2 + H_2SO_4 = Ca_2SO_4(OH)_2 + 2H_2O$

Соли – тип сложных веществ, в состав которых входят катионы M^{n+} и кислотные остатки*.

Соли с общей формулой $M_x(EO_y)_n$ называют **средними** солями, а соли с незамещенными атомами водорода, – **кислыми** солями. Иногда соли содержат в своем составе также гидроксид – или(и) оксид – ионы; такие соли называют **основными** солями. Приведем примеры и названия солей:

$Ca_3(PO_4)_2$	– ортофосфат кальция
$Ca(H_2PO_4)_2$	– дигидроортофосфат кальция
$CaHPO_4$	– гидроортофосфат кальция
$CuCO_3$	– карбонат меди(II)
$Cu_2CO_3(OH)_2$	– дигидроксид-карбонат димеди
$La(NO_3)_3$	– нитрат лантана(III)
$Ti(NO_3)_2O$	– оксид-динитрат титана

Кислые и основные соли могут быть превращены в средние соли взаимодействием с соответствующим основным и кислотным гидроксидом, например:

$Ca(HSO_4)_2 + Ca(OH) = CaSO_4 + 2H_2O$

$Ca_2SO_4(OH)_2 + H_2SO_4 = Ca_2SO_4 + 2H_2O$

Встречаются также соли, содержащие два разных катиона: их часто называют *двойными солями*, например:

$KAl(SO_4)_2$	– сульфат алюминия-калия
$CaMg(CO_3)_2$	– карбонат магния-кальция

2. Кислотные и основные оксиды

Оксиды E_xO_y – продукты полной дегидратации гидроксидов:

$H_2SO_4 \xrightarrow{-} SO_3$	$H_2CO_3 \xrightarrow{-} CO_2$

$-H_2O$	$-H_2O$
$NaOH \xrightarrow{-H_2O} Na_2O$	$Ca(OH)_2 \xrightarrow{-H_2O} CaO$

Кислотным гидроксидам (H_2SO_4, H_2CO_3) **отвечают кислотные оксиды** (SO_3, CO_2), а основным гидроксидам (NaOH, $Ca(OH)_2$) – **основные оксиды** (Na_2O, CaO), причем степень окисления элемента E не изменяется при переходе от гидроксида к оксиду. Пример формул и названий оксидов:

SO_3 – триоксид серы	Na_2O – оксид натрия
N_2O_5 – пентаоксид диазота	La_2O_3 – оксид лантана(III)
P_4O_{10} – декаоксид тетрафосфора	ThO_2 – оксид тория(IV)

Кислотные и основные оксиды сохраняют солеобразующие свойства соответствующих гидроксидов при взаимодействии с противоположными по свойствам гидроксидами или между собой:

$N_2O_5 + 2NaOH = 2NaNO_3 + H_2O$

$3CaO + 2H_3PO_4 = Ca_3(PO_4)_2 + 3H_2O$

$La_2O_3 + 3SO_3 = La_2(SO_4)_3$

3. ***Амфотерные оксиды и гидроксиды***

Амфотерность гидроксидов и оксидов – химическое свойство, заключающееся в образовании ими двух рядов солей, например, для гидроксида и оксида алюминия:

(а) $2Al(OH)_3 + 3SO_3 = Al_2(SO_4)_3 + 3H_2O$

$Al_2O_3 + 3H_2SO_4 = Al_2(SO_4)_3 + 3H_2O$

(б) $2Al(OH)_3 + Na_2O = 2NaAlO_2 + 3H_2O$

$Al_2O_3 + 2NaOH = 2NaAlO_2 + H_2O$

Так, гидроксид и оксид алюминия в реакциях (а) проявляют свойства **основных** гидроксидов и оксидов, т.е. реагируют с кислотными гидроксидам и оксидом, образуя соответствующую соль – сульфат

алюминия $Al_2(SO_4)_3$, тогда как в реакциях (б) они же проявляют свойства **кислотных** гидроксидов и оксидов, т.е. реагируют с основными гидроксидом и оксидом, образуя соль – диоксоалюминат (III) натрия $NaAlO_2$. В первом случае элемент алюминий проявляет свойство металла и входит в состав электроположительной составляющей (Al^{3+}), во втором – свойство неметалла и входит в состав электроотрицательной составляющей формулы соли (AlO_2^-).

Если указанные реакции протекают в водном растворе, то состав образующихся солей меняется, но присутствие алюминия в катионе и анионе остаётся:

$2Al(OH)_3 + 3H_2SO_4 = [Al(H_2O)_6]_2(SO_4)_3$

$Al(OH)_3 + NaOH = Na[Al(OH)_4]$

Здесь квадратными скобками выделены комплексные ионы $[Al(H_2O)_6]^{3+}$ - катион гексааквaалюминия(III), $[Al(OH)_4]^-$ - тетрагидроксоалюминат(III)-ион.

Элементы, проявляющие в соединениях металлические и неметаллические свойства, называют амфотерными, к ним относятся элементы А-групп Периодической системы – Be, Al, Ga, Ge, Sn, Pb, Sb, Bi, Po и др., а также большинство элементов Б-групп – Cr, Mn, Fe, Zn, Cd, Au и др. Амфотерные оксиды называют так же, как и основные, например:

BeO – оксид бериллия	FeO – оксид железа(II)
Al_2O_3 – оксид алюминия	Fe_2O_3 – оксид железа(III)
SnO – оксид олова(II)	MnO_2 – оксид марганца(IV)
SnO_2 – диоксид олова(IV)	ZnO – оксид цинка(II)

Амфотерные гидроксиды (если степень окисления элемента превышает + II) могут находиться в *орто* – или (и) *мета* – форме. Приведем примеры амфотерных гидроксидов:

$Be(OH)_2$	– гидроксид берилия
$Al(OH)_3$	– гидроксид алюминия
$AlO(OH)$	– метагидроксид алюминия

$TiO(OH)_2$	– дигидроксид–оксид титана
$Fe(OH)_2$	– гидроксид железа(II)
$FeO(OH)$	– метагидроксид железа

Амфотерным оксидам не всегда соответствуют амфотерные гидроксиды, поскольку при попытке получения последних образуются гидратированные оксиды, например:

$SnO_2 \cdot nH_2O$	– полигидрат оксида олова(IV)
$Au_2O_3 \cdot nH_2O$	– полигидрат оксида золота(I)
$Au_2O_3 \cdot nH_2O$	– полигидрат оксида золота(III)

Если амфотерному элементу в соединениях отвечает несколько степеней окисления, то амфотерность соответствующих оксидов и гидроксидов (а следовательно, и амфотерность самого элемента) будет выражена по-разному. Для низких степеней окисления у гидроксидов и оксидов наблюдается преобладание основных свойств, а у самого элемента – металлических свойств, поэтому он почти всегда входит в состав катионов. Для высоких степеней окисления, напротив, у гидроксидов и оксидов наблюдается преобладание кислотных свойств, а у самого элемента – неметаллических свойств, поэтому он почти всегда входит в состав анионов. Так, у оксида и гидроксида марганца(II) доминируют основные свойства, а сам марганец входит в состав катионов типа $[Mn(H_2O)_6]^{2+}$, тогда как у оксида и гидроксида марганца(VII) доминируют кислотные свойства, а сам марганец входит в состав аниона типа MnO_4^- . Амфотерным гидроксидам с большим преобладанием кислотных свойств приписывают формулы и названия по образцу кислотных гидроксидов, например $HMn^{VII}O_4$ – марганцовая кислота.

Таким образом, деление элементов на металлы и неметаллы – условное; между элементами (Na, K, Ca, Ba и др.) с чисто металлическими и элементами (F, O, N, Cl, S, C и др.) с чисто неметаллическими свойствами существует большая группа элементов с амфотерными свойствами.

4. Бинарные соединения

Обширный тип неорганических сложных веществ – бинарные соединения. К ним относятся, в первую очередь все двухэлементные

соединения (кроме основных, кислотных и амфотерных оксидов), например H_2O, KBr, H_2S, $Cs_2(S_2)$, N_2O, NH_3, HN_3, CaC_2, SiH_4. Электроположительная и электроотрицательная составляющие формул этих соединений включают отдельные атомы или связанные группы атомов одного элемента.

Многоэлементные вещества, в формулах которых одна из составляющих содержит не связанные между собой атомы нескольких элементов, а также одноэлементные или многоэлементные группы атомов (кроме гидроксидов и солей), рассматривают как бинарные соединения, например CSO, IO_2F_3, $SBrO_2F$, $CrO(O_2)_2$, PSI_3, $(CaTi)O_3$, $(FeCu)S_2$, $Hg(CN)_2$, $(PF_3)_2O$, $VCl_2(NH_2)$. Так, CSO можно представить как соединение CS_2, в котором один атом серы заменен на атом кислорода.

Названия бинарных соединений строятся по обычным номенклатурным правилам, например:

OF_2 – дифторид кислорода	K_2O_2 – пероксид калия
$HgCl_2$ – хлорид ртути(II)	Na_2S – сульфид натрия
Hg_2Cl_2 – дихлорид диртути	Mg_3N_2 – нитрид магния
SBr_2O – оксид-дибромид серы	NH_4Br – бромид аммония
N_2O – оксид диазота	$Pb(N_3)_2$ – азид свинца(II)
NO_2 – диоксид азота	CaC_2 – ацетиленид кальция

Для некоторых бинарных соединений используют специальные названия, список которых был приведен ранее.

Химические свойства бинарных соединений довольно разнообразны, поэтому их часто разделяют на группы по названию анионов, т.е. отдельно рассматривают галогениды, халькогениды, нитриды, карбиды, гидриды и т. д. Среди бинарных соединений встречаются и такие, которые имеют некоторые признаки других типов неорганических веществ. Так, соединения CO, NO, NO_2, и $(Fe^{II}Fe_2^{III})O_4$, названия которых строятся с применением слова оксид, к типу оксидов (кислотных, основных, амфотерных) отнесены быть не могут. Монооксид углерода CO, монооксид азота NO и диоксид азота NO_2 не имеют соответствующих кислотных гидроксидов (хотя эти оксиды образованы неметаллами C и N), не образуют они и солей, в состав анионов которых входили бы атомы C^{II}, N^{II} и N^{IV}. Двойной оксид

$(Fe^{II}Fe_2^{III})O_4$ – оксид дижелеза(III)-железа(II) хотя и содержит в составе электроположительной составляющей атомы амфотерного элемента – железа, но в двух разных степенях окисления, вследствие чего при взаимодействии с кислотными гидроксидами образует не одну, а две разные соли.

Такие бинарные соединения, как AgF, KBr, Na_2S, $Ba(HS)_2$, NaCN, NH_4Cl, и $Pb(N_3)_2$, построены, подобно солям, из реальных катионов и анионов, поэтому их называют ***солеобразными*** бинарными соединениями (или просто солями). Их можно рассматривать как продукты замещения атомов водорода в соединениях HF, HCl, HBr, H_2S, HCN и HN_3. Последние в водном растворе обладают кислотной функцией, и поэтому их растворы называют кислотами, например HF(aqua) – фтороводородная кислота, H_2S(aqua) – сероводородная кислота. Однако они не принадлежат к типу кислотных гидроксидов, а их производные – к солям в рамках классификации неорганических веществ.