

ОН
Л 69



Московский государственный технический университет
имени Н.Э. Баумана

Учебное пособие

А.Ю. Логинова, Н.В. Соловьёв

ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Издательство МГТУ имени Н.Э. Баумана

УДК 54-3
ББК 24.1
Л69

Рецензент:

канд. хим. наук, доцент кафедры химии
КГПУ им. К.Э. Циолковского *Н.И. Савиткин*

Утверждено методической комиссией КФ МГТУ им. Н.Э. Баумана
(протокол №2 от 28.12.04)

Л69 **Логинова А.Ю., Соловьёв Н.В.** Основные классы неорганических соединений: Учебное пособие / Под ред. И.В. Федосеева. — М.: Издательство МГТУ им. Н.Э. Баумана, 2009. — 68 с.

В учебном пособии рассмотрены основные классы неорганических соединений, современные принципы химической номенклатуры, физические и химические свойства и способы получения основных классов неорганических соединений.

Пособие предназначено для студентов 1-го курса специальностей ТСД, ТМД, ГПА, СПД, СТД, ИСД, ПТМ, РПД, САУ, ФТМ, ЭКД.

УДК 54-3
ББК 24.1

© Логинова А.Ю.,
Соловьёв Н.В., 2009
© Издательство МГТУ
им. Н.Э. Баумана, 2009

1. КЛАССИФИКАЦИЯ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

В настоящее время известно более 100 тысяч неорганических веществ. Все неорганические вещества можно разделить на классы (рис. 1.1). Каждый класс объединяет вещества, сходные по составу и свойствам.

Все неорганические вещества делятся на *простые* и *сложные*.

Простые вещества подразделяются на *металлы*, *неметаллы* и *инертные газы*.

Важнейшими классами сложных неорганических веществ являются: оксиды, основания, кислоты, амфотерные гидроксиды, соли.

Оксиды — это соединения двух элементов, один из которых кислород. Общая формула оксидов:

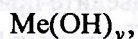


где m — число атомов элемента Э; n — число атомов кислорода.

Примеры оксидов: K_2O ; CaO ; SO_2 ; P_2O .

Основания — это сложные вещества, молекулы которых состоят из атома металла и одной или нескольких гидроксильных групп — OH.

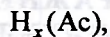
Общая формула оснований:



где y — число гидроксильных групп, равное валентности металла Me.

Примеры оснований: NaOH ; $\text{Ca}(\text{OH})_2$; $\text{Co}(\text{OH})_3$.

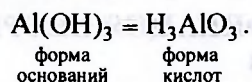
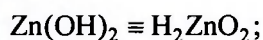
Кислоты — это сложные вещества, содержащие атомы водорода, которые могут замещаться атомами металла. Общая формула кислот:



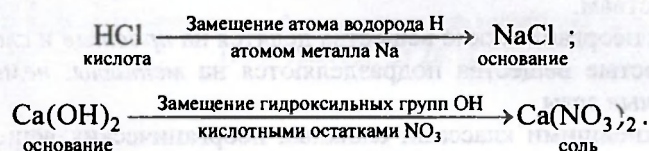
где Ac — кислотный остаток (от англ. *acid* — кислота); x — число атомов водорода, равное валентности кислотного остатка.

Примеры кислот: HCl ; HNO_3 ; H_2SO_4 ; H_3PO_4 .

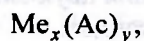
Амфотерные гидроксиды — это сложные вещества, которые имеют свойства кислот и свойства оснований. Поэтому формулы амфотерных гидроксидов можно записывать в форме оснований и в форме кислот. Примеры амфотерных гидроксидов:



Соли — это сложные вещества, которые являются продуктами замещения атомов водорода в молекулах кислот атомами металла или продуктами замещения гидроксильных групп в молекулах оснований кислотными остатками. Например:



Состав нормальных солей выражается общей формулой



где x — число атомов металла; y — число кислотных остатков.

Примеры солей: K_3PO_4 ; MgSO_4 ; $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$; FeCl_3 .

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

1. Назовите важнейшие классы сложных неорганических веществ.
2. Что такое оксиды? Приведите примеры.
3. Что такое основания? Приведите примеры.
4. Что такое кислоты? Приведите примеры.
5. Что такое амфотерные гидроксиды? Приведите примеры.
6. Что такое соли? Приведите примеры.

УПРАЖНЕНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ

1. Напишите формулы 5 оксидов, 5 оснований, 5 солей (при выполнении задания не повторяйте те примеры, которые приведены в тексте занятия).
2. Классифицируйте следующие сложные неорганические вещества:
 NaCl ; H_2SO_4 ; Zn(OH)_2 ; CaO ; P_2O_5 ; HMnO_4 ; KOH ; $\text{Cu(NO}_3)_2$;
 HCl ; Al_2O_3 ; Cu(OH)_2 ; $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

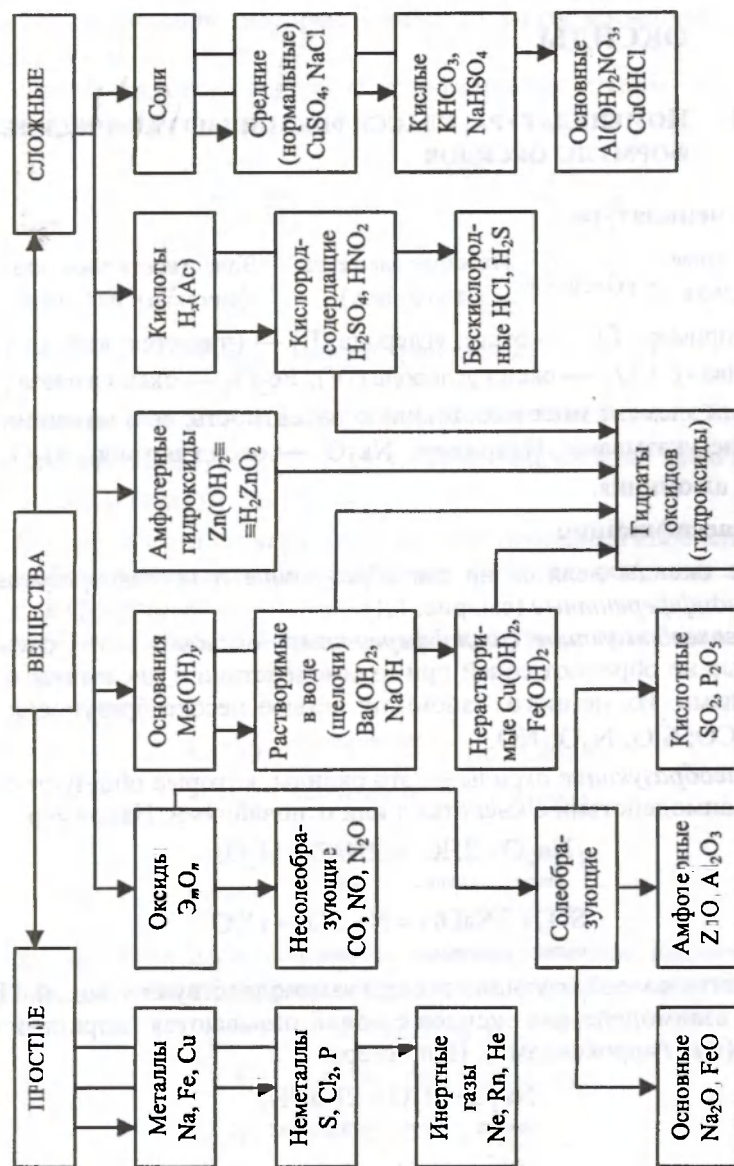


Рис. 1.1. Важнейшие классы неорганических соединений

2. ОКСИДЫ

2.1. НОМЕНКЛАТУРА, КЛАССИФИКАЦИЯ И ГРАФИЧЕСКИЕ ФОРМУЛЫ ОКСИДОВ

Номенклатура

Название оксида — «Оксид» + Название элемента (в род. пад.) + Валентность элемента (римскими цифрами)

Например: CO — оксид углерода (II) — (читается: «оксид углерода два»); CO₂ — оксид углерода (IV); Fe₂O₃ — оксид железа (III).

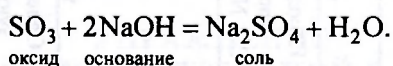
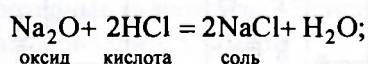
Если элемент имеет постоянную валентность, ее в названии оксида не указывают. Например: Na₂O — оксид натрия; Al₂O₃ — оксид алюминия.

Классификация

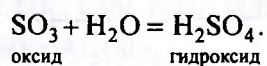
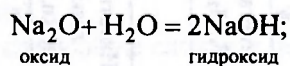
Все оксиды делятся на *солеобразующие* и *несолеобразующие*, или *индифферентные* (см. рис. 1.1).

Несолеобразующие (индифферентные) оксиды — это оксиды, которые не образуют солей при взаимодействии с кислотами и основаниями. Их немного. Запомните четыре несолеобразующих оксида: CO; SiO; N₂O; NO.

Солеобразующие оксиды — это оксиды, которые образуют соли при взаимодействии с кислотами или основаниями. Например:



Многие солеобразующие оксиды взаимодействуют с водой. Продукты взаимодействия оксидов с водой называются гидратами оксидов (или гидроксидами). Например:



Некоторые оксиды с водой не взаимодействуют, но им соответствуют *гидроксиды*, которые можно получить косвенным (непрямым) путем.

Любой гидроксид содержит гидроксильные группы — OH. Например — рис. 2.1.

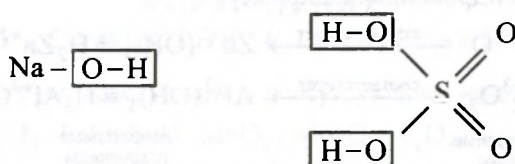


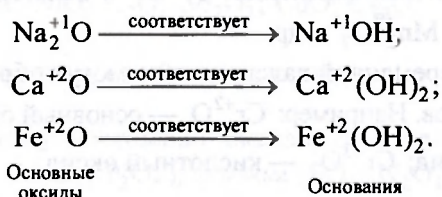
Рис. 2.1. Примеры формул гидроксидов

Гидроксиды могут быть основаниями (NaOH ; $\text{Cu}(\text{OH})_2$) или кислотами (H_2SO_4 ; H_3PO_4). Некоторые гидроксиды являются амфотерными ($\text{Zn}(\text{OH})_2 \equiv \text{H}_2\text{ZnO}_2$).

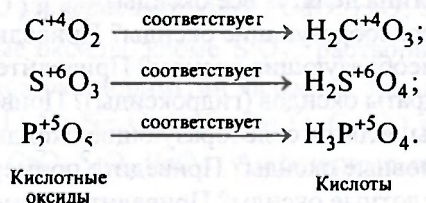
В зависимости от характера соответствующих гидроксидов все солеобразующие оксиды делятся на три типа: основные, кислотные, амфотерные.

Основные оксиды — это оксиды, гидраты которых являются основаниями.

Например:

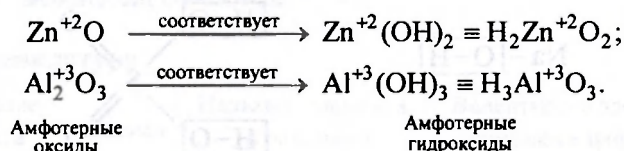


Все основные оксиды являются оксидами металлов. *Кислотные оксиды* — это оксиды, гидраты которых являются кислотами. Например:



Большинство кислотных оксидов являются оксидами неметаллов. Кислотными оксидами являются также оксиды некоторых металлов с высокой валентностью. Например: Cr^{+6}O_3 ; $\text{Mn}_2^{+7}\text{O}_7$.

Амфотерные оксиды — это оксиды, которым соответствуют амфотерные гидроксиды. Например:



Все амфотерные оксиды являются оксидами металлов.

Следовательно, неметаллы образуют только кислотные оксиды; металлы образуют все основные, все амфотерные и некоторые кислотные оксиды.

Все оксиды одновалентных металлов (Na_2O ; K_2O ; Cu_2O и др.) являются основными. Большинство оксидов двухвалентных металлов (CaO ; BaO ; FeO и др.) также являются основными. Исключения: BeO ; ZnO ; PbO ; SnO , которые являются амфотерными. Большинство оксидов трех- и четырехвалентных металлов являются амфотерными: $\text{Al}_2^{+3}\text{O}_3$; $\text{Cr}_2^{+3}\text{O}_3$; $\text{Fe}_2^{+3}\text{O}_3$; Pb^{+4}O_2 ; Sn^{+4}O_2 и др. Оксиды металлов со степенью окисления +5, +6, +7 являются кислотными: $\text{Sb}_2^{+5}\text{O}_5$; Cr^{+6}O_3 ; $\text{Mn}_2^{+7}\text{O}_7$ и др.

Металлы с переменной валентностью могут образовывать оксиды всех трех типов. Например: Cr^{+2}O — основной оксид; $\text{Cr}_2^{+3}\text{O}_3$ — амфотерный оксид; Cr^{+3}O_3 — кислотный оксид.

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

1. На какие два типа делятся все оксиды?
2. Что такое несолеобразующие оксиды? Приведите примеры.
3. Что такое солеобразующие оксиды? Приведите примеры.
4. Что такое гидраты оксидов (гидроксиды)? Приведите примеры.
5. На какие типы делятся солеобразующие оксиды?
6. Что такое основные оксиды? Приведите примеры.
7. Что такое кислотные оксиды? Приведите примеры.

8. Что такое амфотерные оксиды? Приведите примеры.
9. Какие оксиды образуют неметаллы?
10. Какие элементы — металлы или неметаллы — образуют основные и амфотерные оксиды?

УПРАЖНЕНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ

1. Классифицируйте следующие солеобразующие оксиды: SO_2 ; K_2O ; N_2O_5 ; Al_2O_3 ; FeO ; BaO ; MnO_2 ; Mn_2O_7 ; P_2O_3 ; Ag_2O .
2. Назовите следующие оксиды: а) N_2O_3 ; б) ZnO ; в) CuO ; г) PbO_2 ; д) Mn_2O_3 ; е) MgO ; ж) P_2O_5 ; з) Cl_2O_7 ; и) SiO_2 ; к) SO_3 ; л) K_2O ; м) Fe_2O_3 .
3. Напишите молекулярные и графические формулы следующих оксидов: а) оксид ртути (II); б) оксид хлора (V); в) оксид марганца (VI); г) оксид серы (IV); д) оксид калия; е) оксид железа (II); ж) оксид серебра (I); з) оксид свинца (IV); и) оксид олова (II); к) оксид никеля (II); л) оксид йода (VII).
4. Напишите формулы оксидов, которым соответствуют следующие основания: $\text{Mg}(\text{OH})_2$; LiOH ; $\text{Fe}(\text{OH})_3$; $\text{Bi}(\text{OH})_3$; $\text{Cu}(\text{OH})_2$.
5. Напишите формулы оснований, которые соответствуют следующим оксидам: NiO ; K_2O ; Co_2O_3 ; CuO ; Cs_2O .

2.2. ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ОКСИДОВ

По агрегатному состоянию оксиды делятся на три группы: *твердые* (K_2O ; Al_2O_3 ; P_2O_5), *жидкие* (SO_3 ; N_2O_4) и *газообразные* (CO_2 ; NO_2 ; SO_2).

По растворимости в воде оксиды делятся на *растворимые* (SO_2 ; CO_2 ; K_2O) и *нерастворимые* (CuO ; FeO ; SiO_2 ; Al_2O_3).

Все кислотные оксиды, кроме SiO_2 , растворимы в воде. Среди основных оксидов растворимыми являются только оксиды щелочных металлов (Li_2O ; Na_2O ; K_2O ; Rb_2O ; Cs_2O) и щелочноземельных металлов (CaO ; SrO ; BaO). Амфотерные оксиды не растворяются в воде.

Оксиды имеют различный цвет, например, оксид меди (II) CuO — черного, оксид никеля (II) NiO — зеленого, оксид кальция CaO — белого цвета.

По химическим свойствам солеобразующие оксиды разделяются на основные, кислотные и амфотерные.

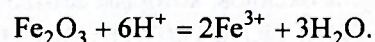
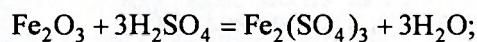
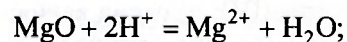
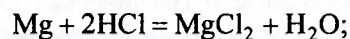
2.3. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ОКСИДОВ

Химические свойства основных оксидов

1. Общим свойством всех основных оксидов является их способность взаимодействовать с кислотами с образованием соли и воды:



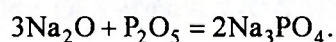
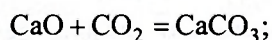
Например:



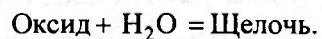
2. Основные оксиды взаимодействуют с кислотными оксидами с образованием солей.



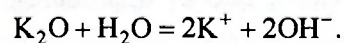
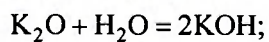
Например:



3. Оксиды щелочных и щелочноземельных металлов взаимодействуют с водой с образованием растворимых оснований (щелочей):



Например:

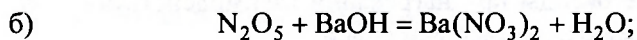
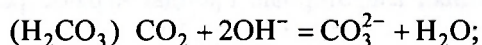
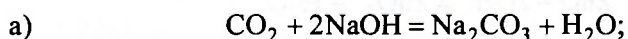


Химические свойства кислотных оксидов

1. Общим свойством всех кислотных оксидов является их способность взаимодействовать с основаниями с образованием соли и воды:

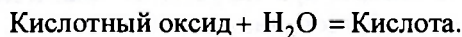


Для правильного написания формулы образующейся соли нужно четко представлять, какая кислота соответствует данному кислотному оксиду (в приведенных ниже примерах под формулами кислотных оксидов указаны формулы соответствующих им кислот):

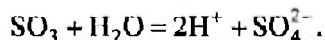
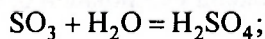


2. Кислотные оксиды взаимодействуют с основными оксидами с образованием солей (см. химические свойства основных оксидов).

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



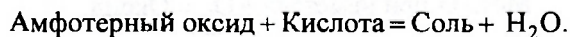
Например:



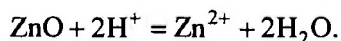
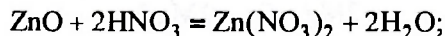
Очень немногие кислотные оксиды не взаимодействуют с водой. Наиболее известный из них оксид кремния (IV) SiO_2 .

Химические свойства амфотерных оксидов

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

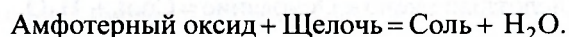


Например:

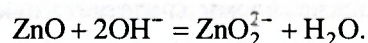
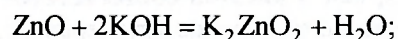


В этих реакциях амфотерные оксиды играют роль основных оксидов.

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



Например:

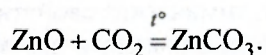


В этих реакциях амфотерные оксиды играют роль кислотных оксидов.

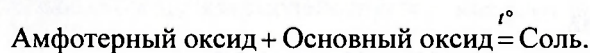
3. Амфотерные оксиды при нагревании взаимодействуют с кислотными оксидами с образованием солей:



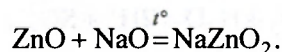
Например:



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



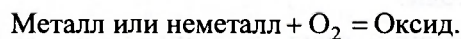
Например:



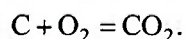
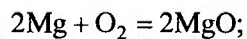
2.4. ПОЛУЧЕНИЕ ОКСИДОВ

Оксиды могут быть получены различными способами.

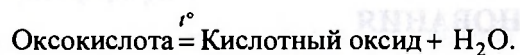
1. Взаимодействием простых веществ с кислородом:



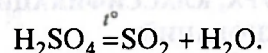
Например:



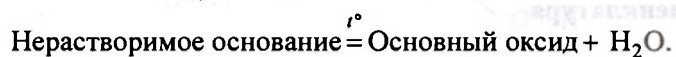
2. Разложением некоторых оксокислот:



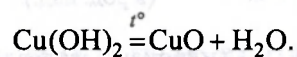
Например:



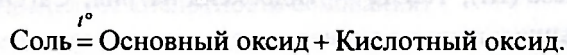
3. Разложением нерастворимых оснований:



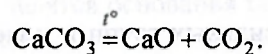
Например:



4. Разложением некоторых солей:



Например:



3. ОСНОВАНИЯ

3.1. НОМЕНКЛАТУРА, КЛАССИФИКАЦИЯ И ГРАФИЧЕСКИЕ ФОРМУЛЫ ОСНОВАНИЙ

Номенклатура

Название основания = «Гидроксид» + Название металла (в род. пад.) + Валентность металла

Например: $\text{Fe}(\text{OH})_2$ — гидроксид железа (II); $\text{Fe}(\text{OH})_3$ — гидроксид железа (III); NaOH — гидроксид натрия; $\text{Ca}(\text{OH})_2$ — гидроксид кальция.

Классификация

1. По числу гидроксильных групп в молекуле. Количество гидроксильных групп в молекуле основания зависит от валентности металла и определяет кислотность основания. (Следует помнить, что валентность гидроксильной группы равна I.)

Основания делятся на:

- ♦ *однокислотные*, молекулы которых содержат одну гидроксильную группу: NaOH ; KOH ; LiOH и др.;
- ♦ *двухкислотные*, молекулы которых содержат две гидроксильные группы: $\text{Ca}(\text{OH})_2$; $\text{Fe}(\text{OH})_2$ и др.;
- ♦ *трехкислотные*, молекулы которых содержат три гидроксильные группы: $\text{Ni}(\text{OH})_3$, $\text{Bi}(\text{OH})_3$ и др.

Двух- и трехкислотные основания называются *многокислотными*.

2. По растворимости в воде основания делятся на:

- ♦ *растворимые*: LiOH ; NaOH ; KOH ; RbOH ; CsOH ; $\text{Ca}(\text{OH})_2$; $\text{Sr}(\text{OH})_2$; $\text{Ba}(\text{OH})_2$;
- ♦ *нерастворимые*: $\text{Cu}(\text{OH})_2$; $\text{Fe}(\text{OH})_2$; $\text{Fe}(\text{OH})_3$ и др.

Растворимые в воде основания называются *щелочами*.

Графические формулы

В молекуле основания атом металла соединяется с атомами кислорода гидроксильных групп (например — рис. 3.1).

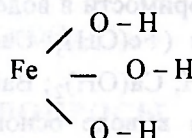
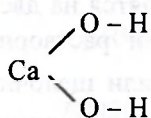


Рис. 3.1. Примеры структурных формул гидроксидов

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

1. Что определяет кислотность основания?
2. На какие группы делятся основания по кислотности? Приведите примеры.
3. На какие группы делятся основания по растворимости в воде? Приведите примеры.
4. Что называется щелочами?

УПРАЖНЕНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ

1. Классифицируйте следующие основания по кислотности: RbOH ; $\text{Fe}(\text{OH})_2$; $\text{Mg}(\text{OH})_2$; $\text{Co}(\text{OH})_3$; TiOH .
2. Напишите названия и графические формулы следующих оснований: $\text{Mg}(\text{OH})_2$; KOH ; $\text{Ni}(\text{OH})_2$; $\text{Cu}(\text{OH})_2$; $\text{Hg}(\text{OH})_2$; $\text{Ca}(\text{OH})_2$; $\text{Pt}(\text{OH})_2$; $\text{Mn}(\text{OH})_3$.
3. Среди следующих соединений найдите основания и назовите их: HNO_2 ; NaOH ; HCl ; $\text{Hg}(\text{OH})_2$; P_2O_5 ; NaHCO_3 ; Mn_2O_7 ; CH_3COOH ; $\text{Cd}(\text{OH})_2$; $\text{Co}(\text{OH})_3$; $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$; $\text{Ra}(\text{OH})_2$.

3.2. ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ОСНОВАНИЙ

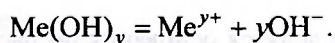
Все неорганические основания — твердые вещества (кроме гидроксида аммония NH_4OH).

Основания имеют разный цвет: гидроксид калия KOH — белого цвета, гидроксид меди (II) Cu(OH)₂ — голубого, гидроксид железа (III) Fe(OH)₃ — красно-бурого цвета.

По растворимости в воде основания делятся на две группы: нерастворимые (Fe(OH)₃; Cu(OH)₂ и др.) и растворимые в воде (KOH; NaOH; Ca(OH)₂; Ba(OH)₂ и др.), или щелочи. Некоторые растворимые в воде основания называются едкими щелочами: NaOH — едкий натр, KOH — едкое кали.

3.3. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ОСНОВАНИЙ

Общие свойства оснований объясняются наличием в их растворах анионов OH⁻, которые образуются в результате электролитической диссоциации молекул оснований:



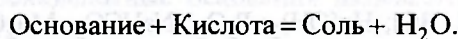
1. Водные растворы щелочей изменяют окраску индикаторов (табл. 3.1).

Таблица 3.1

Изменение цвета индикаторов в растворах щелочей

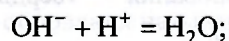
Индикатор	Цвет индикатора	Цвет индикатора и раствора щелочи (pH > 7)
Лакмус	Фиолетовый	Синий
Фенолфталеин	Бесцветный	Малиновый
Метилоранж	Оранжевый	Желтый

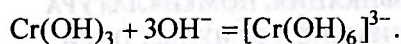
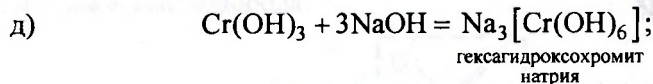
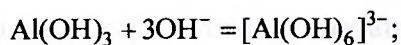
2. Основания взаимодействуют с кислотами с образованием соли и воды:



Реакции между кислотами и основаниями называются *реакциями нейтрализации*.

Например:



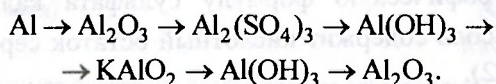


КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

1. Какие физические свойства имеют амфотерные гидроксиды?
2. Как амфотерные гидроксиды диссоциируют в кислых и щелочных средах?
3. Как амфотерные гидроксиды взаимодействуют с кислотами? Приведите примеры.
4. Как амфотерные гидроксиды взаимодействуют со щелочами? Приведите примеры.

УПРАЖНЕНИЯ И ЗАДАЧИ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ

1. Напишите уравнения реакций получения гидроксида цинка, если исходным веществом является оксид цинка.
2. Напишите схему диссоциации гидроксида хрома (III), а также молекулярное и ионное уравнения реакций растворения его в:
а) азотной кислоте;
б) растворе гидроксида натрия.
3. С какими из следующих веществ реагирует гидроксид цинка: KCl ; HNO_3 ; KOH ; KNO_3 ; Al ; H_2O ? Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.
4. Можно ли приготовить растворы, которые содержали бы одновременно: AlCl_3 и NaOH ; $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ и $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$; KAlO_2 и HCl ? Ответ мотивируйте. Составьте молекулярные и ионные уравнения соответствующих реакций.
5. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакции следующих превращений:



6. СОЛИ

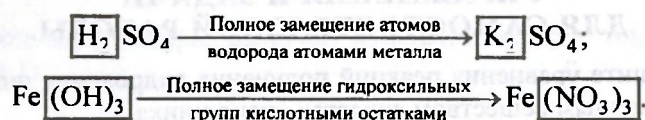
6.1. КЛАССИФИКАЦИЯ, НОМЕНКЛАТУРА И ГРАФИЧЕСКИЕ ФОРМУЛЫ СОЛЕЙ

Соли делятся на три типа (см. рис. 1.1): *нормальные* (средние), *кислые*, *основные*.

Существуют и другие типы солей, которые рассматриваются в других разделах настоящего пособия.

Нормальные (средние) соли

Нормальные (средние) *соли* — это продукты полного замещения атомов водорода в молекуле кислоты атомами металла или продукты полного замещения гидроксильных групп в молекуле основания кислотными остатками. Например:



Номенклатура

Название нормальной соли	=	Название кислотного остатка	+	Название металла (в род. пад.)	+	Валентность металла
--------------------------------	---	-----------------------------------	---	--------------------------------------	---	------------------------

Например: NaCl — хлорид натрия; Fe(NO₃)₂ — нитрат железа (II); Fe₂(SO₄)₃ — сульфат железа (III); Ca₃(PO₄)₂ — фосфат кальция.

Графические формулы

При составлении графических формул нормальных солей следует в графических формулах соответствующих кислот замещать атомы водорода атомами металла с учетом валентности металла.

Составим графическую формулу сульфата кальция CaSO₄ (рис. 6.1). Эта соль содержит кислотный остаток серной кислоты H₂SO₄ (рис. 6.2).

Валентность Ca равна двум, поэтому один атом кальция замещает два атома водорода.

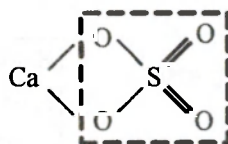


Рис. 6.1. Графическая формула сульфата кальция CaSO_4

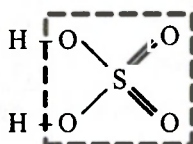


Рис. 6.2. Графическая формула серной кислоты H_2SO_4

Составим графическую формулу сульфата железа (III) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$. Одна молекула этой соли содержит три кислотных остатка серной кислоты; один атом трехвалентного железа замещает три атома водорода.

Запомните! В молекуле нормальной соли сумма валентностей атомов металла равна сумме валентностей кислотных остатков.

Кислые соли

Кислые соли — это продукты неполного замещения атомов водорода в молекулах многоосновных кислот атомами металла. Например:

1. Двухосновная кислота с любым металлом образует одну нормальную и одну кислую соль (рис. 6.3).

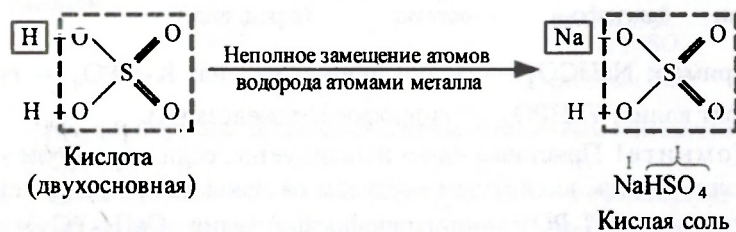


Рис. 6.3. Пример получения кислой соли из двухосновной кислоты

2. Трехосновная кислота с любым металлом образует одну нормальную и две кислые соли (рис. 6.4).

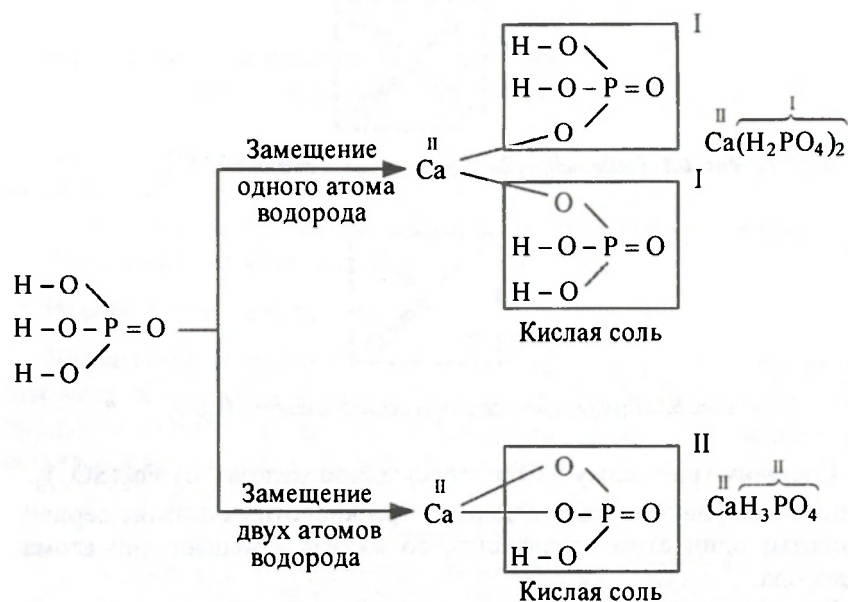


Рис. 6.4. Пример получения кислой соли из трехосновной кислоты

Номенклатура

Молекулы кислых солей содержат атомы водорода, латинское название которого «гидрогениум» (сокращенно: «гидро»).

Название кислой соли	=	«Гидро-» или «дигидро-»	+	Название кислотного остатка	+	Название металла (в род. пад.)	+	Валентность металла
----------------------------	---	-------------------------------	---	-----------------------------------	---	--------------------------------------	---	------------------------

Например: NaHCO_3 — гидрокарбонат натрия; K_2HPO_4 — гидрофосфат калия; FeHPO_4 — гидрофосфат железа (II).

Запомните! Приставка «ди-» используется, если в молекуле кислой соли с одним кислотным остатком связаны два атома водорода. Например: KH_2PO_4 — дигидрофосфат калия; $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ — дигидрофосфат кальция (см. рис. 6.5).

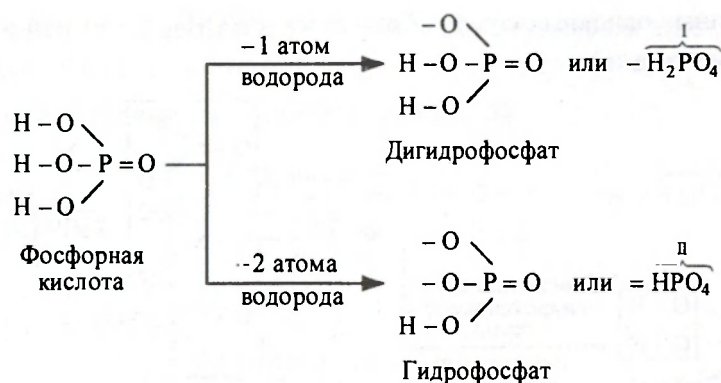


Рис. 6.5. Образование кислых солей трехосновной кислотой

Основные соли

Основные соли — это продукты неполного замещения гидроксильных групп в молекулах многокислотных оснований кислотными остатками. Например:

1. Двухкислотное основание образует одну нормальную и одну основную соль с данным кислотным остатком (рис. 6.6).



Рис. 6.6. Образование основных солей двухкислотным основанием

2. Трехкислотное основание образует одну нормальную и две основные соли с данным кислотным остатком (рис. 6.7). (Самостоятельно напишите формулы двух нормальных и двух одноза-

мещенных основных солей, образуемых $\text{Fe}(\text{OH})_3$ и азотной и серной кислотами.)

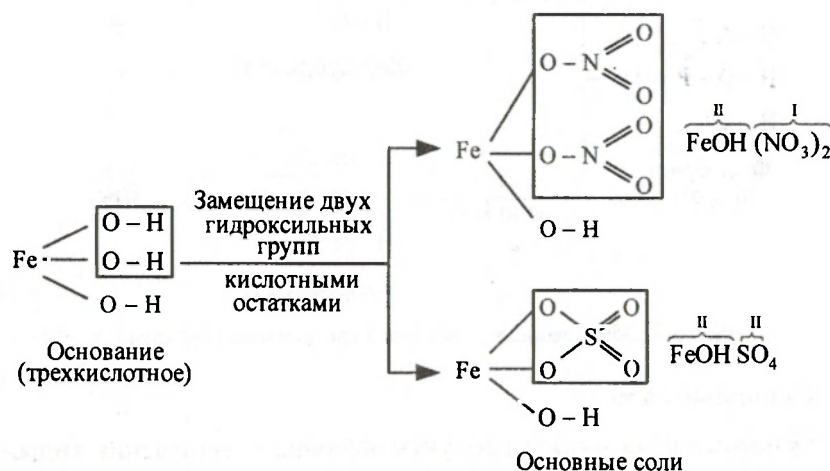


Рис. 6.7. Образование основных солей трехкислотным основанием

Номенклатура

Молекулы основных солей содержат гидроксильные группы (сокращенное название гидроксильной группы: «гидроксо-»):

Название основной соли	«Гидро-» или «дигидроксо-»	+	Название кислотного остатка	+	Название металла	+	Валентность металла
							(в род. пад.)

Например: CaOHCl — гидроксохлорид кальция; $(\text{CaOH})_2\text{SO}_4$ — гидроксосульфат кальция; $\text{FeOH}(\text{NO}_3)_2$ — гидроксонитрат железа (III).

Запомните! Приставка «ди-» используется, если в молекуле основной соли с одним атомом металла связаны две гидроксильные группы. Например: $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{NO}_3$ — дигидроксонитрат железа (III); $[\text{Fe}(\text{OH})_2]_2\text{SO}_4$ — дигидроксосульфат железа (III).

В некоторых учебниках и пособиях можно встретить другую номенклатуру основных солей (это связано с тем, что номенклатурные правила в химии до сих пор не устоялись). Согласно этой номенклатуре, приставки «гидроксо-» и «дигидроксо-» в названиях

основных солей непосредственно связаны с названием металла, например: CuOHCl — хлорид гидроксомеди (II); $[\text{Fe}(\text{OH})_2]_2\text{SO}_4$ — сульфат дигидроксожелеза (III) (см. рис. 6.8).

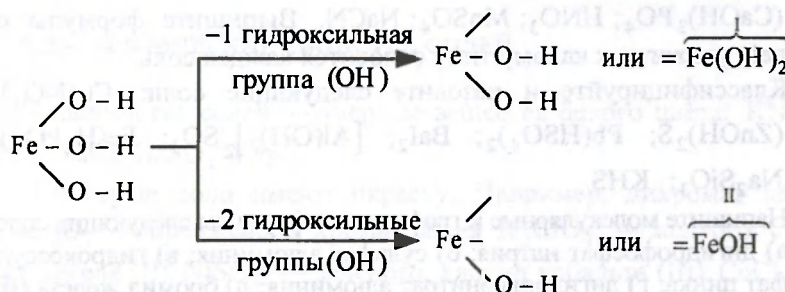


Рис. 6.8. Образование основных солей трехкислотным основанием

Выполнение типового упражнения

Классифицируйте и назовите следующие соли: BaSO_4 ; $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$; NaH_2PO_4 ; $\text{Ca}(\text{HS})_2$; FeOHCl_2 ; AlPO_4 ; MnOHNO_3 .

Модель решения.

Нормальные соли: BaSO_4 — сульфат бария; AlPO_4 — фосфат алюминия.

Кислые соли: NaH_2PO_4 — дигидрофосфат натрия; $\text{Ca}(\text{HS})_2$ — гидросульфид кальция.

Основные соли: $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$ — гидроксосульфат меди (II); FeOHCl_2 — гидроксохлорид железа (III); MnOHNO_3 — гидроксонитрат марганца (II).

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

1. Что такое соли?
2. На какие типы делятся соли?
3. Что такое нормальные (средние) соли? Приведите примеры.
4. Что такое кислые соли? Приведите примеры. Какие атомы и группы атомов входят в состав молекул кислых солей?
5. Что такое основные соли? Приведите примеры. Какие атомы и группы атомов входят в состав основных солей?

УПРАЖНЕНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ

1. Даны следующие вещества: K_2O ; HCl ; $FeBr_3$; $Cu(OH)_2$; $(CaOH)_3PO_4$; HNO_3 ; $MnSO_4$; $NaCN$. Выпишите формулы солей, укажите, к какому типу относится каждая соль.
2. Классифицируйте и назовите следующие соли: $Cu(NO_3)_2$; $(ZnOH)_2S$; $Pb(HSO_4)_2$; BaI_2 ; $[Al(OH)_2]_2SO_3$; $Fe(H_2PO_4)_2$; Na_2SiO_3 ; KHS .
3. Напишите молекулярные и графические формулы следующих солей:
а) дигидрофосфат натрия; б) сульфат алюминия; в) гидроксосульфат цинка; г) дигидроксонитрат алюминия; д) бромид железа (III); е) гидрокарбонат бария; ж) гидроксосиликат кальция; з) перманганат калия; и) дихромат натрия; к) гидросульфид железа (II).
4. Напишите молекулярные и графические формулы нормальных и кислых солей, которые могут быть получены в результате замещения:
а) атомов водорода в молекуле фосфорной кислоты атомами бария; б) атомов водорода в молекуле сероводородной кислоты атомами алюминия; в) атомов водорода в молекуле фосфорной кислоты атомами железа. Назовите эти соли.
5. Напишите молекулярные и графические формулы нормальных и основных солей, которые могут быть получены в результате замещения:
а) гидроксильных групп в молекуле $Al(OH)_3$ кислотными остатками серной кислоты; б) гидроксильных групп в молекуле $Ca(OH)_2$ кислотными остатками фосфорной кислоты. Назовите эти соли.
6. Напишите молекулярные и графические формулы нормальных солей, которые могут быть получены в результате замещения в молекуле амфотерного гидроксида $Zn(OH)_2$:
а) гидроксильных групп кислотными остатками азотной кислоты; б) атомов водорода атомами натрия. Назовите эти соли.
7. Назовите вещества: $Zn(OH)_2$; MgO ; P_2O_3 ; $NaHCO_3$; H_3PO_3 ; $Fe_2(SO_4)_3$; KOH ; $(AlOH)_3(PO_4)_2$; $Ba(MnO_4)_2$; CO ; HI . Укажите, к какому классу относится каждое вещество.
8. Напишите молекулярные и графические формулы следующих веществ и укажите, к какому классу относится каждое вещество:

а) гидроксокарбонат меди (II); б) оксид азота (V); в) гидроксид никеля (II); г) гидрофосфат бария; д) хлорная кислота; е) гидроксид хрома (III); ж) хлорат калия; з) сероводородная кислота; и) цинкат натрия.

6.2. ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА СОЛЕЙ

Большинство солей — твердые вещества белого цвета: KNO_3 ; KCl ; NaCl ; BaSO_4 и др.

Некоторые соли имеют окраску. Например, дихромат калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ — оранжевого, хромат калия K_2CrO_4 — желтого, сульфат никеля (II) NiSO_4 — зеленого, хлорид кобальта (III) CoCl_3 — розового, сульфид меди (II) CuS — черного цвета.

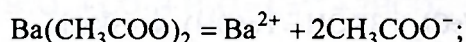
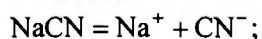
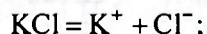
По растворимости в воде соли делятся на растворимые в воде (р), малорастворимые в воде (м) и нерастворимые (н).

Растворимость в воде важнейших солей указана в таблице растворимости.

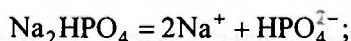
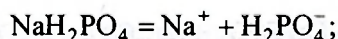
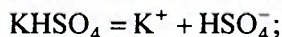
6.3. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА СОЛЕЙ

1. Растворимые соли в водных растворах диссоциируют на ионы:

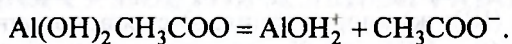
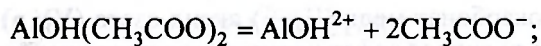
а) средние соли диссоциируют на катионы металлов и анионы кислотных остатков:



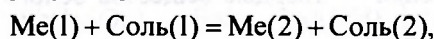
б) кислые соли диссоциируют на катионы металла и сложные анионы:



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

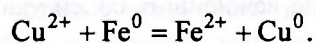
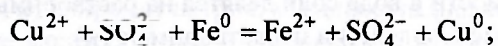
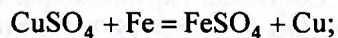


2. Соли взаимодействуют с металлами с образованием новой соли и нового металла. Данный металл может вытеснять из растворов солей только те металлы, которые находятся правее его в электрохимическом ряду напряжений:



где Me(1) — более активный металл, чем Me(2).

Например, реакция взаимодействия раствора сульфата меди (II) с металлическим железом идет с выделением металлической меди:

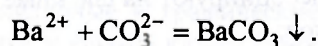
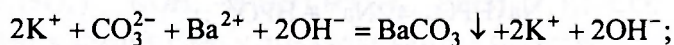
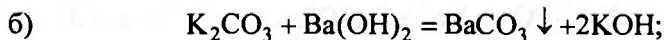
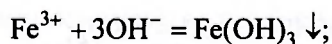
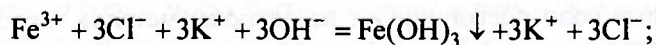
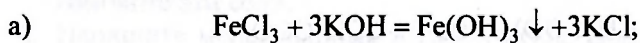


Железо вытесняет медь из раствора соли меди, потому что железо — более активный металл, чем медь.

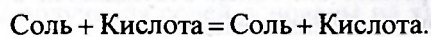
3. Растворы солей взаимодействуют со щелочами с образованием новой соли и нового основания. Реакция возможна, если образующееся основание или образующаяся соль выпадают в осадок:



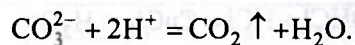
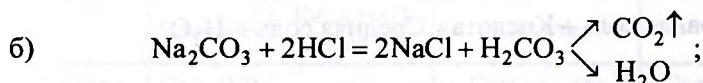
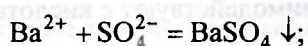
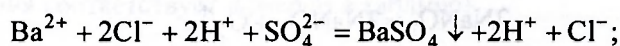
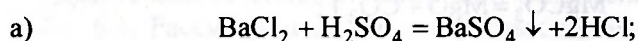
Например:



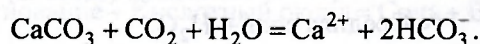
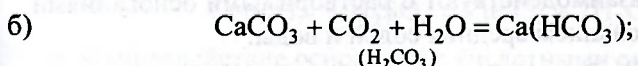
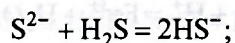
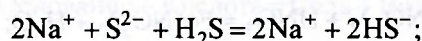
4. Соли взаимодействуют с кислотами с образованием новой более слабой кислоты или новой нерастворимой соли:



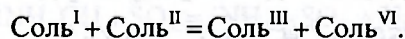
Например:



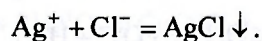
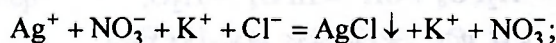
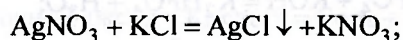
При взаимодействии соли с кислотой, образующей данную соль, получается кислая соль (это возможно в том случае, если соль образована многоосновной кислотой). Например:



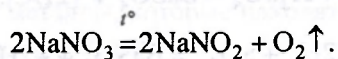
5. Соли могут взаимодействовать между собой с образованием новых солей, если одна из солей выпадает в осадок:



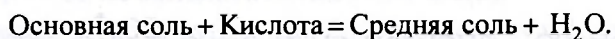
Например:



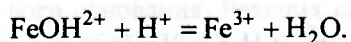
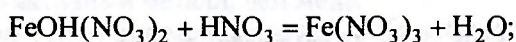
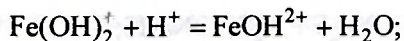
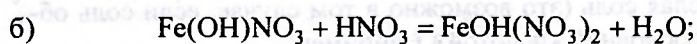
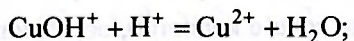
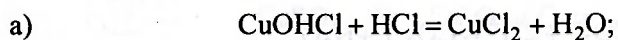
6. Многие соли разлагаются при нагревании. Характер термического разложения различных солей обсуждается в разделах 7, 8. Ниже приводятся лишь отдельные примеры:



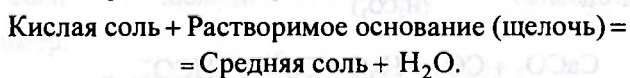
7. Основные соли взаимодействуют с кислотами с образованием средних солей и воды:



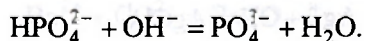
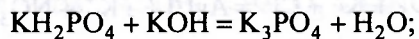
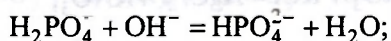
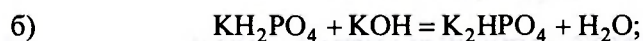
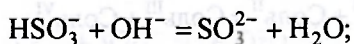
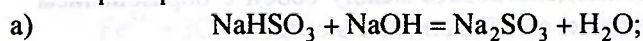
Например:



8. Кислые соли взаимодействуют с растворимыми основаниями (щелочами) с образованием средних солей и воды:



Например:



6.4. ПОЛУЧЕНИЕ СОЛЕЙ

Все способы получения солей основаны на химических свойствах важнейших классов неорганических соединений.

Десять классических способов получения солей представлены в табл. 6.1. Рассмотрим их на конкретных примерах (порядок рассмотрения соответствует номерам в таблице).

Таблица 6.1

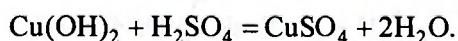
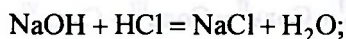
Основные способы получения солей

	Неметалл	Кислотный оксид	Кислота	Соль
Металл	Соль (10)	—	Соль + ... (8)	Соль + металл (9)
Основный оксид	—	Соль (4)	Соль + вода (3)	—
Основание	—	Соль + вода (2)	Соль + вода (1)	Соль + основание (5)
Соль	—	—	Соль + кислота (6)	Соль + соль (7)

1. Взаимодействие оснований с кислотами:

Основание + Кислота = Соль + Вода.

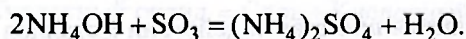
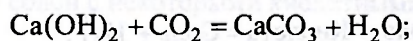
Например:



2. Взаимодействие оснований с кислотными оксидами:

Основание + Кислотный оксид = Соль + Вода.

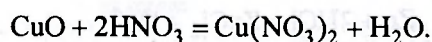
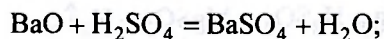
Например:



3. Взаимодействие основных оксидов с кислотами:

Основный оксид + Кислота = Соль + Вода.

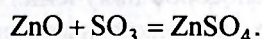
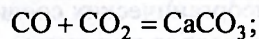
Например:



4. Взаимодействие основных оксидов с кислотными оксидами:

Основной оксид + Кислотный оксид = Соль.

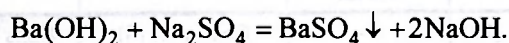
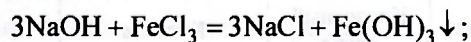
Пример:



5. Взаимодействие растворимых оснований (щелочей) с солями:

Раствор щелочи + Раствор соли = Соль + Основание.

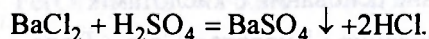
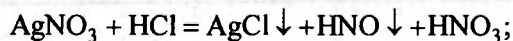
Например:



6. Взаимодействие солей с кислотами:

Соль + Кислота = Соль + Кислота.

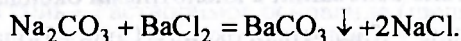
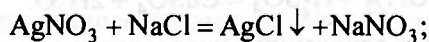
Например:



7. Взаимодействие двух солей между собой:

Соль^I + Соль^{II} = Соль^{III} + Соль^{VI}.

Например:

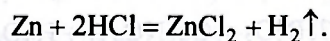
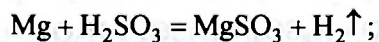


8. Взаимодействие металлов с кислотами:

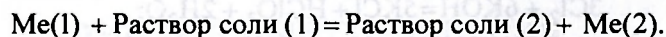
Me + Кислота = Соль + $\text{H}_2 \uparrow$.

Водород выделяется при взаимодействии металлов со всеми кислотами, кроме азотной кислоты HNO_3 и концентрированной серной кислоты H_2SO_4 .

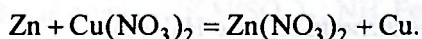
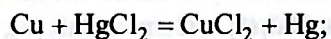
Например:



9. Взаимодействие металлов с растворами солей:



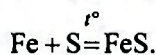
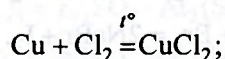
Me(1) должен быть более активным металлом, чем Me(2). Например:



10. Взаимодействие металлов с неметаллами:

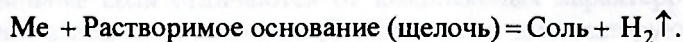


Например:

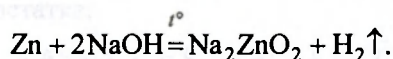


Кроме этих общих способов получения солей возможны и некоторые частные способы:

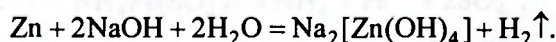
1. Взаимодействие металлов, оксиды и гидроксиды которых являются амфотерными, с растворимыми основаниями (щелочами):



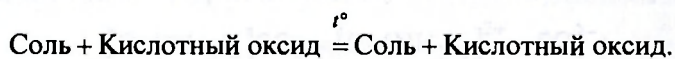
Например:



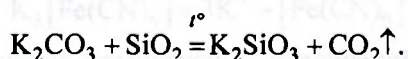
С водными растворами щелочей реакция идет по уравнению



2. Сплавление солей с некоторыми кислотными оксидами:

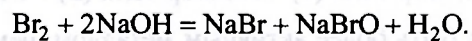


Например:

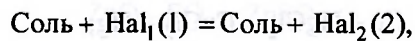


3. Взаимодействие растворимых оснований (щелочей) с галогенидами:



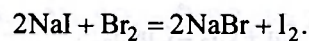
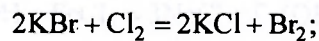


4. Взаимодействие галогенидов с галогенами:



где $\text{Hal}_1(1)$ — более активный, чем $\text{Hal}_2(2)$.

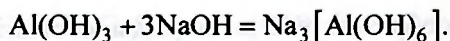
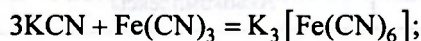
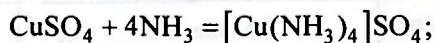
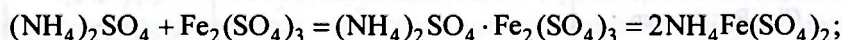
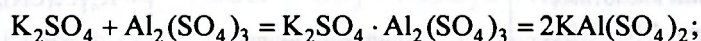
Окислительная активность галогенов уменьшается в ряду: F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 :



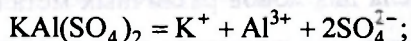
7. КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

Кроме рассмотренных выше нормальных (средних), кислых и основных солей существуют также двойные и комплексные соли. Например: двойные соли — $KAl(SO_4)_2$; $NH_4Fe(SO_4)_2$; комплексные — $[Cu(NH_3)_4]SO_4$; $K_3[Fe(CN)_6]$; $Na_3[Al(OH)_6]$.

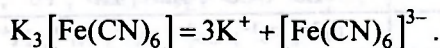
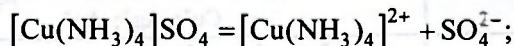
Такие соли образуются при соединении нейтральных молекул разных веществ друг с другом:



Двойные соли отличаются от комплексных характером диссоциации в водных растворах. Двойные соли диссоциируют в одну ступень на катионы обоих металлов (или катион аммония) и анионы кислотного остатка:



Комплексные соли при диссоциации образуют сложные комплексные ионы, которые довольно устойчивы в водных растворах:



Теорию строения комплексных соединений разработал швейцарский химик А. Вернер.

Согласно теории А. Вернера, в центре молекулы комплексного соединения находится центральный ион-комплексобразователь. Ионами-комплексобразователями являются ионы металлов. Наибольшую

склонность к комплексообразованию проявляют ионы *d*-элементов. Вокруг центрального иона-комплексообразователя находятся противоположно заряженные ионы или нейтральные молекулы, которые называются *лигандами*, или аддендами (табл. 7.1).

Таблица 7.1

Типы комплексных соединений

Лиганды	Название комплексных соединений	Примеры
Гидроксид-ионы OH^-	Гидроксокомплексы	$\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$
Анионы кислотных остатков: CN^- ; NO_2^- ; Cl_2 ; Br_2 ; I_2 и др.	Ацидокомплексы	$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$; $\text{K}_2[\text{HgI}_6]$; $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$
Нейтральные молекулы: NH_3 ; H_2O	Аммиакаты Аквокомплексы	$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$; $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_6$

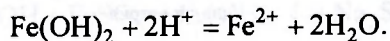
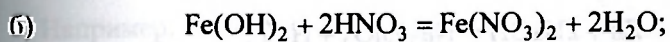
Ион-комплексообразователь и лиганды составляют внутреннюю сферу комплексного соединения, которую обозначают квадратными скобками. Число лигандов (аддендов), которые координируются вокруг центрального иона-комплексообразователя, называется *координационным числом*. Наиболее характерные координационные числа для ионов различных металлов приведены в табл. 7.2.

Таблица 7.2

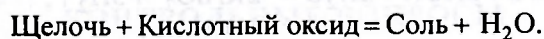
Координационные числа для ионов различных металлов

Координационное число	Ионы-комплексообразователи
2	Cu^+ ; Ag^+ ; Au^+
4	Cu^{2+} ; Co^{2+} ; Au^{2+} ; Zn^{2+} ; Pb^{2+} ; Pt^{2+} ; Al^{2+}
6	Fe^{2+} ; Fe^{3+} ; Co^{3+} ; Ni^{2+} ; Al^{3+} ; Pt^{4+} ; Pb^{4+} ; Cr^{3+}

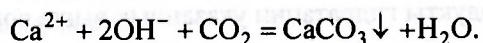
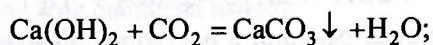
Заряд комплексного иона равен алгебраической сумме зарядов иона-комплексообразователя и лигандов. Если лигандами являются электронейтральные молекулы, то заряд комплексного иона равен заряду комплексообразователя (см. табл. 7.3).



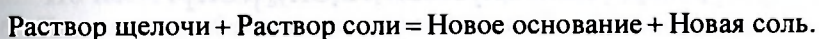
3. Щелочи взаимодействуют с кислотными оксидами с образованием соли и воды:



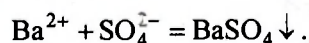
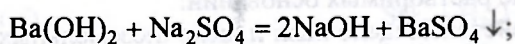
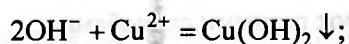
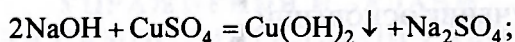
Например:



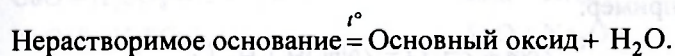
4. Растворы щелочей взаимодействуют с растворами солей, если в результате образуется нерастворимое основание или нерастворимая соль:



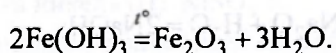
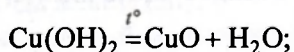
Например:



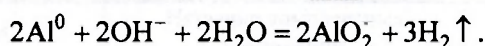
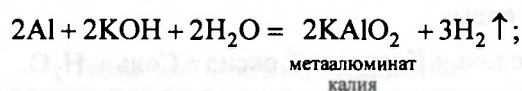
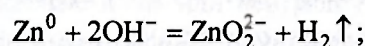
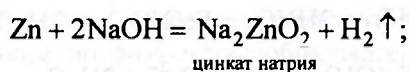
5. Нерастворимые в воде основания при нагревании разлагаются на основной оксид и воду:



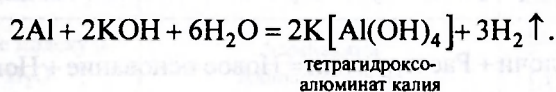
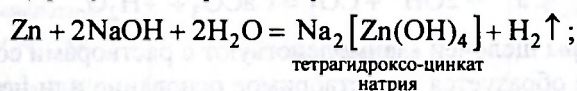
Например:



6. Растворы щелочей взаимодействуют с металлами, которые образуют амфотерные оксиды и гидроксиды (Zn, Al и др.). Уравнения этих реакций в упрощенном виде могут быть записаны следующим образом:



Реально в ходе этих реакций в растворах образуются гидроксо-комплексы (продукты гидратации указанных выше солей):

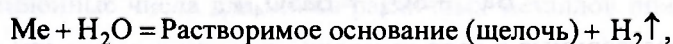


3.4. ПОЛУЧЕНИЕ ОСНОВАНИЙ

Основания получают разными способами.

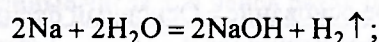
1. Получение растворимых оснований:

а) взаимодействием щелочных и щелочноземельных металлов с водой:



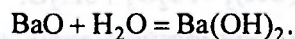
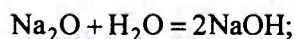
где Me — щелочные и щелочноземельные металлы.

Например:



б) взаимодействием оксидов щелочных и щелочноземельных металлов с водой.

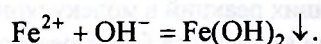
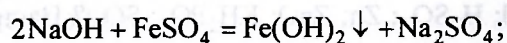
Например:



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

Раствор щелочи + Раствор соли = Нерастворимое основание + Соль.

Например:



КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

1. Какие физические свойства имеют оксиды?
2. Какие химические свойства имеют:
 - а) основные оксиды;
 - б) кислотные оксиды;
 - в) амфотерные оксиды?
3. Какими способами можно получить оксиды?
4. Какие физические и химические свойства имеют основания?
5. Что такое реакция нейтрализации? Приведите пример.
6. Какими способами получают основания?

УПРАЖНЕНИЯ И ЗАДАЧИ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ

1. Закончите уравнения реакций в молекулярном и ионном виде:

$\text{Ba} + \text{H}_2\text{O} =$	$\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} =$
$\text{Li}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} =$	$\text{K}_2\text{O} + \text{SO}_3 =$
$\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} =$	$\text{Ca(OH)}_2 + \text{CO}_2 =$
$\text{N}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} =$	$\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{P}_2\text{O}_5 =$
$\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 =$	$\text{SnO} + \text{HNO}_3 =$
$\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 =$	$\text{SnO} + \text{Na}_2\text{O} =$
2. Напишите уравнения двух реакций получения: а) гидроксида цезия, б) гидроксида железа (III).
3. С помощью каких реакций можно получить оксид никеля (II) NiO из сульфата никеля (II) NiSO₄ ?
4. Напишите уравнения реакций всех способов получения оксида хрома (III), оксида углерода (IV), оксида кальция.
5. С какими из следующих веществ будет реагировать оксид углерода (IV): MgO; NaCl; AgNO₃; NaOH; ZnO ? Напишите уравнения соответствующих реакций.

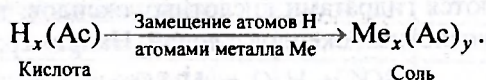
6. С какими из следующих веществ будет реагировать гидроксид калия: NaCl ; H_2SO_4 ; Zn ; ZnO ; KH_2PO_4 ; SO_2 ? Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном и ионном виде.
7. С какими из следующих веществ будет реагировать оксид цинка: SO_3 ; P_2O_5 ; CaO ; $\text{Ba}(\text{OH})_2$; CaCO_3 ; BaSO_4 ? Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном и ионном виде.
8. С какими из следующих веществ будет реагировать оксид бария: Al ; Al_2O_3 ; S ; SO_2 ; H_2SO_4 ; Na_2SO_4 ? Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном и ионном виде.
9. С какими из следующих веществ будет реагировать оксид азота (V): KOH ; Al ; Al_2O_3 ; $\text{Al}(\text{OH})_3$; H_2O ? Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном и ионном виде.
10. С какими из следующих веществ будет реагировать гидроксид натрия: HNO_3 ; CaO ; CO_2 ; CuSO_4 ; $\text{Cu}(\text{OH})_2$; P_2O_5 ? Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном и ионном виде.
11. Можно ли приготовить раствор, содержащий одновременно следующие вещества: $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и HCl ; NaCl и NaOH ; H_2SO_3 и $\text{Ca}(\text{OH})_2$?

4. КИСЛОТЫ

4.1. КЛАССИФИКАЦИЯ, НОМЕНКЛАТУРА И ГРАФИЧЕСКИЕ ФОРМУЛЫ КИСЛОТ. ПОНЯТИЕ ОБ АМФОТЕРНЫХ ГИДРОКСИДАХ

Кислоты

Атомы водорода в молекулах кислот могут замещаться атомами металла, в результате чего образуются соли:



Кислотные остатки Ac входят в состав кислот и в состав солей. Валентность кислотного остатка определяется числом атомов водорода (x) в молекуле кислоты (например — табл. 4.1).

Таблица 4.1

Валентности кислотного остатка кислот

Кислота	Кислотный остаток (Ac)	Валентность Ac
HNO ₃	-NO ₃	I
H ₂ S	=S	II
H ₃ PO ₄	≡PO ₄	III

Классификация

1. По основности.

Основность кислоты — это число атомов водорода, которые в молекуле кислоты могут замещаться атомами металла.

По основности кислоты делятся на:

- ♦ *одноосновные*, молекулы которых содержат один атом водорода: HCl; HNO₃; HCN и др.;
- ♦ *двухосновные*, молекулы которых содержат два атома водорода: H₂S; H₂SO₄; H₂CO₃ и др.;
- ♦ *трехосновные*, молекулы которых содержат три атома водорода: H₃PO₄; H₃BO₃; H₃AsO₄ и др.;

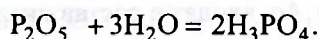
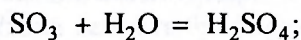
- ♦ **четырёхосновные:** $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ и др.

Кислоты, молекулы которых содержат два и более атомов водорода, называются *многоосновными*.

2. По содержанию атомов кислорода в молекуле кислоты делятся на:

- ♦ **бескислородные**, молекулы которых не содержат атомов кислорода: HCl ; HBr ; HCN ; H_2S и др.;
- ♦ **кислородсодержащие**, молекулы которых содержат атомы кислорода: HNO_3 ; H_2SO_4 ; H_3PO_4 и др.

Кислородсодержащие кислоты называются *оксокислотами*. Оксокислоты являются гидратами кислотных оксидов, т.е. продуктами соединения кислотных оксидов с водой. Например:



кислотные
оксиды

оксокислоты

Элемент, атомы которого вместе с атомами водорода и кислорода образуют молекулу оксокислоты, называется *кислотообразующим элементом*. Например, в кислотах HNO_3 ; H_3PO_4 ; H_2SO_4 кислотообразующими элементами являются соответственно N, P, S.

Номенклатура

1. Бескислородные кислоты.

Название бескислородной кислоты	=	Название соединения	+	Соединительная гласная «-о-»	+	«Водородная кислота»
---------------------------------------	---	------------------------	---	---------------------------------	---	-------------------------

Название кислотного остатка бескислородной кислоты	-	Название элемента	+	Окончание «-ид»
---	---	----------------------	---	--------------------

Для HCl часто используют другое название — соляная кислота (от слова «соль»), HF называют плавиковой кислотой, HCN — синильной кислотой (см. табл. 4.2).

2. Оксокислоты. Названия оксокислот образуются из русских названий кислотообразующих элементов с добавлением различных суффиксов и окончаний.

Если один элемент образует две оксокислоты, то суффиксы «-н-» или «-ов-» используются в названии кислоты с большей степенью

окисления элемента, а суффиксы «-ист-» или «-нист-» — в названии кислоты с меньшей степенью окисления элемента. Например: H_3PO_4 — фосфорная кислота; H_3PO_3 — фосфористая кислота.

Таблица 4.2

Формулы и названия бескислородных кислот и кислотных остатков

Кислота	Название кислоты	Кислотный остаток	Название кислотного остатка
HF	Фтороводородная кислота	$-\text{F}$	Фторид
HCl	Хлороводородная кислота	$-\text{Cl}$	Хлорид
HBr	Бромоводородная кислота	$-\text{Br}$	Бромид
HI	Иодоводородная кислота	$-\text{I}$	Иодид
H_2S	Сероводородная кислота	$=\text{S}$	Сульфид
HCN	Циановодородная кислота	$-\text{CN}$	Цианид

Таблица 4.3

Формулы и названия кислородсодержащих кислот и кислотных остатков

Кислота	Название кислоты	Кислотный остаток	Название кислотного остатка
H_2CO_3	Угльная кислота	$=\text{CO}_3$	Карбонат
H_2SiO_3	Кремниевая кислота	$=\text{SiO}_3$	Силикат
HNO_3	Азотная кислота	$-\text{NO}_3$	Нитрат
HNO_2	Азотистая кислота	$-\text{NO}_2$	Нитрит
H_3PO_4	Фосфорная кислота	$\equiv\text{PO}_4$	Фосфат
H_3PO_3	Фосфористая кислота	$\equiv\text{PO}_3$	Фосфит
H_2SO_4	Серная кислота	$=\text{SO}_4$	Сульфит
H_2SO_3	Сернистая кислота	$=\text{SO}_3$	Сульфат
H_2CrO_4	Хромовая кислота	$=\text{CrO}_4$	Хромат
$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	Дихромовая кислота	$=\text{Cr}_2\text{O}_7$	Дихромат
HClO	Хлорноватистая кислота	$-\text{ClO}$	Гипохлорит
HClO_2	Хлористая кислота	$-\text{ClO}_2$	Хлорит
HClO_3	Хлорноватая кислота	$-\text{ClO}_3$	Хлорат
HClO_4	Хлорная кислота	$-\text{ClO}_4$	Перхлорат
H_2MnO_4	Марганцовистая кислота	$=\text{MnO}_4$	Манганат
HMnO_4	Марганцовая кислота	$-\text{MnO}_4$	Перманганат

Названия кислотных остатков образуются обычно из латинских названий кислотообразующих элементов с добавлением окончаний «-ат» или «-ит». Например: $=S^{+6}O_4$ — сульфат; $=S^{+4}O_3$ — сульфит (от латинского названия серы — *sulfur*).

Формулы и названия наиболее важных оксокислот и их кислотных остатков приведены в табл. 4.3.

Графические формулы

В оксокислотах атомы водорода связаны с атомами кислорода, но не с атомами кислотообразующего элемента. Например:

HClO_4 ^{VII}	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{H}-\text{O}-\text{Cl}=\text{O} \\ \\ \text{O} \end{array}$
H_2SO_4 ^{VI}	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{H}-\text{O}-\text{S} \\ / \quad \backslash \\ \text{H}-\text{O} \quad \text{O} \\ \\ \text{O} \end{array}$
H_3PO_4 ^V	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{H}-\text{O}-\text{P} \\ / \quad \backslash \\ \text{H}-\text{O} \quad \text{O} \\ \\ \text{O} \end{array}$

В оксокислотах, молекулы которых содержат два и более атомов кислотообразующего элемента, эти атомы соединяются через атомы кислорода. Например, $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (рис. 4.1).

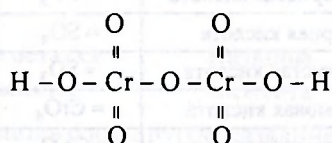


Рис. 4.1. Структурная формула дихромовой кислоты

Выполнение типового упражнения

Классифицируйте следующие кислоты по основности и по содержанию атомов кислорода: H_3PO_4 ; HNO_2 ; H_2S ; HCN ; HClO_3 ; H_2CO_3 ; HF ; H_3AsO_4 .

Модель решения.

Одноосновные кислоты: HNO_2 ; HCN ; HF ; HClO_3 .

Двухосновные кислоты: H_2S ; H_2CO_3 .

Трехосновные кислоты: H_3PO_4 ; H_3AsO_4 .

Бескислородные кислоты: H_2S ; HCN ; HF .

Кислородсодержащие кислоты: H_3PO_4 ; HNO_2 ; HClO_3 ; H_2CO_3 ; H_3AsO_4 .

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

1. Что такое кислоты?
2. Чем определяется валентность кислотного остатка?
3. Что такое основность кислоты?
4. Что такое одноосновные, многоосновные кислоты? Приведите примеры.
5. Что такое бескислородные кислоты? Приведите примеры.
6. Что такое кислородсодержащие кислоты (оксокислоты)? Приведите примеры.
7. Гидратами каких оксидов являются оксокислоты?
8. Что называется кислотообразующим элементом?
9. Чему равна валентность кислотообразующего элемента?
10. Приведите примеры формул и названий бескислородных кислот и их кислотных остатков.
11. Приведите примеры формул и названий оксокислот и их кислотных остатков.
12. Что такое амфотерные гидроксиды? Приведите примеры.
13. Напишите формулы известных вам амфотерных гидроксидов.

УПРАЖНЕНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ

1. Определите валентность кислотных остатков в следующих кислотах: H_3BO_4 ; HClO_4 ; H_2SiO_3 ; HCN ; H_3SbO_4 ; $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.
2. Классифицируйте следующие кислоты по основности и по содержанию атомов кислорода: HI ; H_3AsO_4 ; H_2S ; HNO_2 ; HMnO_4 ; H_2CO_3 .

3. Определите валентность кислотообразующих элементов в следующих кислотах и напишите графические формулы этих кислот: HClO ; $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$; $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$; H_3AsO_4 .
4. Напишите формулы и названия кислот, которые соответствуют следующим кислотным оксидам: SO_2 ; SO_3 ; CO_2 ; P_2O_5 ; N_2O_5 ; ClO_3 ; SiO_2 ; P_2O_3 ; Cl_2O .
5. Напишите формулы и названия оксидов, гидратами которых являются следующие кислоты: H_2SiO_3 ; HNO_2 ; H_2CrO_4 ; H_3PO_4 ; H_2MnO_4 ; HClO_2 .
6. Каким из следующих оксидов соответствуют кислоты: MgO ; Mn_2O_7 ; CO ; P_2O_3 ; N_2O ; Cl_2O_7 ; SiO ; FeO ; Na_2O ; NO ; SO_2 ; CrO_3 ? Напишите формулы и названия этих кислот.
7. Напишите формулы следующих амфотерных гидроксидов в форме кислот и определите валентность кислотных остатков в этих кислотах: $\text{Cr}(\text{OH})_3$; $\text{Sn}(\text{OH})_2$; $\text{Sb}(\text{OH})_3$; $\text{Pb}(\text{OH})_2$.

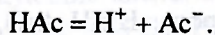
4.2. ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА КИСЛОТ

Кислоты бывают *твердыми* (например, ортофосфорная кислота H_3PO_4 ; борная кислота H_3BO_3 ; йодная кислота HIO_4) и *жидкими* (например, серная кислота H_2SO_4 ; азотная кислота HNO_3). Большинство кислот растворяется в воде.

Некоторые кислоты являются растворами газов в воде (например, хлороводородная кислота HCl ; сероводородная кислота H_2S).

4.3. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА КИСЛОТ

Общие свойства кислот в водных растворах обусловлены присутствием ионов H^+ , которые образуются в результате электролитической диссоциации молекул кислот:



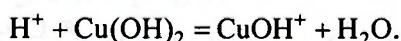
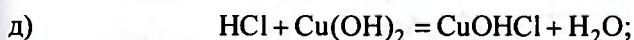
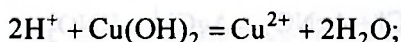
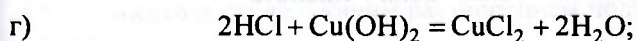
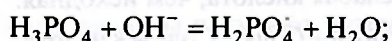
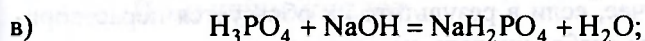
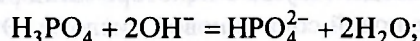
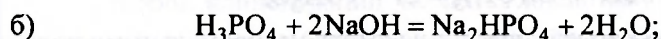
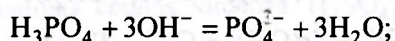
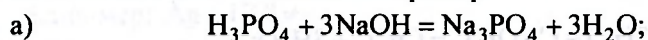
1. Кислоты одинаково изменяют цвет индикаторов (табл. 4.4).

Таблица 4.4

Изменение цвета индикаторов в растворах кислот

Индикатор	Цвет индикатора	Цвет индикатора в растворах кислот (pH < 7)
Лакмус	Фиолетовый	Красный
Метилоранж	Оранжевый	Красный
Фенолфталеин	Бесцветный	Бесцветный

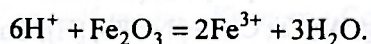
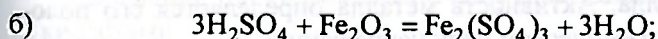
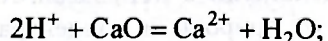
2. Кислоты взаимодействуют с основаниями с образованием соли и воды (реакция нейтрализации). Если в реакциях нейтрализации участвуют многоосновные кислоты или многокислотные основания, то продуктами реакции могут быть не только средние соли, но и кислые или основные. Например:



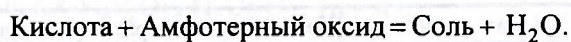
3. Кислоты взаимодействуют с основными оксидами с образованием соли и воды:



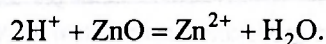
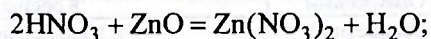
Например:



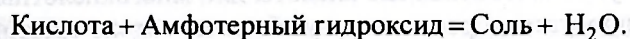
4. Кислоты взаимодействуют с амфотерными оксидами с образованием соли и воды:



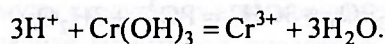
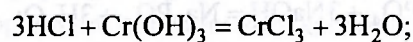
Например:



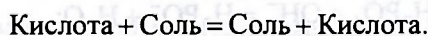
5. Кислоты взаимодействуют с амфотерными гидроксидами с образованием соли и воды:



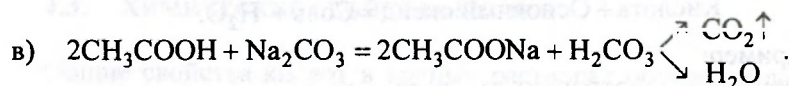
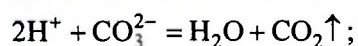
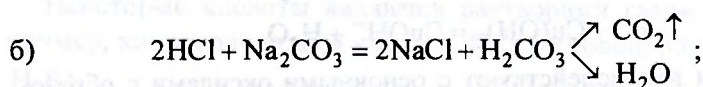
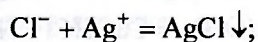
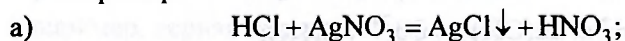
Например:



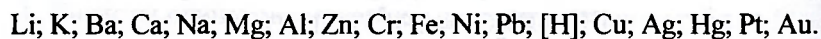
6. Кислоты взаимодействуют с некоторыми нормальными солями с образованием новой соли и новой кислоты. Эти реакции возможны в том случае, если в результате их образуется нерастворимая соль или более слабая кислота, чем исходная:



Например:

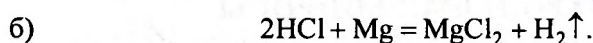
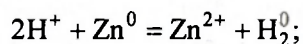
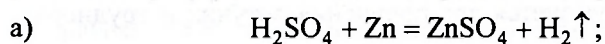


7. Кислоты взаимодействуют с металлами. Характер продуктов этих реакций зависит от природы и концентрации кислоты и от активности металла. Активность металла определяется его положением в электрохимическом ряду напряжений:



В этом ряду активность металлов уменьшается слева направо.

Разбавленная серная кислота H_2SO_4 , хлороводородная кислота HCl и другие взаимодействуют с металлами, которые находятся в электрохимическом ряду напряжений левее водорода. В результате реакции образуются соль и газообразный водород. Например:

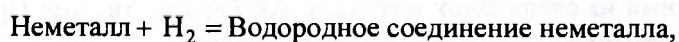


Указанные кислоты не взаимодействуют с металлами, которые находятся в электрохимическом ряду напряжений правее водорода. Например: $\text{Ag} + \text{HCl} \neq$.

Концентрированная серная кислота H_2SO_4 и азотная кислота HNO_3 любой концентрации являются кислотами-окислителями и проявляют особые свойства в реакциях с металлами.

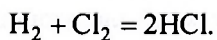
4.4. ПОЛУЧЕНИЕ КИСЛОТ

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

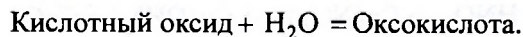


где неметаллы: F_2 ; Cl_2 ; Br_2 ; I_2 ; S ; Se .

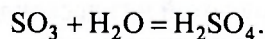
Например:



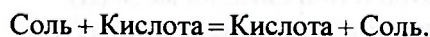
2. Оксокислоты получают взаимодействием кислотных оксидов с водой:



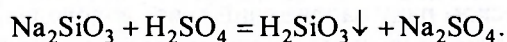
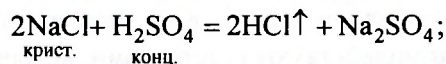
Например:



3. Большинство кислот можно получить взаимодействием солей с кислотами:



Например:



Этот способ используется для получения летучих и труднорастворимых кислот.

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

1. Какие физические свойства имеют кислоты?
2. Как кислоты изменяют цвет индикаторов?
3. Что такое реакция нейтрализации?
4. Как кислоты взаимодействуют с оксидами, основаниями, амфотерными гидроксидами и солями? Приведите примеры.
5. Как кислоты взаимодействуют с металлами? Приведите примеры.
6. Какие способы получения кислот вы знаете? Напишите уравнения реакций и назовите полученные кислоты.

УПРАЖНЕНИЯ И ЗАДАЧИ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ

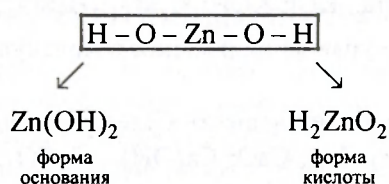
1. С какими из следующих металлов: Al; Fe; Zn; Au; Mg; Hg; Cu; Ni — реагирует разбавленная серная кислота?
Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.
Назовите полученные вещества.
2. Напишите уравнения реакций следующих превращений:
 - а) $\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4$;
 - б) $\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4$;
 - в) $\text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuO}$.
3. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций между:
 - а) хлороводородной кислотой и гидроксидом магния;
 - б) азотной кислотой и гидроксидом калия;
 - в) азотной кислотой и гидроксидом цинка;
 - г) серной кислотой и гидроксидом меди (II);
 - д) азотной кислотой и гидроксидом хрома (III).

4. С какими из следующих веществ будет реагировать соляная кислота: N_2O_5 ; $\text{Zn}(\text{OH})_2$; CaO ; AgNO_2 ; H_3PO_4 ; H_2SO_4 ? Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.
5. С какими из следующих веществ будет реагировать сернистая кислота: K ; H_2O ; NaOH ; Cu ; BaO ; CaCO_3 ; $\text{Ca}(\text{OH})_2$? Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.
6. С какими из следующих веществ будет реагировать разбавленная соляная кислота: KCl ; KOH ; K_2SO_4 ; BaSO_4 ; Fe ; Fe_2O_3 ; Ag ; Ag_2O ? Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.
7. С какими из следующих веществ будет реагировать разбавленная серная кислота: Mg ; CaO ; $\text{Ca}(\text{OH})_2$; CaCO_3 ; Hg ; Al ; Al_2O_3 ; $\text{Al}(\text{OH})_3$; $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$; $\text{Cu}(\text{OH})_2$? Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

5. АМФОТЕРНЫЕ ГИДРОКСИДЫ

5.1. НОМЕНКЛАТУРА

Молекулярная формула любого *амфотерного гидроксида* может быть записана в форме основания и в форме кислоты:



Каждому амфотерному гидроксиду можно дать название как основанию и как кислоте (табл. 5.1).

Таблица 5.1

Формулы амфотерных гидроксидов

Графические формулы	Амфотерный гидроксид как основание	Амфотерный гидроксид как кислота	Кислотный остаток
$ \begin{array}{c} \text{O} - \text{H} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{Zn} \\ \diagdown \quad \diagup \\ \text{O} - \text{H} \end{array} $	$\text{Zn}(\text{OH})_2$ — гидроксид цинка	H_2ZnO_2 — цинковая кислота	$= \text{ZnO}_2$ — цинкат
$ \begin{array}{c} \text{O} - \text{H} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{Al} \\ \diagdown \quad \diagup \\ \text{O} - \text{H} \end{array} $	$\text{Al}(\text{OH})_3$ — гидроксид алюминия	H_3AlO_3 — ортоалюминиевая кислота; HAlO_2 — метаалюминиевая кислота	$= \text{AlO}_3$ — ортоалюминат; $= \text{AlO}_2$ — метаалюминат
$ \begin{array}{c} \text{O} - \text{H} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{Cr} \\ \diagdown \quad \diagup \\ \text{O} - \text{H} \end{array} $	$\text{Cr}(\text{OH})_3$ — гидроксид хрома (III)	H_3CrO_3 — ортохромистая кислота; HCrO_2 — метахромистая кислота	$= \text{CrO}_3$ — ортохромит; $= \text{CrO}_2$ — метахромит

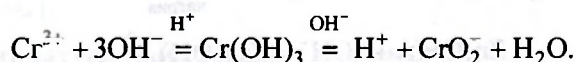
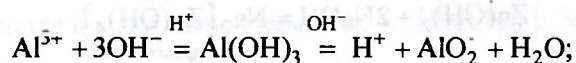
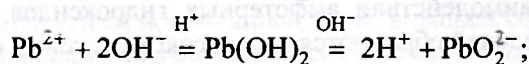
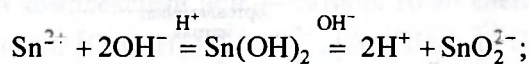
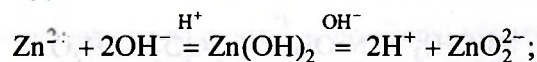
5.2. ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ГИДРОКСИДОВ

Все амфотерные гидроксиды — твердые вещества, не растворимые в воде. Как правило, амфотерные гидроксиды имеют белый цвет.

5.3. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ГИДРОКСИДОВ

В нейтральной среде (чистая вода) амфотерные гидроксиды практически не растворяются и не диссоциируют на ионы.

Они растворяются в кислотах и щелочах. Диссоциацию амфотерных гидроксидов в кислой и щелочной средах можно выразить следующими уравнениями:



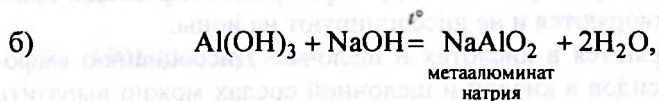
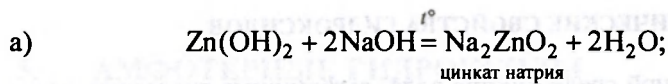
Амфотерные гидроксиды взаимодействуют как с кислотами, так и со щелочами, образуя соль и воду.

Взаимодействие амфотерных гидроксидов с кислотами

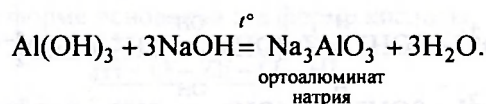
1. $\text{Zn(OH)}_2 + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O};$
 $\text{Zn(OH)}_2 + 2\text{H}^+ = \text{Zn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}.$
2. $\text{Sn(OH)}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{SnSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O};$
 $\text{Sn(OH)}_2 + 2\text{H}^+ = \text{Sn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}.$
3. $\text{Pb(OH)}_2 + 2\text{HNO}_3 = \text{Pb(NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O};$
 $\text{Pb(OH)}_2 + 2\text{H}^+ = \text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}.$
4. $\text{Al(OH)}_3 + 3\text{HCl} = \text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O};$
 $\text{Al(OH)}_3 + 3\text{H}^+ = \text{Al}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}.$
5. $\text{Cr(OH)}_3 + 3\text{HNO}_3 = \text{Cr(NO}_3)_3 + 3\text{H}_2\text{O};$
 $\text{Cr(OH)}_3 + 3\text{H}^+ = \text{Cr}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}.$

Взаимодействие амфотерных гидроксидов со щелочами

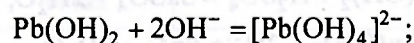
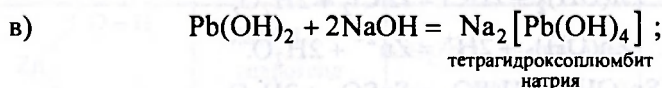
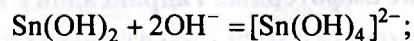
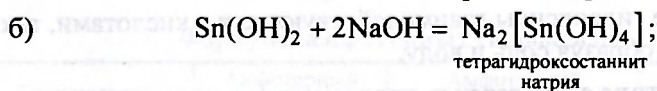
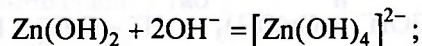
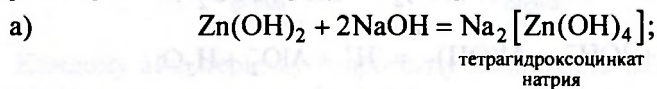
1. Сплавление амфотерных гидроксидов с твердыми щелочами:



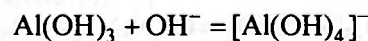
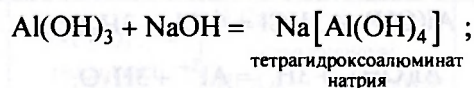
или



2. При взаимодействии амфотерных гидроксидов с избытком растворов щелочей образуются гидроксокомплексные соединения:



г) в зависимости от концентрации растворов щелочи и соотношения реагентов гидроксид алюминия может образовать два гидроксокомплекса:



и

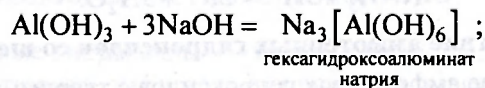


Таблица 7.3

Координационные числа для ионов различных металлов

Комплексный ион-катион	Комплексный ион-анион	Комплекс-электро-нейтральная молекула
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	$[\text{Co}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}_3]^0$
$[\text{CoBr}(\text{NH}_3)_5]^{2+}$	$[\text{Al}(\text{OH})_6]^{3-}$	$[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{Br}_2]^0$

Ионы, не вошедшие во внутреннюю сферу, образуют внешнюю сферу. Если комплексный ион — катион, то во внешней сфере находятся анионы: $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+} \text{SO}_4^{2-}$; $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ \text{Cl}^-$.

Если комплексный ион — анион, то во внешней сфере находятся катионы. Катионами обычно являются ионы щелочных и щелочноземельных металлов или катион аммония: $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$; $\text{Na}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$; $\text{NH}_4[\text{AuCl}_4]$.

Номенклатура комплексных соединений

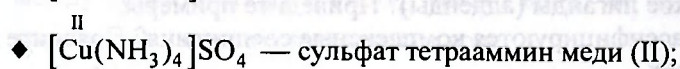
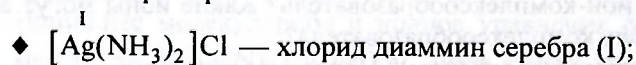
Названия солей, содержащих комплексный катион, и солей, содержащих комплексный анион, отличаются по своей структуре.

1. Соль содержит комплексный катион.

Первым называют анион соли (сульфат, фосфат, хлорид и др.). Затем называют входящие во внутреннюю сферу лиганды-анионы с окончанием на «-о» (OH^- — гидроксо, Cl^- — хлоро, NO_2^- — нитро и т.д.). После этого называют лиганды, представляющие собой нейтральные полярные молекулы (NH_3 — «аммин», H_2O — «акво»). Если одинаковых лигандов во внутренней сфере комплекса больше одного, то их количество указывают греческими числительными (2 — ди, 3 — три, 4 — тетра, 5 — пента, 6 — гекса и т.д.).

Последним называют центральный ион-комплексобразователь, причем металлы называют в русской транскрипции.

Если центральный атом имеет переменную валентность, ее указывают римской цифрой в скобках после названия комплексобразователя. Например:



♦ $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]\text{Cl}$ — хлорид дихлоротетрааммин кобальта (III).

2. Соль содержит комплексный анион.

Сначала называют лиганды-анионы, затем молекулярные лиганды с окончанием «-о», указывая количество их греческими числительными. Затем называют комплексообразователь, используя латинское название элемента с прибавлением суффикса «-ат-». Валентность центрального иона (если это необходимо) отмечается римскими цифрами в скобках после названия элемента. Последним называют катион, находящийся во внешней сфере (русское название элемента в родительном падеже). Число катионов в названии соли не указывается.

Например:

♦ $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ — гексацианоферрат (II) калия;

♦ $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ — гексацианоферрат (III) калия;

♦ $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ — тетрагидроксоалюминат натрия.

Значение комплексных соединений

В живых организмах комплексные соединения выполняют специфические функции в обмене веществ. Огромна роль природных комплексных соединений в процессах фотосинтеза, биологического окисления, дыхания и в ферментативном катализе.

Например, хлорофилл, ответственный за фотосинтез в растениях, является комплексным соединением магния, а гемоглобин, снабжающий кислородом клетки животных организмов, — комплексом железа. Витамин B_{12} — это комплексное соединение кобальта.

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

1. Как образуются двойные соли и комплексные соединения?
2. Чем отличаются комплексные соединения от двойных солей?
3. Как диссоциируют комплексные соединения и двойные соли в водных растворах? Приведите примеры.
4. Что такое ион-комплексообразователь? Какие ионы могут выполнять роль комплексообразователя?
5. Что такое лиганды (адденды)? Приведите примеры.
6. Как классифицируются комплексные соединения? Поясните на примерах.

7. Что такое координационное число? Какие ионы имеют координационные числа 2, 4, 6? Приведите примеры.
8. Как рассчитать заряд комплексного иона? Поясните на примерах.
9. Какое значение имеют комплексные соединения?

УПРАЖНЕНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ

1. К какому типу солей относятся: $K_3[Fe(CN)_6]$; $K_4[Fe(CN)_6]$; $(NH_4)_2SO_4 \cdot Fe_2(SO_4)_3$?
Какова степень окисления железа в этих соединениях?
2. Определите степень окисления иона-комплексообразователя в следующих комплексных ионах: $[Ni(CN)_5Cl]^{+}$; $[Co(NH_3)_2(NO_2)_4]^{-}$; $[Cr(H_2O)_4Br]^{+}$; $[AuCl_4]^{-}$; $[Hg(CN)_4]^{2-}$; $[Ag(S_2O_3)_2]^{3-}$.
3. Укажите величину и знак заряда комплексного иона и координационное число комплексообразователя в соединениях: $K[AlCl_4]$; $H_3[AlF_6]$; $H[BF_4]$; $[PtCl(NH_3)_5]Cl$; $[Co(H_2O)_6](NO_2)$.
4. Чему равны степень окисления и координационное число комплексообразователя в соединениях: $K_3[Co(NO_2)_6]$; $[Co(NH_3)_5Cl]Cl_2$; $[Co(NH_3)_5Br]SO_4$? Как диссоциируют эти комплексные соединения в водных растворах?
5. Укажите величину и знак заряда комплексных ионов: $[Cr(H_2O)_4Cl_2]Cl$; $K[Ag(CN)_2]$; $Zn_2[Fe(CN)_6]$. Чему равны степень окисления и координационное число комплексообразователей в этих соединениях? Напишите уравнения диссоциации этих комплексных соединений.
6. Чему равны степень окисления и координационное число комплексообразователя в соединениях: $[Cu(NH_3)_4]SO_4$; $K_2[PtCl_6]$; $K[Ag(CN)_2]$? Напишите уравнения диссоциации этих комплексных соединений.
7. Напишите молекулярное и ионное уравнения реакций обмена между $Na_3[Co(CN)_6]$ и $FeSO_4$, имея в виду, что образующаяся комплексная соль нерастворима в воде.

8. ГЕНЕТИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ МЕЖДУ ВАЖНЕЙШИМИ КЛАССАМИ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Связь между классами неорганических соединений, которая основана на получении веществ одного класса из веществ другого класса, называется *генетической*. Представленная ниже схема иллюстрирует эту связь (рис. 8.1).

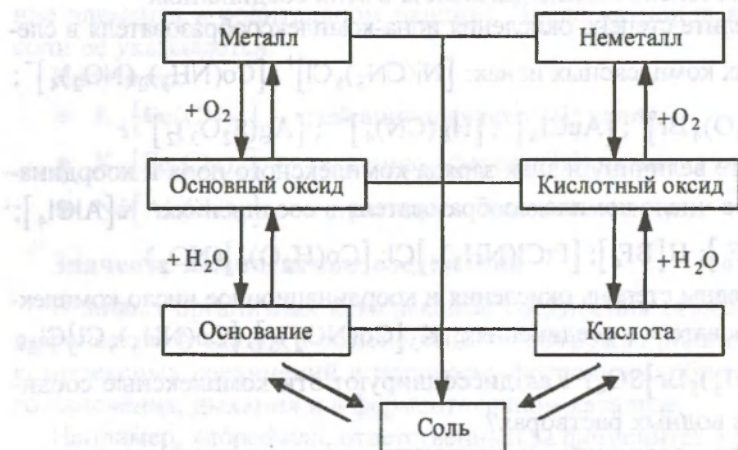
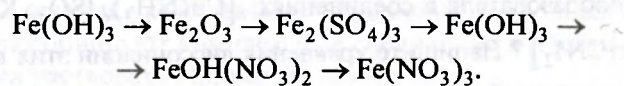


Рис. 8.1. Схема генетической связи между классами неорганических соединений

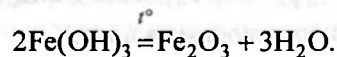
Выполнение типового упражнения

Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:

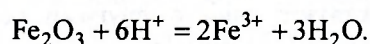
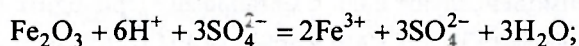
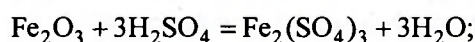


Решение.

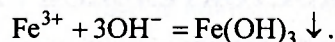
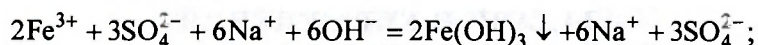
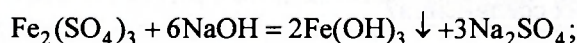
1. Получим оксид железа (III):



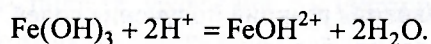
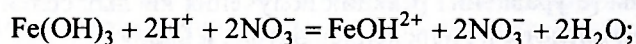
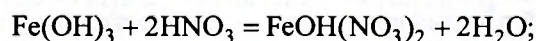
2. Действуя на оксид железа (III) серной кислотой, получим сульфат железа (III):



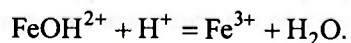
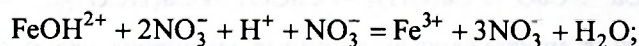
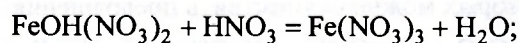
3. Гидроксид железа (III) $\text{Fe}(\text{OH})_3$ получим, действуя на раствор соли раствором щелочи:



4. Чтобы получить основную соль, подействуем на $\text{Fe}(\text{OH})_3$ азотной кислотой, взятой в количестве, достаточном для замены двух гидроксильных групп на кислотные остатки, т.е. на один моль $\text{Fe}(\text{OH})_3$ — два моля HNO_3 :



5. Для получения нормальной соли к основной соли прибавим необходимое количество кислоты (на один моль $\text{FeOH}(\text{NO}_3)_2$ — один моль HNO_3):



КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

1. Какие физические свойства солей вы знаете?
2. Как разделяются соли по растворимости в воде?

3. Как диссоциируют в воде нормальные соли?
4. Как диссоциируют в воде кислые соли?
5. Как диссоциируют в воде основные соли?
6. Как взаимодействуют соли с металлами? Приведите примеры.
7. Как взаимодействуют соли с кислотами? Приведите примеры.
8. Как взаимодействуют соли с другими солями? Приведите примеры.
9. Какие способы получения солей вы знаете?
10. Что называется генетической связью между классами неорганических соединений?

ЗАДАЧИ И УПРАЖНЕНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ

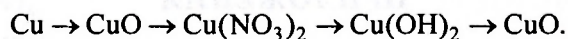
1. Составьте уравнения реакций между кислотами и основаниями, приводящих к образованию следующих солей: $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$; K_2S ; NaHCO_3 ; Na_2HPO_4 .
2. Составьте формулы основных хлоридов железа (III) и уравнения реакций (в молекулярном и ионном виде) превращения этих солей в нормальную соль — хлорид железа (III).
3. Составьте уравнения реакций получения кислых солей из сернистой кислоты и гидроксидов натрия и бария.
4. Составьте уравнения реакций получения солей:
 - а) гидроксохлорида бария;
 - б) гидроксосульфата железа (III)
 из соответствующих кислот и оснований.
5. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения:

$$\text{Ca} \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2.$$
6. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения:

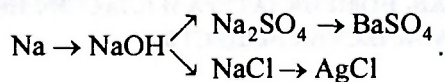
$$\text{Zn} \rightarrow \text{ZnSO}_4 \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{ZnOHCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2.$$
7. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения:

$$\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl} \rightarrow \text{AlCl}_3.$$

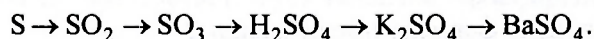
8. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения:



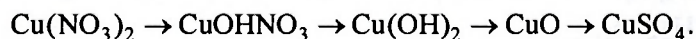
9. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения:



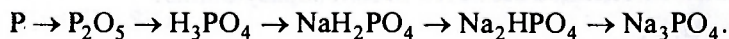
10. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения:



11. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения:



12. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения:



13. Даны известняк и соляная кислота. Не расходуя никаких других веществ, получите не менее 11 новых веществ, в том числе 4 простых. Напишите уравнения соответствующих реакций и укажите условия их протекания.

ПРИЛОЖЕНИЯ

П.1. ТЕСТ №1 ПО ТЕМЕ

«СОСТАВ, НОМЕНКЛАТУРА И КЛАССИФИКАЦИЯ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ»

Число правильных ответов — 10.

Вариант I

1. Какую общую формулу имеют оксиды?
 - а) $\text{Me}(\text{OH})_y$.
 - б) $\text{Э}_m\text{O}_n$.
 - в) $\text{H}_x(\text{Ac})_y$.
 - г) $\text{Me}_x(\text{Ac})_y$.
2. Какой из оксидов является несолеобразующим?
 - а) Al_2O_3 .
 - б) CO_2 .
 - в) CO .
 - г) Fe_2O_3 .
3. Какое из оснований является однокислотным?
 - а) $\text{Cu}(\text{OH})_2$.
 - б) NaOH .
 - в) $\text{Fe}(\text{OH})_3$.
 - г) $\text{Fe}(\text{OH})_2$.
4. Какая из кислот является одноосновной?
 - а) H_2S .
 - б) HCl .
 - в) H_2SO_4 .
 - г) H_2SO_3 .
5. Какая из солей является нормальной (средней) солью?
 - а) NaH_2PO_4 .

- б) Na_2HPO_4 .
в) Na_3PO_4 .
г) Na_2HPO_3 .
6. Какова валентность кислотообразующего элемента в молекуле сернистой кислоты?
а) III.
б) II.
в) IV.
г) VI.
7. Какой из кислот соответствует название «фосфористая кислота»?
а) $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$.
б) HPO_3 .
в) H_3PO_3 .
г) H_3PO_4 .
8. Какой соли соответствует название «силикат свинца (II)»?
а) $(\text{PbOH})_2\text{SiO}_3$.
б) $\text{Pb}(\text{HSiO}_3)_2$.
в) $\text{Pb}(\text{SiO}_3)_2$.
г) PbSiO_3 .
9. Какой соли соответствует название «гидрокарбонат железа (II)»?
а) $\text{Fe}(\text{HCO}_3)_3$.
б) FeOHCO_3 .
в) $\text{Fe}(\text{HCO}_3)_2$.
г) $(\text{FeOH})_2\text{CO}_3$.
10. Какой соли соответствует название «дигидроксосульфат висмута (III)»?
а) BiOHSO_3 .
б) $[\text{Bi}(\text{OH})_2]_2\text{SO}_4$.
в) BiOHSO_4 .
г) $[\text{Bi}(\text{OH})_2]_2\text{SO}_3$.

Вариант II

1. Какую общую формулу имеют основания?
 - а) $Me(OH)_y$.
 - б) $H_x(As)_y$.
 - в) $Э_mO_n$.
 - г) $Me_r(As)_y$.
2. Какой из оксидов является амфотерным?
 - а) ZnO .
 - б) SiO_2 .
 - в) SiO .
 - г) Na_2O .
3. Какое из оснований является двухкислотным?
 - а) KOH .
 - б) $Bi(OH)_3$.
 - в) NH_4OH .
 - г) $Sr(OH)_2$.
4. Какая из кислот является двухосновной?
 - а) HNO_2 .
 - б) HBr .
 - в) H_2CO_3 .
 - г) H_3BO_3 .
5. Какая из солей является кислой солью?
 - а) $[Fe(OH)_2]_2CO_3$.
 - б) $Fe(HCO_3)_3$.
 - в) $FeOHCO_3$.
 - г) $Fe_2(CO_3)_3$.
6. Какова валентность кислотообразующего элемента в молекуле хлорноватой кислоты?
 - а) II.
 - б) III.
 - в) IV.
 - г) V.

7. Какой из кислот соответствует название «сернистая кислота»?

- а) H_2S .
- б) $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$.
- в) H_2SO_3 .
- г) H_2SO_4 .

8. Какой соли соответствует название «карбонат висмута (III)»?

- а) BiOHCO_3 .
- б) $\text{Bi}_2(\text{CO}_3)_3$.
- в) $\text{Bi}(\text{HCO}_3)_3$.
- г) $[\text{Bi}(\text{OH})_2]_2\text{CO}_3$.

П.2. ТЕСТ №2 ПО ТЕМЕ

«СВОЙСТВА И ПОЛУЧЕНИЕ ОКСИДОВ, ОСНОВАНИЙ, КИСЛОТ И СОЛЕЙ»

Число правильных ответов — 11.

Вариант I

1. С какими из следующих веществ может реагировать оксид серы (VI)?

- а) NaCl .
- б) Na_2O .
- в) HNO_3 .
- г) $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

2. С какими из следующих веществ может взаимодействовать оксид цинка?

- а) H_2O .
- б) KOH .
- в) H_2SO_4 .
- г) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

3. При взаимодействии каких двух веществ происходит реакция нейтрализации?

- а) NaCl и AgNO_3 .
- б) $\text{Fe}(\text{OH})_3$ и H_2SO_4 .
- в) NaOH и HNO_3 .
- г) BaCl_2 и H_2SO_4 .

4. С какими металлами может взаимодействовать раствор хлорида меди (II)?
- Zn.
 - Hg.
 - Fe.
 - Ag.
5. Какая кислота образуется при взаимодействии оксида фосфора (III) с водой?
- H_3PO_4 .
 - $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$.
 - HPO_3 .
 - H_3PO_3 .
6. Какой газ выделяется при взаимодействии разбавленной серной кислоты с железом?
- H_2S .
 - H_2 .
 - SO_2 .
 - SO_3 .
7. При взаимодействии растворов каких двух солей реакция является необратимой?
- Na_2SO_4 и KCl .
 - K_2SO_4 и BaCl_2 .
 - Na_2SO_4 и NH_4Cl .
 - CH_3COONa и $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$.

Вариант II

1. С какими из следующих веществ может реагировать оксид азота (III)?
- CaCl_2 .
 - H_2O .
 - H_2SO_4 .
 - KOH .
2. С какими из следующих веществ может взаимодействовать оксид натрия?

- а) H_2O .
 - б) BaO .
 - в) HNO_3 .
 - г) BaSO_4 .
3. При взаимодействии каких двух веществ происходит реакция нейтрализации?
- а) Fe_2O_3 и H_2 .
 - б) $\text{Fe}(\text{OH})_3$ и HCl .
 - в) FeCl_3 и HSCN .
 - г) Fe и HCl .
4. С какими металлами может взаимодействовать раствор нитрата свинца (II)?
- а) Hg .
 - б) Zn .
 - в) Au .
 - г) Fe .
5. Какая кислота может образоваться при взаимодействии оксида фосфора (V) с водой?
- а) H_3PO_2 .
 - б) HPO_2 .
 - в) H_3PO_3 .
 - г) HPO_3 .
6. С какими из металлов может взаимодействовать соляная кислота?
- а) Mg .
 - б) Cu .
 - в) Pt .
 - г) Ag .
7. При взаимодействии растворов каких двух солей реакция является необратимой?
- а) Na_2SO_4 и KCl .
 - б) Na_2SO_4 и $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$.
 - в) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ и $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$.
 - г) NaCl и KBr .

РЕКОМЕНДУЕМАЯ ЛИТЕРАТУРА

1. *Ахметов Н.С.* Общая и неорганическая химия: Учебник для вузов. 3-е изд., перераб. и доп. — М.: Высшая школа, 1998. — 743 с.
2. *Карпетьянц М.Х., Дракин С.И.* Общая и неорганическая химия: Учебник для вузов. 2-е изд., перераб. и доп. — М.: Химия, 1993. — 592 с.
3. Теоретические основы общей химии: Учебник для студентов технических университетов и вузов / Под ред. А.И. Горбунова. — М.: Издательство МГТУ им. Н.Э. Баумана, 2001. — 720 с.
4. *Глинка Н.Л.* Общая химия: Учебное пособие для вузов. 27-е изд., стереотипное / Под ред. В.А. Рабиновича. — Л.: Химия, 1988. — 704 с.

СОДЕРЖАНИЕ

1. КЛАССИФИКАЦИЯ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ	3
2. ОКСИДЫ	6
2.1. Номенклатура, классификация и графические формулы оксидов	6
2.2. Физические свойства оксидов	9
2.3. Химические свойства оксидов	10
2.4. Получение оксидов	12
3. ОСНОВАНИЯ	14
3.1. Номенклатура, классификация и графические формулы оснований	14
3.2. Физические свойства оснований	15
3.3. Химические свойства оснований	16
3.4. Получение оснований	18
4. КИСЛОТЫ	21
4.1. Классификация, номенклатура и графические формулы кислот. Понятие об амфотерных гидроксидах	21
4.2. Физические свойства кислот	26
4.3. Химические свойства кислот	26
4.4. Получение кислот	29
5. АМФОТЕРНЫЕ ГИДРОКСИДЫ	32
5.1. Номенклатура	32
5.2. Физические свойства гидроксидов	32
5.3. Химические свойства гидроксидов	33
6. СОЛИ	36
6.1. Классификация, номенклатура и графические формулы солей	36
6.2. Физические свойства солей	43
6.3. Химические свойства солей	43
6.4. Получение солей	47
7. КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ	51
8. ГЕНЕТИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ МЕЖДУ ВАЖНЕЙШИМИ КЛАССАМИ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ	56
ПРИЛОЖЕНИЯ	60
П.1. Тест №1 по теме «Состав, номенклатура и классификация неорганических веществ»	60
П.2. Тест №2 по теме «Свойства и получение оксидов, оснований, кислот и солей»	63
РЕКОМЕНДУЕМАЯ ЛИТЕРАТУРА	66