

**Федеральное агентство по образованию
Санкт-Петербургский государственный политехнический университет
Кафедра «Общая и неорганическая химия»**

Л.Н. Блинов

ХИМИЯ

**Контрольные задания и методические указания по их
выполнению для студентов заочной и дистанционной
форм обучения**

Санкт-Петербург

2005

Блинов Л.Н.. Контрольные задания и методические указания по их выполнению для студентов заочной и дистанционной форм обучения. СПб.: Изд-во Политехн. ун-та. 2005. 55с.

В настоящем издании приведены контрольные задания по курсу «Химия» для студентов заочной и дистанционной форм обучения. Здесь же даны методические указания и рекомендации по их выполнению. Контрольные задания включают в себя базовые блоки курса «Химия». При выполнении контрольных заданий следует пользоваться алгоритмами, приведенными в методических указаниях. Перед началом выполнения контрольных заданий следует прочитать соответствующие разделы из рекомендованного списка литературы. Отчет по выполненным заданиям необходимо представить в деканат не позже чем за две недели до начала экзаменационной сессии.

К экзаменам допускаются студенты, получившие зачет по контрольным заданиям, сделавшие лабораторные работы по курсу.

© Блинов Л.Н.

© Санкт-Петербургский

государственный политехнический

университет

ОГЛАВЛЕНИЕ

1. Контрольные задания по курсу	4
2. Методические указания и рекомендации по выполнению контрольных заданий.....	10
2.1. I часть контрольного задания	10
2.1.1. Химическая номенклатура неорганических соединений	12
2.1.2. Классификация неорганических соединений.....	15
2.1.3. Оксиды	16
2.1.4. Гидроксиды	17
2.1.5. Бескислородные кислоты.....	24
2.1.6. Соли.....	25
2.1.6.1. Нормальные (средние) соли	26
2.1.6.2. Гидросоли (кислые соли).....	29
2.1.6.3. Гидроксоли (основные соли)	34
2.1.7. Электронная формула атома	40
2.1.8. Валентные возможности атомов	41
2.2. II часть контрольного задания	45
2.2.1. Основные положения по II части контрольного задания	49
3. Порядок сдачи экзамена по курсу «Химия»	50
4. Список литературы	51
5. Приложения	53

1. Контрольные задания по курсу

Каждое контрольное задание состоит из двух частей. *I часть включает в себя:* типы и свойства химических соединений, химическую номенклатуру, строение атома, периодическую систему элементов, химическую связь. *II часть включает в себя:* растворы, химическое равновесие, гидролиз, ионные реакции, окислительно-восстановительные процессы, электродные потенциалы, коррозию.

Контрольное задание засчитывается при полном и правильном выполнении обеих частей задания.

Вариант 1

I часть

1. Написать все возможные формулы солей, которые могут образоваться при взаимодействии $\text{Pb}(\text{OH})_4$ и H_3AsO_3 .
2. Дать название полученным солям.
3. Написать электронную формулу атома 22 элемента.
4. Оценить валентные возможности атомов в нормальном и возбужденном состоянии на примере кислорода. Какие типы химической связи реализуются в химических соединениях, содержащих атомы данного элемента. Примеры.

Примечание: в задании по п.1 и в последующих заданиях на данную тему, имеются в виду все кислые, основные и нормальные соли, которые могут образовываться при различных количествах кислоты и основания.

Разбор конкретных примеров дан в разделе «Методические указания и рекомендации по выполнению контрольных заданий».

II часть

Написать (последовательно) химические процессы, происходящие при контакте алюминия с раствором K_2CO_3 . Обосновать возможность их протекания.

Примечание: в этом, как и в последующих заданиях подобного рода, необходимо: учитывать наличие (или отсутствие) оксидной пленки на ме-

талле; гидролиз, его ступени, величину pH , возможность протекания окислительно-восстановительных процессов. Гидролиз солей необходимо написать в молекулярной и ионной формах. В окислительно-восстановительных процессах необходимо: указать восстановитель и окислитель; процесс окисления и процесс восстановления; уравнивать окислительно-восстановительные реакции; использовать окислительно-восстановительные потенциалы для доказательства возможности самопроизвольного протекания рассматриваемых процессов.

В конце необходимо привести суммарную реакцию с указанием исходных веществ и продуктов реакции.

Разбор конкретных примеров дан в разделе «Методические указания и рекомендации по выполнению контрольных заданий».

Вариант 2

I часть

1. Написать все возможные формулы солей, которые могут образоваться при взаимодействии $Be(OH)_2$ и H_4SiO_4 .
2. Дать название полученным солям.
3. Написать электронную формулу атома 39 элемента.
4. Оценить валентные возможности атомов в нормальном и возбужденном состоянии на примере азота. Какой основной тип химической связи имеется у атома азота в его соединениях?

II часть

Написать (последовательно) химические реакции, происходящие при контакте бериллия с раствором сульфида натрия. Обосновать возможность их протекания.

Вариант 3

I часть

1. Написать все возможные формулы солей, которые могут образоваться при взаимодействии $Zn(OH)_2$ и H_3PO_4 .
2. Дать название полученным солям.

3. Написать электронную формулу атома 42 элемента.
4. Оценить валентные возможности атомов в нормальном и возбужденном состоянии на примере углерода. Какой основной тип химической связи реализуются у атома углерода в неорганических соединениях?

II часть

Написать (последовательно) химические процессы, происходящие при контакте железа с раствором нитрата меди (II). Обосновать возможность их протекания.

Вариант 4

I часть

1. Написать все возможные формулы солей, которые могут образоваться при взаимодействии $\text{Ge}(\text{OH})_4$ и H_2CO_3 .
2. Дать название полученным солям.
3. Написать электронную формулу атома 26 элемента.
4. Оценить валентные возможности атомов в нормальном и возбужденном состоянии на примере бора. Какой основной тип химической связи реализуется у атома бора в его реально существующих химических соединениях?

II часть

Написать (последовательно) химические процессы, происходящие при контакте меди с раствором нитрата железа (III). Обосновать возможность их протекания.

Вариант 5

I часть

1. Написать все возможные формулы солей, которые могут образоваться при взаимодействии $\text{Ti}(\text{OH})_4$ и H_2Se .
2. Дать название полученным солям.
3. Написать электронную формулу атома 29 элемента.

4. Оценить валентные возможности в нормальном и возбужденном состоянии для германия. Какой основной тип химической связи реализуется в реально существующих соединениях германия?

II часть

Написать (последовательно) химические процессы, происходящие при контакте цинка с раствором карбоната натрия. Обосновать возможность их протекания.

Вариант 6

I часть

1. Написать все возможные формулы солей, которые могут образовываться при взаимодействии $\text{Cr}(\text{OH})_3$ и H_2Te .
2. Дать название полученным солям.
3. Написать электронную формулу атома 58 элемента.
4. Оценить валентные возможности в нормальном и возбужденном состоянии для йода. Какой основной тип химической связи реализуется в соединениях, содержащих йод?

II часть

Написать (последовательно) химические процессы, происходящие при контакте железа с раствором нитрата железа (III). Обосновать возможность их протекания.

Вариант 7

I часть

1. Написать все возможные формулы солей, которые могут образоваться при взаимодействии $\text{Co}(\text{OH})_3$ и H_3AsO_4 .
2. Дать название полученным солям.
3. Написать электронную формулу атома 73 элемента.
4. Оценить валентные возможности атома серы в нормальном и возбужденном состоянии. Какой тип химической связи реализуется в соединениях серы Na_2S , SO_3 , H_2S ?

II часть

Написать (последовательно) химические процессы, происходящие при контакте никеля с раствором нитрата серебра. Обосновать возможность их протекания.

Вариант 8

I часть

1. Написать все возможные формулы солей, которые могут образоваться при взаимодействии $\text{Ni}(\text{OH})_3$ и H_3PO_4 .
2. Дать название полученным солям.
3. Написать электронную формулу атома 57 элемента.
4. Оценить валентные возможности атома фосфора в нормальном и возбужденном состояниях. Какой тип химической связи реализуется в бинарных соединениях фосфора?

II часть

Написать (последовательно) химические процессы, происходящие при контакте алюминия с раствором хлорида кобальта (III). Обосновать возможность их протекания.

Вариант 9

I часть

1. Написать все возможные формулы солей, которые могут образоваться при взаимодействии $\text{Sn}(\text{OH})_4$ и $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.
2. Дать название полученным солям.
3. Написать электронную формулу атома 89 элемента.
4. Оценить валентные возможности атома кремния в нормальном и возбужденном состояниях. Какой тип химической связи реализуется в бинарных соединениях кремния?

II часть

Написать (последовательно) химические процессы, происходящие при контакте марганца с раствором нитрата ртути (II). Обосновать возможность их протекания.

Вариант 10

I часть

1. Написать все возможные формулы солей, которые могут образоваться при взаимодействии $\text{Fe}(\text{OH})_3$ и H_3AsO_3 .
2. Дать название полученным солям.
3. Написать электронную формулу атома 59 элемента.
4. Оценить валентные возможности атома селена в нормальном и возбужденном состояниях. Какой тип химической связи реализуется в бинарных соединениях селена?

II часть

Написать (последовательно) химические процессы, происходящие при контакте олова с раствором хлорида железа (III). Обосновать возможность их протекания.

Вариант 11

I часть

1. Написать все возможные формулы солей, которые могут образоваться при взаимодействии $\text{Mn}(\text{OH})_4$ и H_2S .
2. Дать название полученным солям.
3. Написать электронную формулу атома 90 элемента.
4. Оценить валентные возможности атома теллура в нормальном и возбужденном состояниях. Какой тип химической связи реализуется в бинарных соединениях теллура?

II часть

Написать (последовательно) химические процессы, происходящие при контакте алюминия с раствором нитрата кадмия. Обосновать возможность их протекания.

Вариант 12

I часть

1. Написать все возможные формулы солей, которые могут образоваться при взаимодействии $Zr(OH)_4$ и $H_2Cr_2O_4$.
2. Дать название полученным солям.
3. Написать электронную формулу атома 67 элемента.
4. Оценить валентные возможности атома брома в нормальном и возбужденном состояниях. Какой тип химической связи реализуется в бинарных соединениях, содержащих бром?

II часть

Написать (последовательно) химические процессы, происходящие при контакте хрома с раствором карбоната калия. Обосновать возможность их протекания.

2. Методические указания и рекомендации по выполнению контрольных заданий

При выполнении контрольных заданий следует пользоваться следующим алгоритмом, т.е. последовательностью действий.

Давайте рассмотрим такой подход на конкретном примере.

Пусть ваше задание по I части сформулировано следующим образом:

2.1. I часть контрольного задания

1. Написать все возможные формулы солей, которые могут образоваться при взаимодействии $Al(OH)_3$ и H_2S .
2. Дать название полученным солям.
3. Написать электронную формулу атома 13 элемента.
4. Оценить валентные возможности атома хлора в нормальном и возбужденном состояниях. Какие типы химической связи реализуется в химических соединениях, содержащих атомы данного элемента. Примеры.

Начнем с п.1. Нам необходимо рассмотреть, какие продукты (соли) могут получиться при взаимодействии основания ($\text{Al}(\text{OH})_3$) и кислоты (H_2S) при различном их соотношении. Для этого нам необходимо:

- знать, что такое основания, кислоты, соли;
- знать их свойства и разновидности;
- уметь по формуле написать их название и, наоборот, т.е. знать их химическую номенклатуру;
- спроецировать имеющиеся знания на конкретные соединения в вашем задании, т.е. $\text{Al}(\text{OH})_3$ и H_2S .

Необходимые знания по данным вопросам Вы найдете в учебном пособии: **Блинов Л.Н., Перфилова И.Л. Химия. Опорный конспект лекций для студентов заочной и дистанционной форм обучения. СПб. Изд-во СПбГТУ, 2001 г., с. 7-29** (имеется и электронная версия). Возможно использование и других учебников и учебных пособий по химии для высшей школы, некоторые из которых приведены в разделе «Список литературы по курсу» в конце настоящего издания.

Кроме того, эти и другие знания, умения и навыки, необходимые для выполнения контрольных заданий, вы получите на установочных лекциях и консультациях, которые по расписанию проводятся в политехническом университете в рамках учебного процесса.

На основе знаний, имеющихся у Вас после изучения указанных выше разделов учебной литературы, по приведенным в Вашем задании соединениям можно сделать следующие выводы:

- $\text{Al}(\text{OH})_3$ – слабое, трехкислотное основание, обладает амфотерными свойствами, по типу основания в водных растворах диссоциирует с образованием Al^{3+} , $\text{Al}(\text{OH})^{2+}$, $\text{Al}(\text{OH})^+_{-2}$;
- H_2S – слабая, бескислородная, двухосновная кислота, при диссоциации в водных растворах образует ионы S^{2-} , HS^- ;
- при взаимодействии указанных соединений в зависимости от их соотношения могут образоваться четыре соли, в том числе: Al_2S_3 – средняя или

нормальная соль (полная нейтрализация кислоты основанием), $\text{Al}(\text{HS})_3$ – кислая соль (избыток кислоты, неполная нейтрализация кислоты основанием), $\text{Al}(\text{OH})\text{S}$ и $[\text{Al}(\text{OH})_2]_2\text{S}$ – основные соли (избыток основания, неполная нейтрализация основания кислотой).

При этом следует помнить, что *количество кислых солей на единицу меньше числа атомов водорода в кислоте, количество основных солей – на единицу меньше числа групп –OH в основании*. Нормальная соль всегда одна. Таким образом, в нашем примере при различном соотношении $\text{Al}(\text{OH})_3$ и H_2S могут быть получены четыре соли, среди которых одна средняя, одна кислая и две основных.

Как дать название полученным солям (п. 2)? Для этого вам необходимо знать химическую номенклатуру неорганических соединений, базовые положения которой приведены ниже (см. также **Блинов Л.Н., Перфилова И.Л. Химия. Опорный конспект лекций для студентов заочной и дистанционной форм обучения. СПб., Изд-во СПбГТУ, 2001. с. 9-12).**

2.1.1. Химическая номенклатура неорганических соединений

Международный союз по теоретической и прикладной химии сформулировал общие правила для формирования названий химических соединений – так называемую **систематическую международную номенклатуру**. Она является наиболее строгой, достаточно простой и универсальной; название неорганических соединений строится по следующим основным правилам:

- если соединение состоит только из двух элементов, то первый называют по-русски (на национальном языке страны), указывая приставками (ди, три, тетра и т.д.) число его атомов. Второй элемент называют по латыни с суффиксом **-ид** (и соответствующими количественными приставками): например: NaCl - натрий хлорид, BaO - барий оксид, BN –бор нитрид, GaAs – галлий арсенид, N_2O –диазот оксид, CeO_2 - церий диоксид, S_2O_3 - дисера триоксид;

- если соединение состоит из трех и более элементов (например, кислородсодержащие кислоты, основания, соли), то кислотный остаток называют слитно справа налево, указывая количество атомов кислорода – оксо, диоксо, триоксо и т.д., а затем по латыни элемент с суффиксом **-ат** (в скобках записывают римскими цифрами его степень окисления (при условии, что данный элемент имеет несколько с. о. в соединениях)). В конце названия пишут через дефис слово «ион». Например:

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

SO_3^{2-} - триоксосульфат (IV) – ион

NO_3^- - триоксонитрат (V) – ион

NO_2^- - диоксонитрат (III) – ион

SiO_3^{2-} - триоксосиликат (IV) – ион (метасиликат-ион по полусистематической номенклатуре, использование которой допустимо). Например:

Na_2SiO_3 - динатрий триоксосиликат (IV) или динатрий метасиликат

PO_4^{3-} -тетраоксофосфат(V) (или ортофосфат-ион по полусистематической номенклатуре).

AlPO_4 – алюминий тетраоксофосфат(V), или алюминий ортофосфат

CO_3^{2-} - триоксокарбонат-ион (карбонат-ион)

CaCO_3 кальций триоксокарбонат, кальций карбонат

PO_3^- –триоксофосфат (V) - ион или метафосфат-ион

$\text{Zn}(\text{PO}_3)_2$ – цинк триоксофосфат(V) или цинк метафосфат

OH^- – гидроксид-ион

$\text{Ca}(\text{OH})_2$ –кальций дигидроксид

В настоящее время в России наиболее широко распространена **международная** или **полусистематическая номенклатура** (рассмотренную выше систематическую номенклатуру в школьной программе до сих пор практически не изучают). В технической, технологической, научной литературе, во многих ГОСТах, документации часто встречается **русская номенклатура**, которая формально давно отменена. Кроме того, нередко на этикетках, в справочной литературе, в технологических инструкциях и т.д. встречаются

названия соединений по **тривиальной номенклатуре**. В качестве примера далее в тексте приведена таблица с названиями некоторых неорганических соединений по различным разновидностям химической номенклатуры, которые используются или встречаются в настоящее время в России.

Формула соединения	Химическая номенклатура			
	систематическая	полусистематическая	русская	тривиальная
N_2O	дiazот оксид	оксид N(I)	полуокись азота закись азота	веселящий газ
NO_2	оксид diaзот	оксид N(IV), диоксид азота	двуокись азота	«лисий» хвост
HNO_3	водород триоксонитрат (V)	кислота азотная	азотная кислота	—
HCl	водород хлорид	хлорид водорода	хлороводородная кислота	соляная кислота
H_2SO_4	диводород тетраоксосульфат (VI)	кислота серная	серная кислота	купоросное масло
$NaOH$	натрий гидроксид	гидроксид натрия	гидроокись натрия	едкий натр
$Ca(OH)_2$	кальций дигидроксид	гидроксид кальция	гидроокись кальция	известковая вода, гашеная известь
$NaHS$	натрий водородсульфид	гидросульфид натрия	кислый сернистый натрий	—
$ZnOHCl$	цинк гидроксид хлорид	хлорид гидроксоцинка	основной хлористый цинк	—
$CaHPO_4$	кальций водород	гидрофосфат кальция	кислый двузамещенный	—

	тетраоксофос- фат(V)		ортофосфорно- кислый кальций	
PH_3	фосфор тригидрид	гидрид фосфора (III)	водородистый фосфор	фосфин
AlOHSO_3	алюминий гидроксид триоксо- сульфат(IV)	сульфит гидроксо- алюминия	основной двузамещенный сернистокислый алюминий	—
Na_2CO_3	динатрий три- оксокарбонат (IV)	карбонат натрия	углекислый натрий	сода
KNO_3	калий триоксо- нитрат (V), калия нитрат	нитрат калия	азотнокислый калий	селитра (калиевая)

Абитуриентам, поступившим в высшие учебные заведения необходимо также знать групповые названия элементов:

- щелочные металлы: Li, Na, K, Rb, Cs, Fr;
- щелочноземельные металлы: Ca, Sr, Ba, Ra;
- переходные элементы 3d-ряда (3d-элементы): Sc.....Zn;
- лантаноиды (редкоземельные элементы): CeLu;
- актиноиды (трансурановые элементы): Th.....Lr;
- платиноиды (элементы группы платины): Ru, Rh, Pd, Os, Ir, Pt;
- халькогены: S, Se, Te;
- галогены: F, Cl, Br, I, At.

Эти названия часто используются для выделения различных типов соединений, например: сульфиды щелочных металлов, галогениды переходных элементов и т.п.

2.1.2. Классификация неорганических соединений

Большинство неорганических соединений могут быть разделены на три основных класса (типа): оксиды, гидроксиды и соли. Для лучшего понимания

бескислородные кислоты можно условно выделить в отдельный класс неорганических соединений. Общая схема классификации представлена на рис 1 (см. приложение 1). Эта классификация не является полной, так как в нее не вошли некоторые менее часто встречающиеся бинарные (то есть состоящие из двух элементов) соединения (например, арсин – AsH_3 , сероуглерод – CS_2 и пр.).

2.1.3. Оксиды

Химические соединения элементов с кислородом вида $\overset{+n}{\text{Э}}_2\overset{-2}{\text{O}}_n$ называются оксидами (степень окисления атома О в оксидах равна «-2»).

Систематическая номенклатура оксидов: на первом месте указывают название элемента в именительном падеже с соответствующими греческими количественными приставками, далее - слово «оксид» также с соответствующими количественными приставками, например: SiO_2 - кремний диоксид, Fe_2O_3 - дижелезо триоксид, P_2O_5 - дифосфор пентоксид и т.д..

Полусистематическая (международная) номенклатура: на первом месте находится слово «оксид», за которым следует название элемента в родительном падеже с указанием римскими цифрами в скобках его степени окисления, например:

Fe_2O_3 – оксид железа (III), допускается запись: оксид Fe (III);

FeO - оксид железа (II), допускается запись: оксид Fe(II);

P_2O_3 - оксид фосфора (III);

P_2O_5 - оксид фосфора (V);

NO – оксид азота (II), допускается запись монооксид азота;

NO_2 – оксид азота (IV), допускается запись диоксид азота.

Na_2O – оксид натрия (натрий имеет только одно значение степени окисления в соединениях, в таких случаях ее не указывают).

Русская номенклатура в названиях оксидов оперирует словом «окись» с указанием количества атомов кислорода на один атом элемента, например:

N_2O – полуокись азота,

Fe_2O_3 – полутороокись железа,

CO_2 – двуокись углерода.

Следует отметить, что в русской номенклатуре оксид элемента с низшей степенью окисления часто называли закисью элемента, а оксид того же элемента с высшей степенью окисления – окисью, например: Cu_2O - закись меди, CuO - окись меди.

Существуют соединения элементов с кислородом, которые не проявляют свойств оксидов (в этих соединениях атом кислорода имеет степень окисления, которая не равна «-2»). Например, $\text{H}_2\text{O}_2^{-1}$ - пероксид водорода (перекись водорода), проявляет свойства слабой кислоты, $\text{Na}_2\text{O}_2^{-1}$ - пероксид натрия – соль. В этих соединениях содержится группы атомов $-\text{O}-\text{O}-$ или анион O_2^{2-} . Схема классификации оксидов приведена на рис. 2 (см. приложение 2).

2.1.4. Гидроксиды

Гидроксиды - это сложные вещества общей формулы $\text{Э}_x\text{O}_y \cdot n\text{H}_2\text{O}$, то есть продукты прямого или косвенного взаимодействия оксидов с водой. Гидроксиды по своему характеру могут быть разделены на 3 группы: *основные (основания), кислотные (кислородсодержащие кислоты) и амфотерные основания* (см. рис. 1 приложения).

Основания

Общая формула $\text{Me}^{+n}(\text{OH})_n$ ($n \leq 4$), где Me - атом металла в степени окисления $+n$. Исключение – гидроксид аммония NH_4OH , не содержащий атомов металла. Основания - это соединения, при диссоциации которых в водных растворах образуется только один вид анионов (отрицательно заряженные ионы) – гидроксид-ионы OH^- (более широкое определение: *основания* – это соединения, присоединяющие протон (H^+) или являющиеся акцепторами протонов H^+).

Растворимыми в воде основаниями или щелочами являются гидроксиды наиболее активных металлов (щелочных и щелочноземельных): LiOH ,

КОН, NaOH, RbOH, CsOH; $\text{Sr}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$. Перечисленные основания являются сильными электролитами (степень диссоциации $\alpha \rightarrow 1$). Все остальные гидроксиды металлов являются малорастворимыми или практически нерастворимыми и одновременно слабыми электролитами. Следует запомнить, что растворимое в воде основание NH_4OH (раствор газообразного аммиака NH_3 в воде) является слабым. Основания AgOH и $\text{Hg}(\text{OH})_2$ самопроизвольно разлагаются в растворах на оксид и воду.

По количеству гидроксид-ионов или $-\text{OH}$ групп все основания можно разделить на однокислотные (содержат одну $-\text{OH}$ группу) и многокислотные (содержат более одной $-\text{OH}$ группы). Следует знать, что гидроксид-ионы OH^- образуются и существуют только в растворах при диссоциации оснований, а также основных солей.

В названии основания по систематической международной номенклатуре на первое место ставят название элемента, образующего основание, за которым следует слово «гидроксид», с соответствующей количественной приставкой, при необходимости, например:

$\text{Mg}(\text{OH})_2$ – магний дигидроксид,

$\text{Cr}(\text{OH})_3$ – хром тригидроксид

NaOH – натрий гидроксид

Полусистематическая (международная) номенклатура: на первое место ставится слово «гидроксид», за которым следует название элемента в соответствующем падеже и указание степени окисления элемента (римскими цифрами в круглых скобках), например, NaOH – гидроксид натрия, $\text{Cr}(\text{OH})_3$ – гидроксид хрома(III). Устаревшая русская номенклатура оперирует словом «гидроокись» с соответствующими количественными приставками, указывающими количество гидроксид-ионов в основании – NaOH – гидроокись натрия (название по тривиальной номенклатуре и старое техническое название – едкий натр).

Кислородсодержащие кислоты

Кислородсодержащие кислоты также относятся к *гидроксидам*. Это электролиты, образующие при диссоциации в водных растворах из положительно заряженных ионов только ионы водорода H^+ , или, более точно, ионы гидроксония H_3O^+ - гидратированный ион водорода. Более общее определение: *кислоты* – это вещества, являющиеся донорами протонов H^+ . В зависимости от количества катионов водорода, образующихся при диссоциации кислоты, кислоты классифицируют также как основания, по основности. Существуют одно-, двух-, трех- и четырехосновные кислоты. Например, азотная кислота HNO_3 , азотистая кислота HNO_2 –одноосновные кислоты, угольная кислота H_2CO_3 , серная кислота H_2SO_4 – двухосновные кислоты, ортофосфорная кислота H_3PO_4 является трехосновной кислотой, а ортокремниевая кислота H_4SiO_4 –четыреосновной кислотой.

Номенклатура кислородсодержащих кислот: по **международной систематической номенклатуре** названия кислородсодержащих кислот формируются, как указывалось ранее, с учетом аниона, входящего в состав кислоты. Например:

H_3PO_4 - триводород тетраоксофосфат(V) или триводород ортофосфат

H_2CO_3 - диводород триоксокарбонат (IV)

HNO_3 - водород триоксонитрат (V)

H_2SiO_3 - диводород триоксосиликат (IV) или диводород метасиликат

H_2SO_4 - диводород тетраоксосульфат(VI) (количество атомов водорода в кислотах можно не указывать)

По систематической номенклатуре названия кислот используют редко, чаще всего применяют традиционно сложившиеся названия, которые формируются от *русского названия элемента (русская номенклатура)* по определенным правилам (см. таблицу). В таблице приведен перечень кислородсодержащих кислот, соли которых наиболее распространены в природе. Следует обратить внимание, что название *кислотного остатка* определяет название соли и строят его чаще всего по *полусистематической (международной) номенклатуре* от латинского названия элемента. В связи с этим необходимо вспом-

нить латинские названия элементов наиболее часто встречающихся в кислотах, например, N – азот, в русской транскрипции латинского названия звучит как [нитрогениум], C – углерод – [карбониум], S – сера – [сульфур], Si – кремний – [силициум], олово – [станнум], свинец – [плюмбум], мышьяк – [арсеникум] и т.д. В таблице приведены общие правила, в соответствии с которыми можно назвать большинство неорганических кислородсодержащих кислот других элементов, их кислотные остатки и соли.

Таблица наиболее распространенных кислородсодержащих кислот

Формула кислоты	Название кислоты по русской номенклатуре	Кислотный остаток	Название кислотного остатка и соли
$\overset{+6}{\text{H}_2\text{SO}_4}$	серная	SO_4^{2-} HSO_4^-	сульфат-ион, сульфаты, гидросульфат-ион, гидросульфаты
$\overset{+4}{\text{H}_2\text{SO}_3}$	сернистая	SO_3^{2-} HSO_3^-	сульфит-ион, сульфиты, гидросульфит-ион, гидросульфиты
$\overset{+5}{\text{HNO}_3}$	азотная	NO_3^-	нитрат-ион; нитраты
$\overset{+3}{\text{HNO}_2}$	азотистая	NO_2^-	нитрит-ион, нитриты
$\overset{+5}{\text{HPO}_3}$	метафосфорная	PO_3^-	метафосфат-ион, метафосфаты
$\overset{+5}{\text{H}_3\text{PO}_4}$	ортофосфорная	PO_4^{3-} H_2PO_4^- HPO_4^{2-}	ортофосфат-ион, ортофосфаты, дигидро(орто)фосфат-ион, дигидро(орто)фосфаты,

			гидро(орто)фосфат-ион, гидро(орто)фосфаты
+5 H₄P₂O₇	двуфосфорная (пирофосфорная)	P₂O₇⁴⁻	пирофосфат-ион, пирофосфаты
+3 HPO₂	фосфористая	PO₂⁻	фосфит-ион, фосфиты
H₂CO₃	угольная	CO₃²⁻ HCO₃⁻	карбонат-ион, карбонаты, гидрокарбонат-ион, гид- рокарбонаты
H₂SiO₃	метакремниевая	SiO₃²⁻ HSiO₃⁻	метасиликат-ион, метасиликаты, гидрометасиликат-ион, гидрометасиликаты
H₄SiO₄	ортокремниевая	SiO₄⁴⁻ H₃SiO₄⁻ H₂SiO₄²⁻ HSiO₄³⁻	ортосиликат-ион; ортосиликаты, тригидро(орто)силикат- ион, тригидро(орто)силикаты, дигидро(орто)силикат- ион дигидро(орто)силикаты, гидроортосиликат-ион, гидроортосиликаты
H₂CrO₄	хромовая	CrO₄⁻	хромат-ион, хроматы
H₂Cr₂O₇	двухромовая	Cr₂O₇²⁻	бихромат-ион, бихроматы

HClO	хлорноватистая	ClO⁻	гипохлорит-ион, гипохлориты
HClO₂	хлористая	ClO₂⁻	хлорит-ион, хлориты
HClO₃	хлорноватая	ClO₃⁻	хлорат-ион, хлораты
HClO₄	хлорная	ClO₄⁻	перхлорат-ион, перхлораты

Гидросоли и названия их кислотных остатков будут рассмотрены в разделе «соли». Правила названия кислородсодержащих кислот и кислотных остатков (за исключением тех, которые имеют тривиальные названия или их следует называть по систематической номенклатуре) следующие:

высшая с. о. элемента (равна № группы в периодической системе) – корень русского названия элемента + окончание «**ая**» или
 / «**овая**»

Название

с. о. – степень окисления

кислородсодержащей

кислоты

с.о. элемента < max – корень русского названия элемента +
 окончание «**истая**» или «**овистая**»

/ высшая с.о. элемента – корень латинского названия элемента +

Название

суффикс «**ат**»

кислотного

остатка

с.о. элемента < max – латинское название элемента + суффикс «**ит**»

Зная приведенные правила, легко вывести формулы кислот для различных элементов (с учетом положения в периодической системе) и назвать их. Например, металл Sn - олово (1V гр.) латинское название - stannum («станнум»):

Max с.о. = +4

Min с.о. = +2

Оксиды:

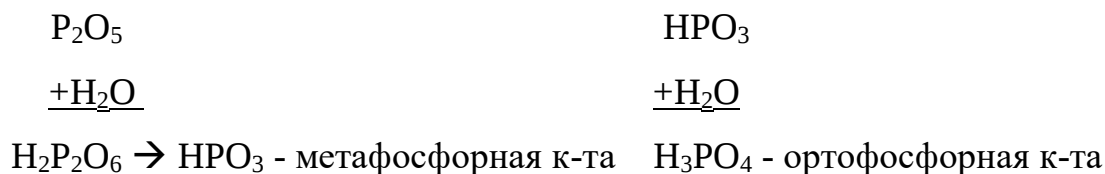
SnO₂

SnO

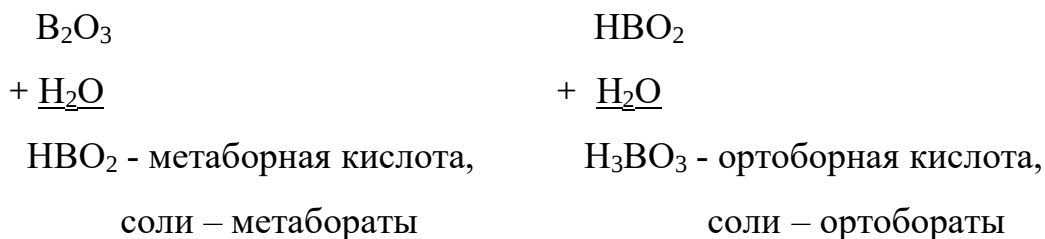
амфот.	амфот.
$\underline{+H_2O}$	$\underline{+H_2O}$
H_2SnO_3	H_2SnO_2
оловянная кислота	оловянистая кислота
SnO_3^{2-}	SnO_2^{2-}
станнат- ион,	станнит-ион,
Na_2SnO_3 – станнат Na	Na_2SnO_2 – станнит Na

Оксидам некоторых элементов соответствуют две кислоты: *мета-* и *ортокислота*, формально они отличаются на одну молекулу H_2O .

Вывод формулы мета и ортокислоты (если они существуют у данного элемента): при формальном присоединении к оксиду одной молекулы H_2O получаем формулу мета-кислоты, последующее присоединение еще одной молекулы воды к формуле мета-кислоты позволяет вывести формулу орто-кислоты. Например, выведем формулу мета- и ортокислоты, соответствующей оксиду Р (V):



Приведем пример обратной задачи: назвать соли $NaBO_2$ и K_3BO_3 . Степень окисления атома бора в этих солях равна +3 (проверьте расчет), следовательно, соли образованы от кислотного оксида B_2O_3 . Если в обеих солях степени окисления бора одинаковые, а виды кислотных остатков разные, то это соли мета- и ортоборной кислоты. Выведем формулы этих кислот:



Названия солей: $NaBO_2$ – метаборат натрия; Na_3BO_3 - ортоборат натрия.

2.1.5. Бескислородные кислоты

Общая формула таких кислот $H_xЭ_y$. Эта группа соединений по химическим свойствам и характеру диссоциации в водных средах (образование ионов гидроксония H_3O^+) сходна с кислородсодержащими кислотами, однако может быть выделена в отдельную группу, т.к. они не являются гидроксидами. Аналогично кислородным кислотам, они могут быть различной основности.

Название по *систематической номенклатуре* формируют следующим образом: на первом месте стоит слово «водород» с соответствующими количественными приставками, затем следует латинское название элемента с суффиксом «ид», например:

HCl - водород хлорид

H_2S – диводород сульфид

$HCNS$ - водород роданид

Наиболее распространенные бескислородные кислоты, название по полусистематической (международной) номенклатуре их кислотных остатков и солей приведены ниже:

Формула	Название кислоты	Кислотный остаток	Название кислотного остатка и соли
HF	фтороводородная (плавиковая)	F^-	фторид-ион, фториды
HCl	хлороводородная (соляная)	Cl^-	хлорид-ион, хлориды
HBr	бромоводородная	Br^-	бромид-ион, бромиды
HI	иодоводородная	I^-	иодид-ион, иодиды
H_2S	сероводородная	S^{2-}	сульфид-ион,

			сульфиды
			цианид-ион,
HCN	циановодородная	CN^-	цианиды

Название бескислородной кислоты: сочетание корня русского названия элемента и слова «водородная». (По полусистематической номенклатуре на первом месте - название кислотного остатка + слово «водорода», например HCl -хлорид водорода, H_2S - сульфид водорода, в современной русской учебной литературе наиболее распространены названия, которые приведены в таблице).

Название кислотного остатка: корень латинского названия элемента с суффиксом «ид».

Как и основания, все кислоты, независимо от их состава являются электролитами разной силы и подразделяют в зависимости от степени диссоциации на *сильные, слабые кислоты и кислоты средней силы*.

Следует запомнить, что *сильными кислотами* являются следующие: H_2SO_4 , HCl , HBr , HI , HNO_3 , HClO_4 , HMnO_4 .

Такие кислоты, как H_2CO_3 , H_2S , H_2SiO_3 , HNO_2 , H_3BO_3 , HClO , HCN являются *слабыми кислотами*.

2.1.6. Соли

Соли – *сложные вещества, состоящие из катионов (положительно заряженных частиц, чаще всего атомы металла) и отрицательно заряженных кислотных остатков. Разделяют по видам на нормальные (средние), гидросоли (кислые соли), гидроксосоли (основные соли), двойные соли, смешанные и комплексные. Двойные соли содержат атомы двух металлов и общий кислотный остаток, например, алюмокалиевые квасцы - $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$. Смешанные соли имеют в своем составе разные кислотные остатки, например CaOCl_2 - смешанная соль кислот HCl и HClO . В составе комплексных солей присутствует комплексный катион, например, $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$, или комплексный анион – $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$. Как правило, вне зави-*

симости от растворимости, большинство солей являются сильными электролитами.

2.1.6.1. Нормальные (средние) соли

Нормальные, или средние соли представляют собой продукт полной нейтрализации кислоты основанием (полное замещение атомов водорода атомами металла (более строго - катионами оснований) или полное замещение гидроксид-ионов основания кислотными остатками. В растворах диссоциируют с образованием катионов и анионов (кислотных остатков).

По *международной систематической номенклатуре* названия солей формируются аналогично описанным ранее названиям других классов соединений.. Например, Na_2CO_3 - динатрий триоксокарбонат, K_2SO_4 - дикалий тетраоксосульфат(VI), CaSiO_3 - кальций триоксосиликат (IV), NaClO – натрий хлорат (I), NaClO_2 –натрий хлорат (II), NaCl - натрий хлорид, Na_2S - динатрий сульфид и т.д.

По *полусистематической (международной) номенклатуре* на первое место ставят название кислотного остатка (см. таблицы кислот), на второе – название катиона соли с указанием римскими цифрами без алгебраического знака степени окисления металла, если это, как отмечали ранее, необходимо. Например, Na_2CO_3 – карбонат натрия, NaClO – хлорит натрия, FeSO_4 - сульфат железа (II), $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ –сульфат железа (III), Na_2S – сульфид натрия. Допускается запись: FeSO_4 – сульфат Fe(II), $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ – сульфат Fe(III). В редких случаях для высших степеней окисления элемента в кислотном остатке используется приставка «пер» или «пиро» с суффиксом – «ат», а в низшей степени окисления в названии соли приставка «гипо» с суффиксом «ит». Например, NaClO можно назвать гипохлоритом натрия, NaClO_4 - перхлоратом натрия, а знаменитую «красную ртуть» $\text{Hg}_2\text{Sb}_2\text{O}_7$ - пиростибатом ртути, без указания степени окисления элемента в кислотном остатке.

По *русской номенклатуре*, считающейся в настоящее время устаревшей, названия нормальных солей образуют от названия соответствующей кислоты с прибавлением слова «кислый» (для солей, образованных от кислородсодер-

жащих кислот) и названия катиона (при различных степенях окисления металла используют слова «окисное» или «закисное»), например:

Na_2SO_4 - сернокислый натрий (высшая степень окисления у атома серы)

Na_2SO_3 - сернистокислый натрий (степень окисления у атома серы меньше максимальной).

$\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$ – азотнокислое закисное железо

$\text{Fe}(\text{NO}_2)_3$ – азотистокислое окисное железо

Названия нормальных солей *бескислородных кислот* по русской номенклатуре начинают с кислотного остатка (русское название элемента в нем записывают в виде прилагательного с суффиксом «**ист**») и заканчивают названием катиона: Na_2S - сернистый натрий, KCN - цианистый калий. Если катион (атом металла) проявляет несколько степеней окисления, то в солях с высшей степенью окисления атома металла название кислотного остатка имеет окончание «**ая, ое**» (CuCl_2 – хлорная медь, FeCl_3 – хлорное железо). При более низкой степени окисления атома металла окончание кислотного остатка будет «**истая, истое**» (CuCl – хлористая медь, FeCl_2 – хлористое железо).

Названия нормальных солей по русской номенклатуре достаточно сложны, и менее универсальны, поэтому встречаются только в старой литературе. Тем не менее, мы сочли необходимым дать их, поскольку они пока еще используются в технической литературе, некоторых справочниках, на этикетках химреактивов и др.

Примеры названий некоторых солей по *полусистематической* и *систематической номенклатуре* приведены ниже:

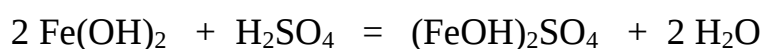
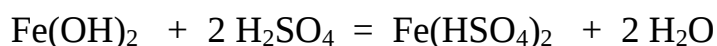
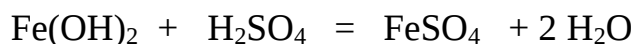
Формула соли	Название по полусистематической номенклатуре	Название по систематической номен- клатуре
Na_2CO_3	карбонат натрия	динатрий триоксокарбонат
Ca_2SiO_4	метасиликат кальция	дикальций тетраоксосиликат
NaCrO_2	метахромит натрия	натрий диоксохромат (III)

Na_3CrO_3	ортохромит натрия	тринатрий триоксохромат (III)
K_2CrO_4	хромат калия	дикалий тетраоксохромат (VI)
KClO_4	перхлорат калия	калий тетраоксохлорат (VII)
$\text{Ba}(\text{ClO}_3)_2$	хлорат бария	барий триоксохлорат (V)
KClO_2	хлорит калия	калий диоксохлорат (III)
$\text{Ca}(\text{ClO})_2$	гипохлорит калия	кальций оксохлорат (I)
CuS	сульфид меди (II)	медь сульфид
Cu_2S	сульфид меди (I)	димедь сульфид

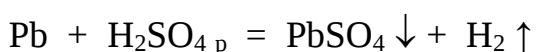
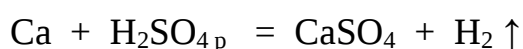
Основные способы получения нормальных, гидро- и гидроксолей

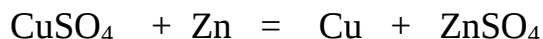
Напомним, что условием протекания реакции в растворе электролита до конца является: а) образование плохо растворимого вещества; б) газа; в) слабого электролита; г) устойчивого комплексного аниона или катиона. Гидросоли и гидроксоли, как правило, можно получить теми же способами, которые используют для получения нормальных солей, но при другом соотношении исходных веществ. Основные способы их получения приведены в этом разделе:

1. *Реакция нейтрализации* (в зависимости от соотношения основания и кислоты можно получить разные виды солей):

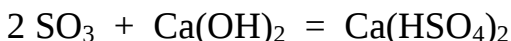
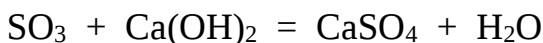
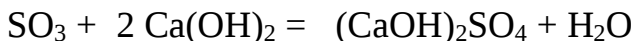
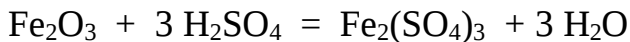


2. *Взаимодействие металлов с кислотами, неметаллами и солями:*

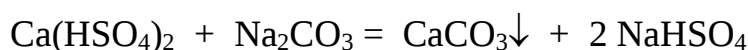
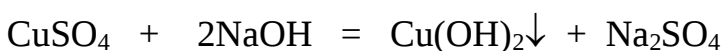
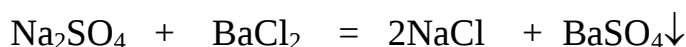




3. Реакции с участием оксидов:



4. Реакции с участием солей (реакции обмена):



Таким образом, нормальные, гидросоли и гидроксосоли получают многими способами. При этом, использование одинаковых исходных веществ при различном их соотношении (п.1,3) позволяет получить разные соли. Достаточно много ошибок допускают при составлении названий солей. Номенклатура нормальных солей была рассмотрена выше. **Однако обязательным условием составления правильных названий различных солей по полусистематической (международной) номенклатуре (наиболее широко используемой в русской учебной, научной и технической литературе) и написания их формул является хорошее знание номенклатуры кислот и кислотных остатков (см. таблицы кислот выше).**

2.1.6.2. Гидросоли (кислые соли)

Гидросоли представляют собой продукты неполного замещения катионов водорода в кислоте. Эти соли содержат в составе кислотного остатка один или несколько атомов водорода: $\text{Ca(HSO}_4)_2$, KH_2PO_4 и др. Такого вида анионы можно обнаружить в водном растворе соли:



Приведем примеры названий гидросолей по *международной систематической номенклатуре*:

NaHCO_3 - натрий водородтриоксокарбонат

NaH_2PO_4 - натрий диводородтетраоксофосфат (V)

Na_2HPO_4 - динатрий водородтетраоксофосфат (V)

NaHSO_4 - натрий водородтетраоксосульфат (VI)

По *русской номенклатуре* названия кислых солей образуют из названий нормальных солей с добавлением слова «**кислый**». Если кислая соль образована от трех- и четырехосновных кислот, то необходимо также указывать количество замещенных атомов водорода, например:

NaHCO_3 - кислый углекислый натрий

NaH_2PO_4 - кислый однозамещенный фосфорнокислый натрий

Na_2HPO_4 - кислый двузамещенный фосфорнокислый натрий

Формулы и названия гидросолей по полусистематической (международной) номенклатуре

При написании формул гидросолей необходимо помнить, что одноосновные кислоты, содержащие один атом H (HCl , HNO_3 и другие), гидросолей не образуют. Диссоциация такой кислоты приводит к образованию одного вида кислотного остатка: $\text{HCl} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{Cl}^-$ (который входит в состав солей).

Составим формулы гидросолей:

гидросульфид магния (разберем последовательно по названию состав соли):

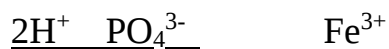
$$\frac{\text{H}^+ \quad \text{S}^{2-}}{\text{HS}^-} \quad \text{Mg}^{2+}$$

кислотный остаток гидросоли (его заряд определяют по сумме составляющих его атомов), формула соли имеет вид: **$\text{Mg}(\text{HS})_2$** .

По латыни водород в русской транскрипции - гидрогениум, поэтому приставка «**гидро**» в названии соли по полусистематической (международной) номенклатуре указывает на присутствие одного атома водорода в составе

кислотного остатка; наличие двух или трех атомов водорода отражают приставками: дигидро и тригидро.

Дигидро(орто)фосфат железа (III) (приставку «**орто**» в данном случае можно не писать, т.к. метакислота не образует гидросолей):



H_2PO_4^- - кислотный остаток, соль имеет вид: **$\text{Fe}(\text{HPO}_4)_3$** ;

гидрофосфат калия:



HPO_4^{2-} , соль - **K_2HPO_4** .

Рассмотрим обратную задачу – по формуле соли составим ее название:

NaH_3SiO_4 – название соли начинаем с кислотного остатка (подчеркнут):

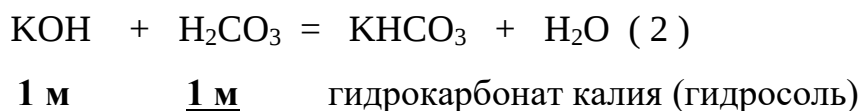
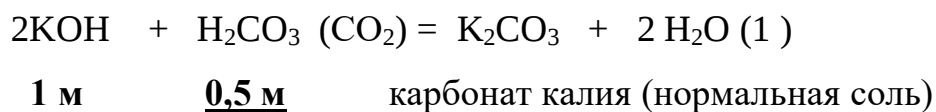
↓ тригидро(орто)силикат (SiO_4^{4-} - ортосиликат-ион), название соли - **тригидроортосиликат натрия.**



↑стехиометрический коэффициент, стоящий за скобками и указывающий количество кислотных остатков (подчеркнуты) **не входит в название соли. Он вводится для сохранения ее электронейтральности (равенства положительных и отрицательных зарядов).** Кислотный остаток – гидросульфат-ион, соль - **гидросульфат кальция.**

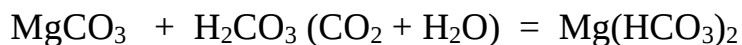
Получают гидросоли перечисленными выше способами, наиболее часто можно использовать следующие:

1. *основание + кислота* (или кислотный оксид) - избыток по сравнению с получением средней соли (см. число молей кислоты на 1 моль (1 м) основания):



В реакции (2) используют избыток кислоты по сравнению с получением нормальной соли.

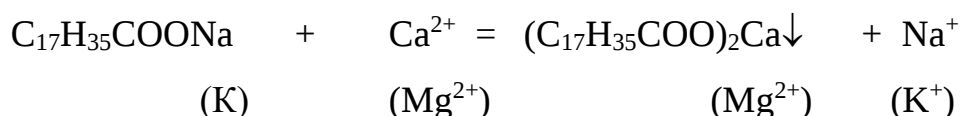
2. *взаимодействие нормальной соли с кислотой:*



Данная реакция происходит, например, при взаимодействии подземных вод, насыщенных углекислым газом, с карбонатными породами, содержащими CaCO_3 и MgCO_3 . Поскольку гидросоли растворимы лучше средних солей, воду, обогащенную катионами Ca^{2+} и Mg^{2+} , называют *жесткой*. Такая вода при кипячении образует накипь, т.к. соли нестойких кислот легко разлагаются при нагревании:



Мыло утрачивает свою моющую способность в такой воде из-за образования нерастворимых солей органических кислот:

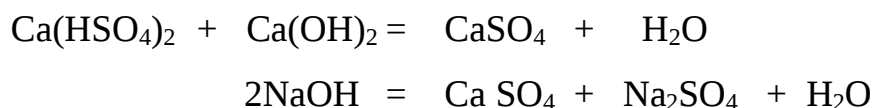


стеарат натрия (калия) - основа мыла

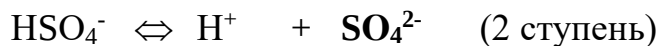
Небольшое содержание *катионов кальция и магния* в воде является *полезным* для человека, т.к. Ca^{2+} и Mg^{2+} являются важными компонентами живых организмов. При их малом присутствии в воде последнюю называют *мягкой* водой.

Гидросоли легко переходят в средние при действии оснований

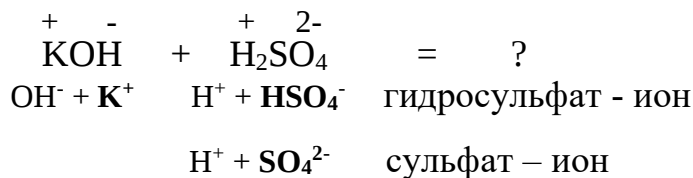
(желательно использовать сильные хорошо растворимые основания), происходит реакция нейтрализации:



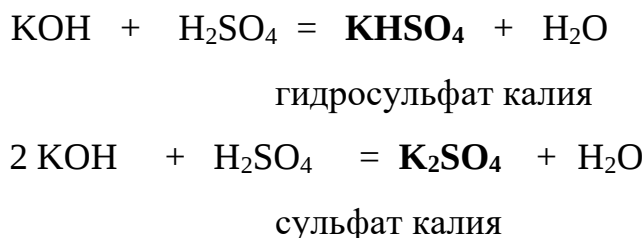
Часто возникает вопрос, какие соли может образовать данная кислота. Рекомендуем сначала представить *схему ступенчатой диссоциации кислоты* (многоосновные кислоты при диссоциации последовательно отщепляют ионы H^+), такая операция позволяет определить вид всех кислотных остатков и их заряд, например:



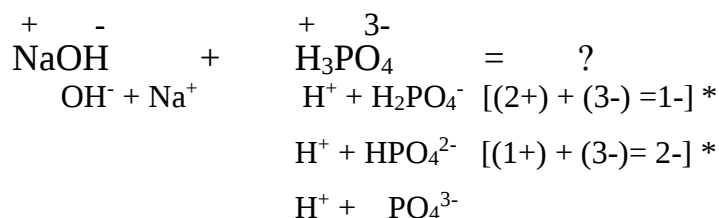
При взаимодействии такой кислоты, например, с гидроксидом калия KOH, можно, используя ступенчатую диссоциацию кислоты и диссоциацию основания, проанализировать, какие соли возможны:



В данном случае возможно образование двух солей: **KHSO₄** и **K₂SO₄**. Определив виды солей, следует записать уравнения реакций их образования при различном соотношении основания и кислоты:

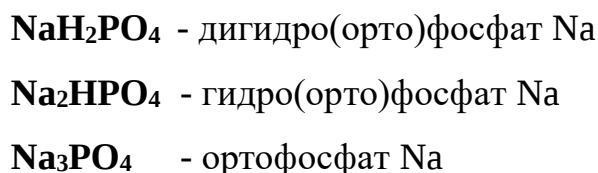


Рассмотрим еще один пример:



*Примечание: для определения заряда кислотных остатков, содержащих атомы водорода, рекомендуем в формуле кислоты указать заряд атома водорода (H⁺) и кислотного остатка, в данном случае PO₄³⁻.

Запишем формулы возможных солей:



2.1.6.3. Гидроксосоли (основные соли)

Гидроксосоли представляют собой продукт неполного замещения гидроксид-ионов основания кислотными остатками. **В составе сложного катиона основной соли присутствуют один или несколько гидроксид-ионов:**



По *международной систематической номенклатуре* названия основных солей имеют, например, следующий вид:

Zn(OH)Cl - цинк гидроксид хлорид

$\text{Al(OH)}_2\text{NO}_3$ – алюминий дигидроксид триоксонитрат (V)

Полусистематическая (международная) номенклатура использует для основных солей термин «**гидроксосоли**», при этом соответствующие количественные приставки в названиях гидроксосолей указывают количество гидроксид-ионов в формуле соли. На первом месте в названии соли указывается анион кислотного остатка, приставка «**гидроксо**» пишется далее слитно с названием соответствующего катиона, например:

Mg(OH)Cl - хлорид гидроксомагния (допускается запись без круглых скобок: MgOHCl)

$[\text{Al(OH)}_2]_2\text{SO}_4$ – сульфат дигидроксоалюминия

Al(OH)SO_4 сульфат гидроксоалюминия

В *русской номенклатуре* названия основных солей образовывали от средних солей с прибавлением слова «**основной**». Для трех- и четырехкислотных оснований указывали число замещенных гидроксид-ионов, например,

$(\text{ZnOH})_2\text{SO}_4$ – основной сернокислый цинк

FeOHCl - основное хлористое железо

$[\text{Al(OH)}_2]_3\text{PO}_4$ - основной однозамещенный ортофосфорнокислый алюминий

$[\text{Al(OH)}]_3(\text{PO}_4)_2$ - основной двузамещенный ортофосфорнокислый алюминий

Большое затруднение, обычно, возникает, как и для гидросолей, при составлении формул и названий *гидроксосолей*, поэтому рассмотрим этот вопрос более подробно.

Формулы и названия гидроксосолей по полусистематической (международной) номенклатуре

Также как в случае гидросолей, в названии гидроксосоли отражен ее состав, при этом необходимо помнить:

1. однокислотные основания, содержащие одну OH^- - группу (NaOH , KOH , NH_4OH и т.д.) не образуют гидроксосолей, т.к. в их растворах существует один вид катионов, например:



2. гидроксид-ионы всегда входят в состав катиона соли (CuOH^+ , $\text{Al}(\text{OH})_2^+$ и т.д.). Именно поэтому приставка «**гидроксо**» ставится после названия аниона.

Составим формулы гидроксосолей по их названиям:

сульфат гидроксомеди (II), состав соли:



CuOH^+ - катион соли (его суммарный заряд

определяют по заряду катиона металла и гидроксид-иона или сумме зарядов OH^- , если их несколько). Формула соли имеет вид: **$(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$** .

Приставка «гидроксо» указывает на присутствие в составе катиона соли одной $-\text{OH}$ группы, «дигидроксо» – двух $-\text{OH}$ групп (в растворе после диссоциации – гидроксид-ионов OH^-). При этом напоминаем еще раз, что в первую очередь называют кислотный остаток в составе соли, а потом катион (это правило продемонстрировано в названиях средних и гидросолей). Приведем еще два примера:

нитрат гидроксоалюминия



AlOH^{2+} - катион соли, формула – **$\text{AlOH}(\text{NO}_3)_2$**

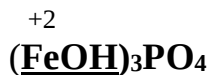
Сульфит дигидроксоалюминия



$\text{Al}(\text{OH})_2^+$ - катион соли (его суммарный заряд $[(3+)+2(1-)=1+]$)

Формула соли: $(\text{Al}(\text{OH})_2)_2\text{SO}_3$.

Теперь давайте назовем соль по ее формуле:



↑ - стехиометрический коэффициент, стоящий за скобками и указывающий количество катионов, не будет входить в название соли: FeOH^+ - катион гидроксожелеза (II). Название соли: **ортофосфат гидроксожелеза (II)**.

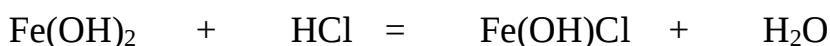
$^{+3}(\text{Fe}(\text{OH})_2)_2\text{SO}_4$ - кислотный остаток— SO_4^{2-} - сульфат-ион, $\text{Fe}(\text{OH})_2^+$ - катион дигидроксожелеза (III), название соли **-сульфат дигидроксожелеза (III)**.

Получают гидроксосоли выше перечисленными способами. Наиболее часто встречаются следующие:

1. *кислота* (или кислотный оксид) + *основание* (основной оксид),
(избыток по сравнению с получением нормальной соли – см. число молей основания (**м**) на 1 моль кислоты).



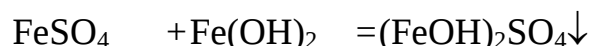
0.5 м **1 м** хлорид железа(II)



1м **1м** хлорид гидроксожелеза (II)

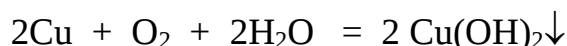
избыток основания (по сравнению с предыдущей реакцией).

2. *взаимодействие средней соли с основанием:*



Как правило, гидроксосоли соли растворимы хуже средних солей.

Так же, как гидросоли, они часто встречаются в природе в составе различных пород. Образование осадков карбонатов, хлоридов и сульфатов гидроксомеди (II) наблюдается в городах на поверхности бронзовых памятников (бронза содержит медь) при протекании ряда реакций с компонентами окружающей среды (O_2 , H_2O , HCl , H_2CO_3 , H_2SO_4):



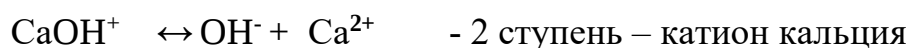


$\text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow + \text{CuSO}_4 = (\text{CuOH})_2\text{SO}_4 \downarrow$ - зелено-голубой осадок на бронзе (*патина*).

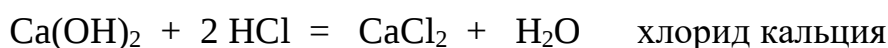
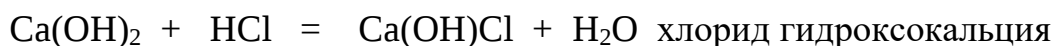
Гидроксосоли можно перевести в средние при добавлении кислот (рекомендуется добавлять сильную кислоту). При этом происходит реакция нейтрализации:



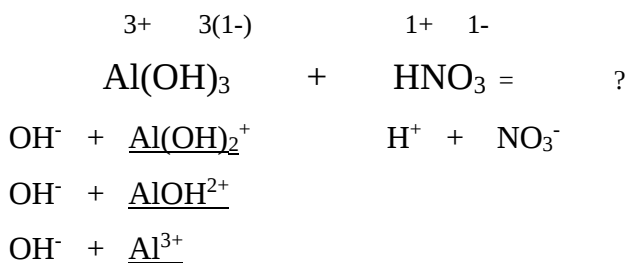
Чтобы определить, какие гидроксосоли может образовать данное основание, необходимо рассмотреть его ступенчатую диссоциацию (основание может последовательно отщеплять гидроксид-ионы). Это позволяет определить вид и заряд всех возможных катионов в растворе данного основания:



При взаимодействии такого основания с кислотой, например HCl , могут образоваться следующие соли: **$\text{Ca}(\text{OH})\text{Cl}$** и **$\text{CaCl}_2$** . Определив виды солей, можно записать уравнения реакций их образования при различном соотношении основания и кислоты:

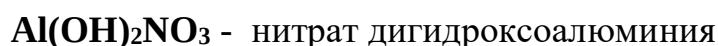


Рассмотрим еще один пример:



Примечание: для определения заряда сложного катиона соли рекомендуем указать заряд гидроксид-иона и катиона металла в формуле основания (например, Al^{3+} и OH^-). Как правило, при единичных зарядах цифра 1 может не ставиться.

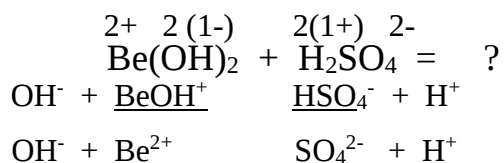
Эта схема позволяет написать следующие формулы солей:



$\text{AlOH}(\text{NO}_3)_2$ - нитрат гидроксиалюминия

$\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ - нитрат алюминия

Очень часто встречаются более сложные случаи взаимодействия оснований и кислот, а именно, многоосновной кислоты и многокислотного основания. В таком случае образуется несколько видов солей (нормальная, одна или несколько гидро- и гидроксо солей). Рассмотрим пример, используя как вспомогательное действие ступенчатую диссоциацию кислоты и основания:

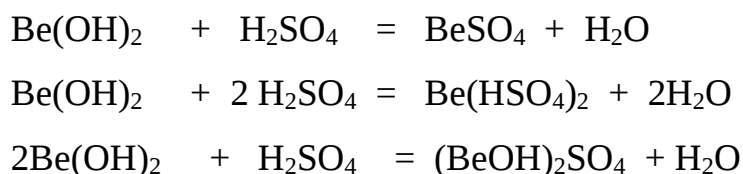


Эта схема позволяет записать формулы трех солей:

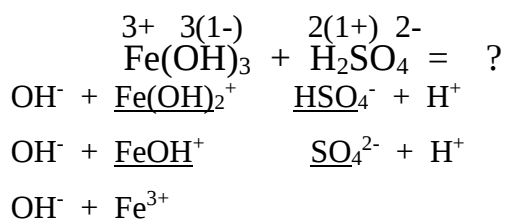
BeSO_4 – сульфат бериллия $\text{Be}(\text{HSO}_4)_2$ - гидросульфат бериллия и $(\text{BeOH})_2\text{SO}_4$ - сульфат гидроксобериллия.

Примечание: не бывает солей, в которых присутствуют одновременно ион H^+ и OH^- , т.к. они взаимодействуют с образованием H_2O .

Определив возможные соли, можно записать уравнения реакций их образования:



Рассмотрим еще один пример:



Запишем формулы возможных солей:

$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ – сульфат железа (III); $\text{Fe}(\text{HSO}_4)_3$ – гидросульфат железа (III);
 $(\text{Fe}(\text{OH})_2)_2\text{SO}_4$ – сульфат дигидроксожелеза (III); $\text{Fe}(\text{OH})\text{SO}_4$ – сульфат гидроксо железа (III).

Предложенная схема позволяет проанализировать, какие соли могут образоваться при взаимодействии основания с кислотой при их различном

соотношении. Напомним, что гидросоли (кислые соли) и гидроксосоли (основные соли) образуются также при гидролизе средних (нормальных) солей.

Примечание. При написании названий солей вы можете использовать любую разновидность химической номенклатуры, по наиболее узнаваемой и понятной для вас же **будет полусистематическая (международная) номенклатура**, которую мы и рекомендуем в качестве основной.

Вернемся теперь к нашему заданию (**п. 2**). По полусистематической (международной) номенклатуре названия солей будут такими:

Al_2S_3 – сульфид алюминия, либо сульфид Al (нормальная или средняя соль);

$\text{Al}(\text{HS})_3$ – гидросульфид алюминия, либо гидросульфид Al (гидросоль или кислая соль);

$\text{Al}(\text{OH})\text{S}$ – сульфид гидроксиалюминия, либо сульфид гидрокси Al (гидроксо соль или основная соль (двузамещенная));

$[\text{Al}(\text{OH})_2]_2\text{S}$ – сульфид дигидроксиалюминия, либо сульфид дигидрокси Al (гидроксо соль или основная соль (однозамещенная)).

Примечание: в названиях солей приставка «гидро» пишется слитно с названием аниона (кислотного остатка), в названиях основных солей приставка «гидрокси» пишется слитно с названием катиона и после названия аниона. В названиях солей катион (в нашем случае – $\text{Al}(\text{Al}^{3+})$), может быть записан либо полным названием, либо химическим символом (см. периодическую таблицу).

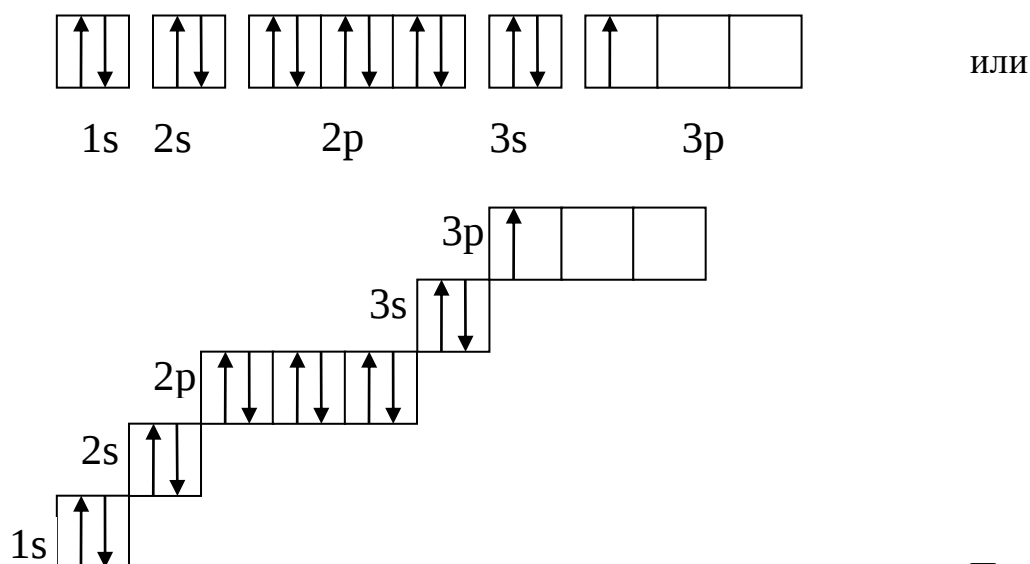
Теперь по **п.3** задания I части. Для выполнения данного задания вам рекомендуется прочитать из уже упоминавшегося **«Опорного конспекта лекций по химии»** раздел: **«Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева»**, стр. 34-58.

2.1.7. Электронная формула атома

Электронная формула или электронный паспорт – это формула записи распределения электронов в атомах по энергетическим уровням и подуровням. Количество электронов в атоме равно его порядковому номеру в периодической системе.

В нашем случае у Al должно быть 13 электронов, т.к. его номер 13. Электронная формула запишется так: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$. Запись начинается с низшего (первого) энергетического уровня. Далее следует буквенная запись энергетического подуровня, определяющего форму электрона (электронного облака). Число электронов на подуровне указывается цифрой справа у буквенного обозначения подуровня.

Таким образом, из приведенной выше электронной формулы следует, что у атома алюминия на первом энергетическом уровне находится два s-электрона, на втором – восемь электронов, из них два s-электрона и шесть p-электронов, на третьем – три электрона, из них два s-электрона и один p-электрон. Графическая электронная формулы для алюминия будет выглядеть следующим образом:



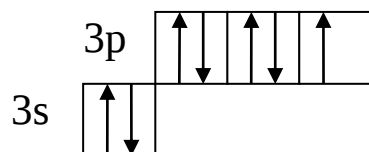
Последняя запись наглядно характеризует энергетическое состояние электронов в атоме (энергетическую диаграмму атома алюминия).

2.1.8. Валентные возможности атомов

Для ответа по п.4 задания I части необходимо из рекомендованного вам «**Опорного конспекта лекций по химии**» (или из других учебников по химии для высшей школы) выучить раздел «Энергетическое состояние электрона в атоме» (стр. 48-50). Особое значение здесь будет играть схема относительного расположения орбиталей для многоэлектронных атомов (рис. 6(б), стр. 48).

Для начала необходимо:

- написать электронную формулу атома хлора: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$;
- выделить внешние электроны: $3s^2 3p^5$;
- построить для них графическую электронную формулу (2-й вариант):



Для дальнейшего ответа необходимо знать основные представления по химической связи («**Опорный конспект по химии**», стр. 59-63), в том числе:

- основное и возбужденное состояние электронов в атоме (стр. 49);
- обменный механизм образования ковалентной химической связи (стр. 62);
- донорно-акцепторный механизм образования ковалентной химической связи (стр. 62).

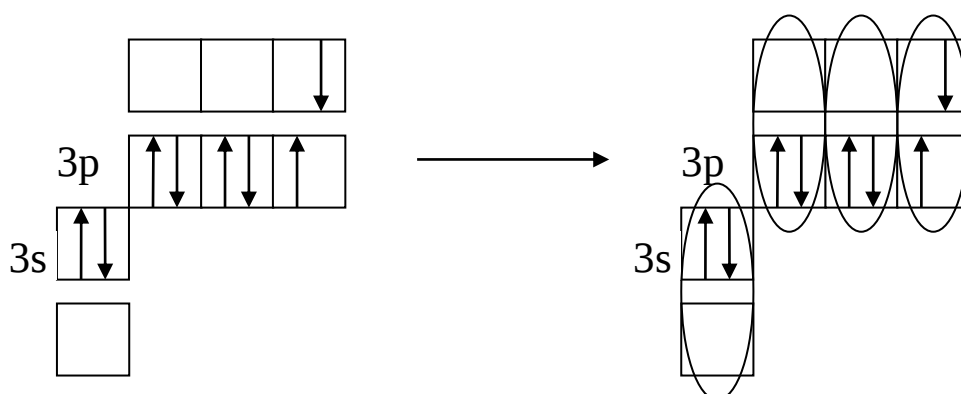
Примечание. При рассмотрении валентных возможностей атомов следует учитывать указанные возможности по образованию прежде всего ковалентного типа связи (неполярной и полярной). К тому же следует понимать, что валентные возможности и конкретная валентность (ковалентность) - разные понятия. Валентные возможности – это теоретическая «максимальная» валентность, которая, как правило, всегда меньше валент-

ности конкретных атомов элементов в реально существующих соединениях. При этом, численная величина валентных возможностей, как и численная величина валентности, знака не имеет. При определении валентных возможностей необходимо найти **максимально** возможные значения валентных возможностей того или иного атома, а также их количество по обменному и донорно-акцепторному механизмам образования ковалентной химической связи. Определение валентных возможностей корректно проводить для атомов неметаллов или полуметаллов, которые могут образовывать химические соединения с ковалентным типом (характером) химической связи.

Для определения валентных возможностей атома хлора в нормальном состоянии необходимо:

- сосчитать количество свободных внешних электронов и количество электронных пар или количество свободных атомных ячеек на последнем занятом энергетическом подуровне. (Задействованным подуровнем считается такой, на котором в нормальном (невозбужденном) состоянии имеется хотя бы один электрон). В нашем случае количество неспаренных электронов у атома хлора в нормальном состоянии равно 1.

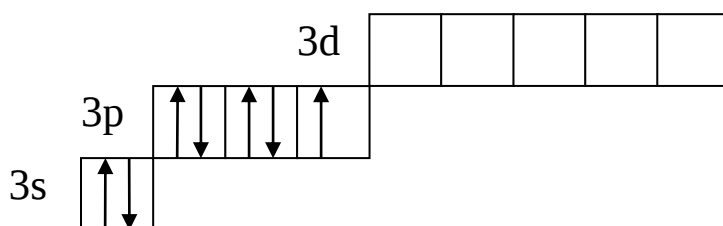
- сосчитать количество электронных пар на внешних подуровнях. В нашем случае их 3 – одна на подуровне 3s и две на подуровне 3p. Таким образом, валентные возможности (В.в.) атома хлора в нормальном состоянии равны 4: $В.в. (Cl) = 1_{обм} + 3^d_{д.а.}$, в том числе одна по обменному механизму (обм), три – по донорно-акцепторному (д.а.), где атом хлора выступает в качестве донора (д.), т.е. атома, предоставляющего при образовании ковалентной химической связи электронную пару. Формальная схема реализации таких возможностей представлена ниже:



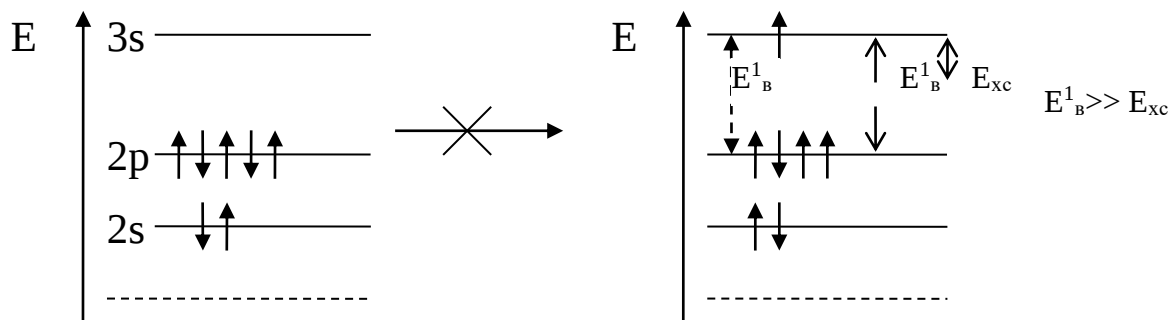
Для определения валентных возможностей атома хлора в возбужденном состоянии необходимо:

- построить для атома хлора графическую электронную формулу (2-й вариант) с учетом ближайшего незаполненного энергетического подуровня. В нашем случае – это 3d-подуровень (рис. 6, стр. 48. «**Опорный конспект лекций по химии**»).

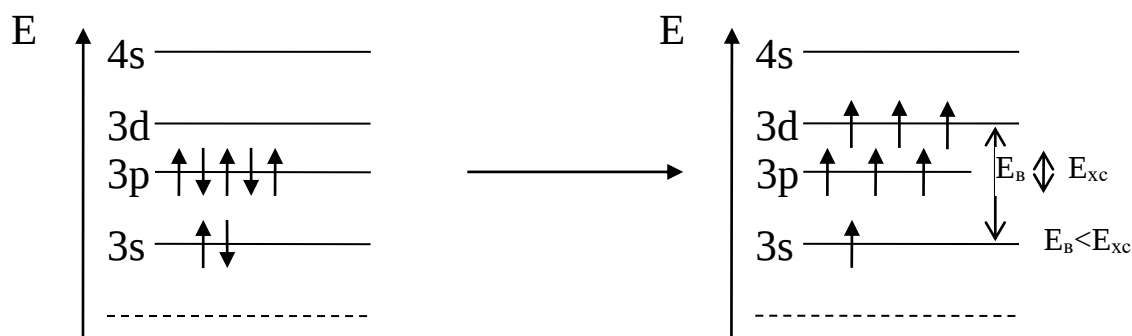
Графическая электронная формула будет выглядеть следующим образом:



Отметим, что при возбуждении электронов, т.е. переводе их на более высокий энергетический подуровень того же энергетического уровня, определяемого значением главного квантового числа n (в нашем случае $n=3$), энергетические затраты ($E_{\text{в}}$) не столь значительные и могут быть скомпенсированы при образовании химической связи ($E_{\text{хс}}$). При переходе электрона с энергетического подуровня одного электронного слоя на энергетический подуровень другого электронного слоя, энергетические затраты ($E_{\text{в}}^1$) оказываются больше, чем выигрыш энергии при образовании химической связи, т.е. такая валентная возможность не может быть даже формально реализована ни в каких химических соединениях. Поэтому такие валентные возможности не учитываются. Вышесказанное поясняют схемы, приведенные ниже.

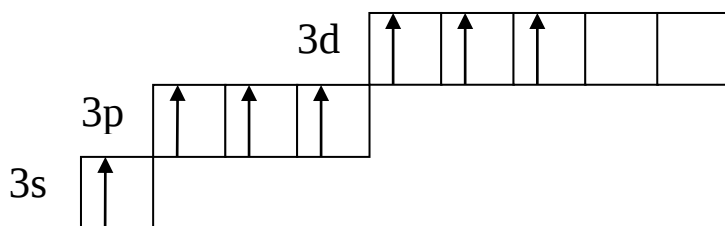


Образование химической связи энергетически невыгодно.

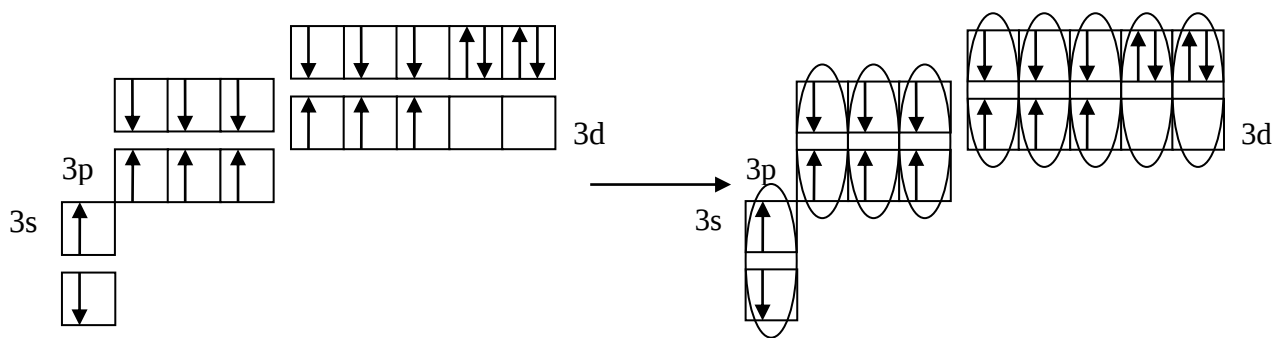


Образование химической связи энергетически возможно.

Таким образом, в нашем случае распределение электронов для атома хлора в возбужденном состоянии будет выглядеть следующим образом:



Исходя из данной графической формулы, валентные возможности атома хлора в возбужденном состоянии (Cl^*) равны 9: $\text{В.в.}(\text{Cl}^*) = 7_{\text{обм}} + 2^{\text{а}}_{\text{д.а.}}$, в том числе семь по обменному механизму (обм), две – по донорно-акцепторному в качестве акцептора (а), т.е. атома предоставляющего свободные атомные ячейки на задействованном энергетическом уровне. Формальная схема гипотетической реализации таких возможностей представлена ниже:



Еще раз подчеркнем, что такие максимальные валентные возможности, как правило, не могут быть реализованы в реальных химических соединениях, в частности из-за геометрических размеров атомов.

2.2. II часть контрольного задания

Пусть ваше задание по II части сформулировано следующим образом: «Написать (последовательно) химические процессы, происходящие при контакте алюминия с раствором сульфида лития. Обосновать возможность их протекания».

а) **Сначала рассмотрим металл.** В нашем случае это алюминий. Какой это металл по активности? Из школьного курса вы знаете, что Al, также как щелочные и щелочноземельные металлы, относятся к активным металлам. А это значит, что он на воздухе обязательно будет реагировать с кислородом воздуха, т.е. будет покрыт оксидной пленкой Al_2O_3 . Таким образом, при рассмотрении процессов, происходящих в нашей системе, необходимо учитывать наличие не только самого металла, но и его оксидной пленки. Следовательно, прежде чем рассматривать реакции с участием алюминия, необходимо рассмотреть реакции с участием его оксида. Для этого следует **определить его свойства.** Из «Опорного конспекта лекций по химии», стр. 23, вы узнаете, что оксид алюминия обладает **амфотерными свойствами.**

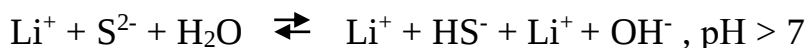
В результате по рассматриваемому заданию у нас есть следующая информация:

- активный металл Al;
- на этом металле имеется оксидная пленка Al_2O_3 ;
- оксид алюминия обладает амфотерными свойствами, т.е. способен реагировать либо с сильными основаниями (щелочами), либо с сильными кислотами.

б) Далее рассмотрим раствор соли. В нашем случае это сульфид лития и вода: $\text{Li}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$. Что это за соль? Данная соль, образована **сильным основанием** (LiOH) и **слабой кислотой** (H_2S). А такие соли в воде подвергаются гидролизу («Опорный конспект лекций по химии», стр. 131-134):



В случае таких солей, также как и в случае солей, образованных **слабым основанием и сильной кислотой**, гидролиз практически идет только по первой ступени. Кроме того, не будем забывать, что гидролиз во многих случаях, и в нашем тоже, является обратимым процессом. Об этом свидетельствуют противоположно направленные стрелки. Давайте запишем процесс гидролиза **в ионном виде**. В отличие от записи реакции **в молекулярной форме** (см. ранее), такая запись реакции дает нам возможность более наглядно определить характер среды, образующейся в результате гидролиза (иногда говорят «определить реакцию среды»). В нашем случае запись реакции в ионном виде (ионной форме) запишется так:



в сокращенном ионном виде:

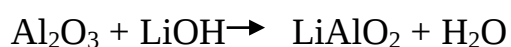


Примечание. Для правильной записи реакции в ионном виде следует вспомнить, что малодиссоциирующие соединения (в нашем случае H_2O), а также слабые кислоты, слабые основания и их остатки (в нашем случае HS^-) на ионы не раскладываются.

Из записи реакции в ионном виде наглядно видно, что в результате гидролиза соли Li_2S в продуктах реакции наблюдается появление **гидроксид-ионов OH^-** , т.е. среда становится **щелочной**. Используя водородный показатель можно записать, что в нашем случае $\text{pH} > 7$.

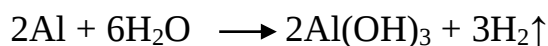
в) Далее нам следует рассмотреть: как будет вести себя окисированный с поверхности алюминий, когда он будет находиться в контакте с частично гидролизированным сульфидом лития в щелочной среде.

Зная, что амфотерные оксиды взаимодействуют с сильными основаниями (а LiOH – одно из них) образуя соль и воду, запишем:

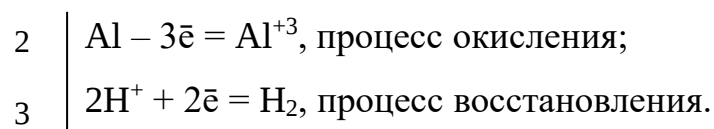


Таким образом, оксидная пленка может раствориться.

С чем теперь может взаимодействовать Al ? Кислоты нет, по сравнению с Li он менее активен (см. ряд активности, «**Опорный конспект лекций по химии**», стр. 140), т.е. не может вытеснить литий из его солей. Остается вода. Из школьного курса химии мы знаем, что активные металлы способны вытеснять водород из воды:



Давайте докажем, что в нашем случае, т.е. в условиях **щелочной среды**, такая **окислительно-восстановительная реакция** действительно будет происходить. (Об окислительно-восстановительных реакциях см. «**Опорный конспект лекций по химии**», стр. 135-141). Для этого запишем для этой реакции процессы окисления и восстановления:



Затем, возьмем численные данные по стандартным окислительно-восстановительным потенциалам (E^0 или φ^0), характеризующие указанные процессы. Эти данные есть во многих учебниках или учебных пособиях по химии (см. также «**Опорный конспект лекций по химии**», стр. 159). Для алюминия это потенциал E^0 равен -1,66 (В), для водорода в щелочной среде потенциал E^0 равен -0,83 (В). Данное значение E^0 для водорода получаем, ис-

пользуя уравнение Нернста («Опорный конспект лекций по химии», стр. 141). Поскольку LiOH – сильное основание (щелочь), то значение pH будет не просто больше 7, а значительно больше, поскольку в результате гидролиза Li₂S среда будет сильнощелочной, pH = 10 ÷ 14. Возьмем величину pH=14, подставив ее в уравнение

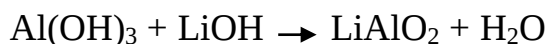
$$E = E^0 + \frac{0,059}{1} \lg[H^+] = 0 + 0,059 \lg[10^{-14}] = -\lg 0,059 pH = -0,83(V)$$

Реакция способная протекать самопроизвольно, если разность потенциалов ΔE, характеризующих процесс восстановления и окисления (ЭДС реакции), будет больше нуля. В нашем случае:

$$\Delta E = -0,83 - (-1,66) = 0,83 (V)$$

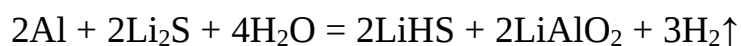
Вывод: алюминий в щелочной среде способен вытеснить водород из воды. В результате данной окислительно-восстановительной реакции, наряду с водородом, образуется и **гидроксид алюминия Al(OH)₃**, который, как и оксид алюминия Al₂O₃, обладает **амфотерными свойствами**.

В дальнейшем, гидроксид алюминия будет взаимодействовать со щелочью, которая есть в нашей системе:



Примечание. Гидроксид алюминия является промежуточным соединением. Его не следует указывать в конечных продуктах.

Теперь нам остается подвести итоги и написать заключительную реакцию. В левой и правой части оставим только те вещества, которые принимали участие в реакциях и образовались в результате рассмотренных взаимодействий:



Примечание. Воду записываем только в левой части реакции (где ее больше).

Таким образом в окружающую среду в качестве конечных продуктов поступят: **гидросульфид лития, метаалюминат лития и водород**. Не забудем также, что среда в этом месте будет **щелочной** (в данном случае гидро-

лиз – обратимый процесс, при расходовании LiOH новые порции соли Li_2S будут гидролизироваться с образованием того же LiOH).

Заключение по II части контрольного задания

По указанному алгоритму следует рассматривать все контрольные задания II части, которые вы получили. Следует, конечно, понимать, что в каких-то заданиях в результате гидролиза среда может получиться кислой ($\text{pH} < 7$), и тогда не только оксид, но и сам металл будет способен растворяться в кислоте. В необходимых случаях реальность такой возможности следует проверить, используя ЭДС реакции. Следует помнить, что если вам в подобном задании дан активный металл (Al, Zn и т.д.) и соль менее активного металла (Cu, Fe и т.д.), то после растворения оксидной пленки активный металл сначала вытеснит менее активный из его соли (см. ряд активности металлов: «**Опорный конспект лекций по химии**», стр. 140). Будет ли вытесненный неактивный металл далее с чем-то взаимодействовать – зависит от состава кислотной среды. Если среда – раствор азотной кислоты, то будет, если среда – растворы серной, соляной и других сильных кислот, то необходимо предварительно вычислить ЭДС окислительно-восстановительных реакций, как было показано ранее.

2.2.1. Основные положения по II части контрольного задания

1. Оксидную пленку следует учитывать только на активных металлах.
2. При взаимодействии оксидов и гидроксидов активных металлов со щелочью можно давать простейшие формулы солей, хотя будет приветствоваться написание **реально существующих формул солей** (в рассмотренном примере LiAlO_2 – простейшая формула (безводная), реальная формула – $\text{LiAl}(\text{OH})_4$).
3. Окислительно-восстановительные реакции необходимо уравнивать (в рассмотренной II части контрольного задания это реакция алюминия с водой).

4. В ответах должны быть: реакции гидролиза, запись реакции гидролиза в молекулярном и ионном виде, ЭДС для окислительно-восстановительных реакций, итоговая реакция.

Примечание. При подготовке ответов на контрольные задания рекомендуется использовать указанное в тексте основные учебное пособие: «Химия. Опорный конспект лекций для студентов заочной и дистанционной форм обучения». Изд. СПбГТУ, 2001. (См. также список литературы).

3. Порядок сдачи экзамена по курсу «Химия»

Для допуска к сдаче экзамена по курсу «Химия» необходимо:

1. Получить индивидуальное контрольное задание по химии.
2. Сдать его в письменном виде в Отдел заочного обучения не позднее, чем за 2 недели до начала экзаменационной сессии. Сделать, если необходимо, работу над ошибками. Получить новое контрольное задание, если после работы над ошибками оно не может быть зачтено.
3. При наличии зачета прийти в установленный день на экзамен.
4. При подготовке к экзамену использовать рекомендованную литературу, материалы контрольного задания, а также конспекты установочных лекций по химии, которые будут проводиться для вас во время сессий.
5. В экзаменационных билетах будет содержаться по три вопроса, отражающих основное содержание государственного образовательного стандарта (ГОС) по химии для технических направлений и специальностей вузов.

4. Список литературы

Основная литература

1. Блинов Л.Н., Перфилова И.Л. Химия. Опорный конспект лекций для студентов заочной и дистанционной форм обучения. СПб.: Изд. СПбГТУ, 2001. 160с.
2. Блинов Л.Н., Перфилова И.Л. Химия. Опорный конспект лекций для студентов заочной и дистанционной форм обучения. Компьютерная версия (Интернет, справка в деканате).
3. Методические указания для самостоятельной подготовки студентов к контрольным работам по общей химии. Л: Изд. ЛПИ, 1988. 48с.
4. Байдаков Л.А., Блинов Л.Н. и др. Курс лекций по общей и экологической химии. СПб.: Изд. СПбГУ, 1993. 246с.

Дополнительная литература

1. Блинов Л.Н., Гутенев М.С. и др. Неорганическая химия. Сборник задач и упражнений. СПб.: Изд. СПбГТУ, 1999. 83с.
2. Глинка Н.Л. Общая химия. М., 2004. 728с.
3. Блинов Л.Н., Перфилова И.Л., Чувиляев РГ. Химия. Основные понятия, реакция, законы, схемы: Учеб. Пособие. СПб.: Изд. СПбГПУ, 2004. 92с.
4. Химия. Классы химических соединений: Учеб. Пособие / Н.П. Танцура, А.В. Горелова, И.Н. Семенов, Л.Н. Блинов. (Серия «Школа-вуз»). СПб.: Изд. СПбГПУ, 2005. 67с.
5. Семенов И.Н., Перфилова И.Л. Химия. СПб.: Химия, 2000. 656с.
6. Коровин Н.В. Общая химия. М.: Высшая школа, 1998. 558с.

7. Блинов Л.Н. Химико-экологический словарь-справочник. СПб.: Лань, 2002. 272с.

5. Приложения

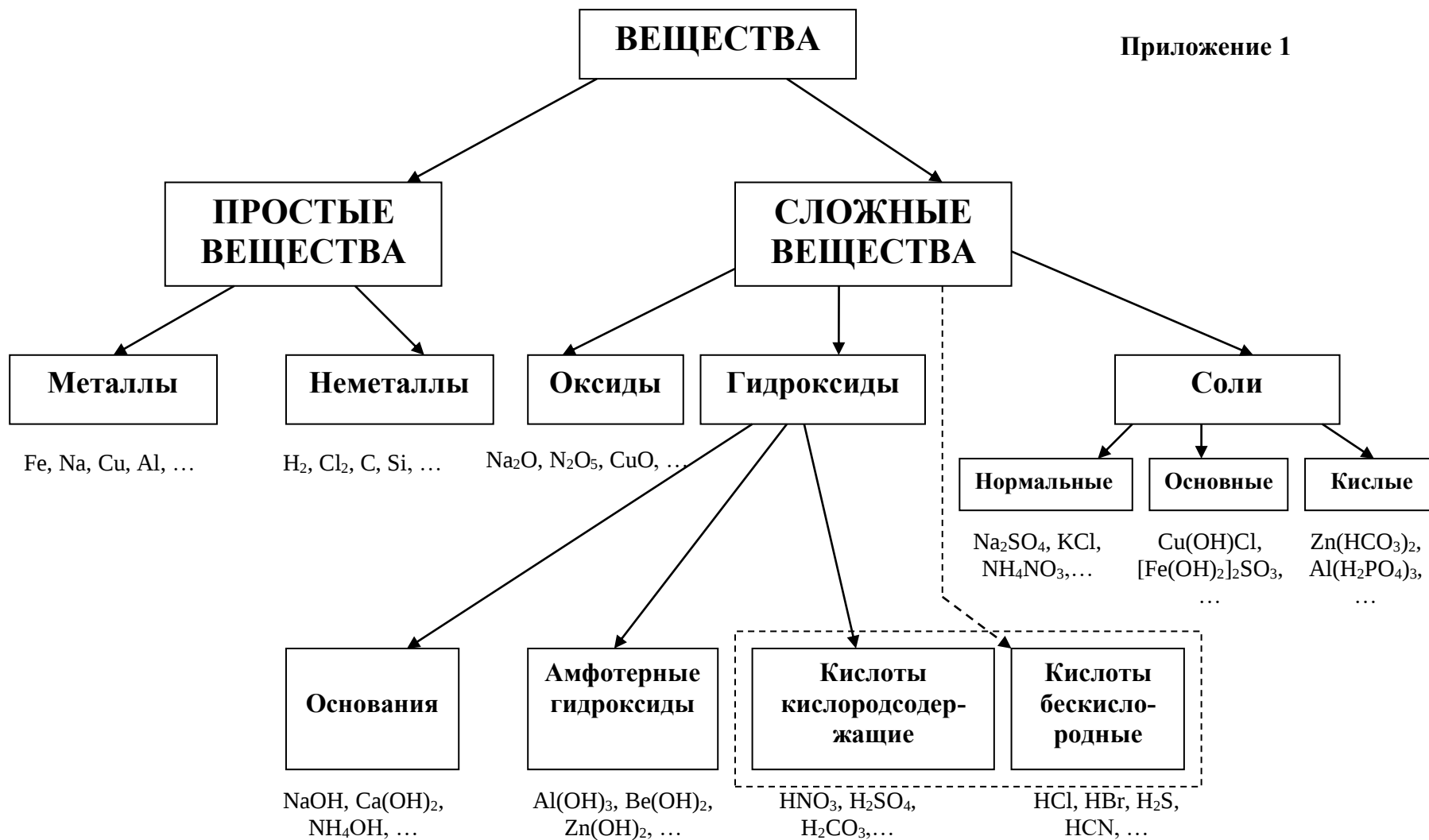


Рис. 1. Общая схема классификации неорганических соединений

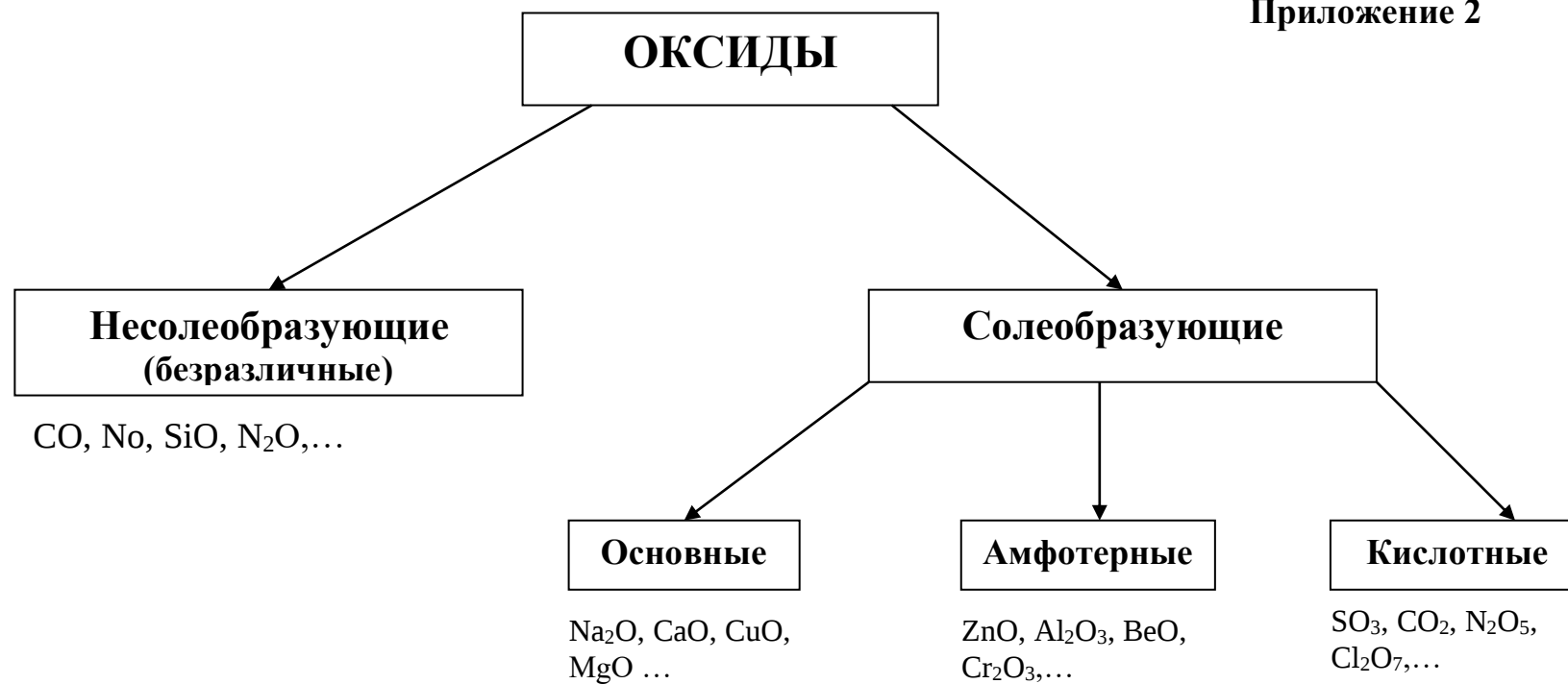


Рис. 2. Схема классификации оксидов

Блинов Лев Николаевич

ХИМИЯ

**Контрольные задания и методические указания по их
выполнению для студентов заочной и дистанционной
форм обучения**

Компьютерная версия В.В. Климов