

Министерство образования и науки Российской Федерации

Федеральное агентство по образованию

ГОСУДАРСТВЕННОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ

ВЫСШЕГО ПРОФЕССИОНАЛЬНОГО ОБРАЗОВАНИЯ

РОССИЙСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ГИДРОМЕТЕОРОЛОГИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ

Е.Г. Дурягина, А.В. Гончаров

Х И М И Я:

КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Учебно-методическое пособие

Для всех специальностей



Санкт-Петербург
2008

Одобрено методическими комиссиями всех факультетов РГГМУ

УДК 546(075.8)

Дурыгина Е.Г., Гончаров А.В. Химия: классы неорганических соединений. Учебно-методическое пособие для всех специальностей РГГМУ. – СПб.: изд. РГГМУ, 2008. – 48 с.

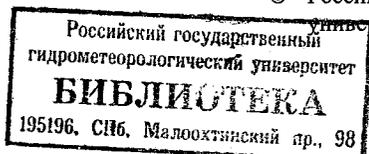
Ответственный редактор: Скакальский Б.Г., д-р геогр. наук, проф., зав. кафедрой химии природной среды РГГМУ.

Рассматриваются основные классы неорганических соединений, приводятся их формулы и названия в соответствии с международной номенклатурой.

Пособие предназначено для студентов первого курса всех факультетов РГГМУ и слушателей подготовительного отделения.

© Гончаров А.В., Дурыгина Е.Г., 2008

© Российский государственный гидрометеорологический университет (РГГМУ), 2008



ВВЕДЕНИЕ

Учебно-методическое пособие составлено с целью оказать помощь в период обучения и подготовки к экзамену по химии. В нем отражены только наиболее важные темы раздела «Классы неорганических соединений», даны примеры решения задач, а также литература, которую целесообразно использовать при обучении и подготовке к экзамену.

Пособие может быть полезно для студентов, не имеющих достаточных навыков в написании химических формул неорганических соединений и уравнений химических реакций, необходимых при изучении курса общей химии.

Пособие содержит минимальный объем информации, усвоение которой позволит начать успешное изучение курса общей химии.

Пособие рекомендуется студентам первых курсов всех факультетов РГГМУ.

СТЕПЕНИ ОКИСЛЕНИЯ ЭЛЕМЕНТОВ

Качественный и количественный состав веществ выражают при помощи химических формул. Например, формула H_2SO_4 показывает, что это молекула серной кислоты, которая состоит из 2 атомов водорода, 1 атома серы и 4 атомов кислорода. Числа, стоящие справа внизу, после символов элементов в формуле, показывают, сколько атомов данного элемента содержится в молекуле.

Формулы веществ составляют на основании валентностей (степеней окисления) элементов, образующих данное вещество. Валентностью называется способность атомов данного элемента присоединять или замещать определенное число атомов других элементов. За единицу валентности принята валентность атома водорода. Таким образом, валентность элементов в соединениях с водородом определяется числом атомов водорода, присоединяемых одним атомом данного элемента. Кислород соединяется с двумя атомами водорода, следовательно, он двухвалентен. Это дает возможность определять валентность элемента и из его соединения с кислородом.

Если строение сложного вещества неизвестно, то часто нет возможности установить истинную валентность всех атомов, входящих в состав структурной единицы этого вещества, поскольку количест-

во и порядок связей между ними не определены. В таких случаях удобно пользоваться понятием степень окисления элемента.

Таким образом, составление эмпирических формул и образование названий химических соединений основано на знании и правильном использовании понятия *степень окисления* элементов.

Степень окисления элемента представляет собой величину условную, которая возникла из предположения о том, что молекулы всех неорганических соединений состоят из положительно и отрицательно заряженных частиц.

Алгебраическая сумма зарядов всех частиц в молекуле равна нулю, т.е. молекула в целом является электрически нейтральной частью. Степени окисления элементов в простых веществах, например, Al, C, S, H₂, O₂, N₂ и т. п., также принимаются равными нулю.

Таким образом, свободные атомы и молекулы всегда имеют степень окисления (заряд) равную нулю, обозначать которую при написании химических формул и уравнений не принято. При рассмотрении возможных степеней окисления химических элементов, степень окисления «0» обычно, также, не упоминается.

Химические элементы могут иметь единственное (кроме нуля) значение степени окисления в соединениях или несколько в зависимости от их природы. Так, например, элементы главных подгрупп I, II и III групп Периодической системы элементов имеют единственные значения степеней окисления, соответствующие номеру группы, т.е. +1, +2 и +3. Элементы первых трех групп Периодической системы элементов являются металлами, поэтому отрицательных степеней окисления иметь не могут.

Все элементы побочных подгрупп не имеют отрицательных степеней окисления, поскольку, также являются металлами, но имеют несколько значений положительных величин степеней окисления.

Большинство элементов Периодической системы элементов имеют несколько значений величин степеней окисления в соединениях, поэтому необходимо уметь рассчитывать эту величину.

Сера, например, в соединениях бывает в степенях окисления +6 (SO₃, H₂SO₄), +4 (SO₂, Na₂SO₃), ноль (элементарная сера) и -2 (H₂S).

Для расчета степени окисления принимают следующее:

– атомы и молекулы заряда не имеют (0),

– водород в соединениях имеет, как правило, степень окисления +1,

– кислород в соединениях имеет, как правило, степень окисления –2. Исключением является перекись водорода H_2O_2 и ее производные, в которых кислород имеет степень окисления –1.

Степень окисления других элементов рассчитывают исходя из того, что алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов, образующих молекулу, должна быть равна нулю.

$$Z_{M,a} = n_{a1} * Z_{a1} + n_{a2} * Z_{a2} + \dots + n_{ai} * Z_{ai},$$

где $Z_{M,a} = 0$, заряд свободных атомов или молекул; $n_{ai} * Z_{ai}$ – произведение числа атомов каждого вида, составляющих молекулу, на их заряд (степень окисления).

Например, рассчитаем степень окисления фосфора в соединении P_2O_3 :

$$0 = n_p * Z_p + n_o * Z_o = 2 * Z_p + 3 * (-2) = 2 * Z_p - 6.$$

$$2 * Z_p = 6$$

$$Z_p = +3$$

В соединении PH_3 степень окисления фосфора –3, в соединении HBO_2 степень окисления бора +3.

Положительные значения степеней окисления иногда называют валентностью по кислороду, а отрицательные значения степеней окисления – валентностью по водороду. Эти термины следует понимать следующим образом:

– элементы, имеющие положительные значения степеней окисления способны образовывать химические связи с элементами, степени окисления которых отрицательны (частицы с разноименными зарядами притягиваются);

– при образовании молекулы суммы положительных и отрицательных степеней окисления (суммарные заряды на атомах одного вида) должны быть равны.

В рассмотренном выше примере с молекулой P_2O_3 суммарный заряд на атомах фосфора равен +6 ($2 * \langle +3 \rangle = +6$), на атомах кислорода –6 ($3 * \langle -2 \rangle = -6$). Суммарный заряд молекулы равен «0».

Для правильного изображения формул химических соединений следует помнить следующее:

1. Атомы соединяются в молекулы в соответствии с их валентностью. Для изображения формул химических соединений достаточно понимать под валентностью величину степени окисления без знака. Например, степени окисления +1 соответствует валентность 1, и степени окисления -1 соответствует валентность 1.

2. При образовании неорганических соединений в молекуле не может быть свободных валентностей. Например, в молекуле P_2O_3 , два атома фосфора соединяются с тремя атомами кислорода из-за того, что два атома фосфора образуют 6 химических связей ($2 \cdot 3 = 6$), и три атома кислорода образуют 6 химических связей ($3 \cdot 2 = 6$). В то же время молекула, состоящая из одного атома 3-валентного фосфора и одного атома 2-валентного кислорода, образоваться не может (у атома фосфора одна валентность останется свободной).

3. Численный индекс, стоящий в формуле химического соединения справа снизу от атома, указывает на число атомов данного вида, входящих в молекулу. Например, химическую формулу P_2O_3 , следует понимать как молекулу, состоящую из двух атомов фосфора и трех атомов кислорода.

КЛАССИФИКАЦИЯ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Простейшая классификация неорганических соединений включает следующие основные классы:

1. Простые вещества.
2. Оксиды.
3. Гидроксиды.
4. Соли.

Далее в пособии рассматриваются правила написания химических формул перечисленных классов неорганических соединений, их названия по Международной номенклатуре и важнейшие свойства.

ПРОСТЫЕ ВЕЩЕСТВА

Простые вещества существуют в виде атомов и молекул, состоящих из одинаковых атомов.

Все известные атомы химических элементов систематизированы в Периодической системе элементов Д.И. Менделеева, где для каждого элемента приведены следующие данные:

– русское название элемента (может быть указано латинское название). Элементы принято обозначать химическими знаками (символами). Символ элемента состоит из первой буквы или первой и одной из следующих букв латинского названия элемента; первая буква всегда прописная, вторая – строчная. Например, латинское название водорода Hydrogenium, обозначение – «H»; кислорода – Oxygenium «O», алюминия – Aluminium «Al»; железа – Ferrum «Fe», цинка – Zinkum «Zn» и т.д.;

– порядковый номер элемента, равный заряду ядра атома элемента, который указывает также число электронов в атоме;

– атомную массу;

– могут быть приведены дополнительные данные: строение валентного электронного слоя, перечень стабильных изотопов и другие данные.

Информация о химическом элементе, содержащаяся в ячейке Периодической системы элементов:

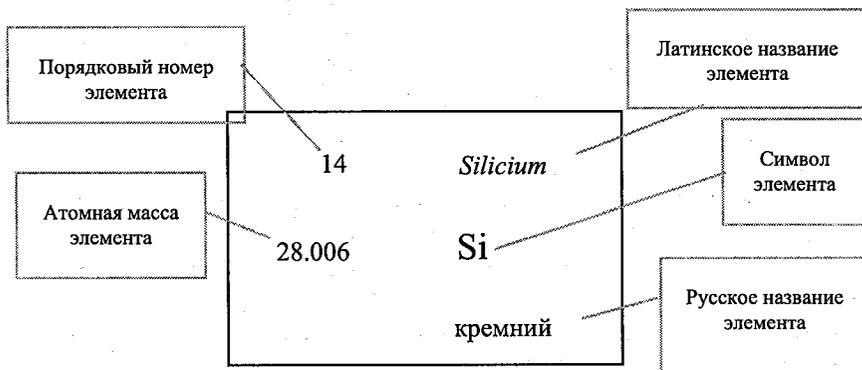


Рис. 1

Ряд элементов, чаще всего газы при нормальных условиях, образуют молекулы из одинаковых атомов: азот – N_2 , кислород – O_2 , водород – H_2 – это тоже простые вещества.

ОКСИДЫ

Оксидами называются соединения, состоящие из двух элементов, одним из которых является кислород в степени окисления – 2.

Такие соединения, получаемые прямым или косвенным путем, образуют металлы и неметаллы.

Все оксиды делятся на несолеобразующие и солеобразующие, а последние по своим свойствам подразделяются на три группы:

- основные оксиды;
- кислотные оксиды;
- амфотерные оксиды.

Основные оксиды – это оксиды, которые при прямом или косвенном взаимодействии с водой, образуют основания. Образование основных оксидов характерно, также, для элементов главных подгрупп первой и второй групп Периодической системы элементов. Образование основных оксидов характерно для элементов в низших степенях окисления, расположенных в побочных подгруппах (металлы) всех групп Периодической системы элементов.

Кислотные оксиды – это оксиды, которые при прямом или косвенном взаимодействии с водой, образуют кислоты. Образование кислотных оксидов характерно, также, для элементов расположенных в главных подгруппах с четвертой по седьмую групп Периодической системы элементов (неметаллы). Образование кислотных оксидов характерно для элементов в высших степенях окисления, расположенных в побочных подгруппах (металлы) всех групп Периодической системы элементов.

Оксиды неметаллов, которые не образуют кислот, а следовательно и солей, называются несолеобразующими оксидами. Примерами несолеобразующих оксидов являются: CO оксид углерода (II), N₂O оксид азота (I), NO оксид азота (II) и др.

Амфотерные оксиды – это оксиды, которые при прямом или косвенном взаимодействии с водой образуют основания, способные взаимодействовать и с кислотами, и с основаниями. Сами амфотерные оксиды образуют соли как при взаимодействии с кислотными оксидами, так и с оксидами, обладающими основными свойствами.

Схема химической классификации оксидов



Рис. 2

Если любой химический элемент Периодической системы элементов обозначить как «Э», то общая формула оксидов будет иметь вид $\text{Э}_m\text{O}_n$, где m и n указывают число атомов каждого вида составляющих химическую формулу оксида.

При составлении химических формул соединений следует помнить, что в молекулах, а следовательно и в их формулах, не может быть свободных валентностей.

Пример. В соответствии с определением оксидов, атом кислорода имеет степень окисления -2 , т.е. кислород в оксидах проявляет валентность, равную 2. Он образует две химические связи с любым элементом, находящимся в положительной степени окисления. Если элемент имеет степень окисления $+1$, что принято обозначать как Э^{+1} , то его валентность равна 1. Графически валентность обозначают чертой отходящей от элемента «Э—». Атом кислорода имеет валентность равную двум, что графически изображается в виде «—О—». Если предположить, что один атом одновалентного элемента соединяется с одним атомом кислорода, то образовавшееся соединение имело бы вид «Э—О—». Такого соединения быть не может, поскольку у атома кислорода имеется свободная валентность. Реально существуют молекулы оксидов одновалентных элементов, имеющие следующий вид «Э—О—Э» (графическая формула), где свободные валентности отсутствуют. Эмпирические химические формулы оксидов одновалентных элементов имеют вид $\text{Э}_2\text{O}$.

Аналогичные рассуждения для элементов находящихся в степени окисления +2 (двухвалентные), дают графическую формулу «Э=О», эмпирическую ЭО.

В Периодической системе элементов 8 групп, поэтому максимальная степень окисления, которую могут проявлять элементы +8 (валентность равна восьми).

В табл. 1 приведены все возможные формулы оксидов химических элементов, их графические и эмпирические формулы, а также примеры химических формул оксидов элементов и их названия по Международной номенклатуре.

Таблица 1

Степень окисления элемента	Валентность элемента	Графическая формула оксида	Эмпирическая формула оксида	Примеры формул оксидов	Названия оксидов по Международной номенклатуре
+1	1	Э—О—Э	Э ₂ O	Na ₂ O N ₂ O	Оксид натрия Оксид азота (I)*
+2	2	Э=О	ЭО	CaO CO	Оксид кальция Оксид углерода (II)
+3	3	О=Э—О—Э=О	Э ₂ O ₃	Al ₂ O ₃ N ₂ O ₃	Оксид алюминия Оксид азота (III)
+4	4	О=Э=О	ЭО ₂	TiO ₂ CO ₂	Оксид титана (IV) Оксид углерода (IV)
+5	5		Э ₂ O ₅	N ₂ O ₅ V ₂ O ₅	Оксид азота (V) Оксид ванадия (V)
+6	6		ЭО ₃	CrO ₃ SO ₃	Оксид хрома (VI) Оксид серы (VI)
+7	7		Э ₂ O ₇	Mn ₂ O ₇ Cl ₂ O ₇	Оксид марганца (VII) Оксид хлора (VII)
+8	8		ЭО ₄	RuO ₄	Оксид рутения (VIII)

* Валентность указывается только для элементов, которые могут иметь несколько значений валентности.

Как это видно из графических формул, в молекулах оксидов атомы кислорода связаны с атомами электроположительного элемента и не связаны друг с другом, равно как и атомы элементов не имеют связей друг с другом.

Многие элементы проявляют переменную валентность и образуют оксиды различного состава, что учитывается по международной номенклатуре указанием степени окисления элемента римскими цифрами, например Cr_2O_3 – оксид хрома (III), CrO_3 – оксид хрома (VI).

Получение оксидов

Оксиды получают часто непосредственным взаимодействием простого вещества с кислородом или разложением сложных веществ:



Почти все оксиды элементов прямым или косвенным путем образуют с водой гидроксиды.



Одни из них имеют характер кислот (H_2SO_4 , H_2SO_3 , HNO_3 и др.), другие – характер оснований (NaOH , KOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и др.), а третьи – двойственный характер и называются амфотерными гидроксидами ($\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$ и др.). Продуктами гидратации амфотерных оксидов являются амфотерные гидроксиды, для которых возможны две формы записи гидратных форм:

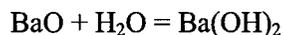
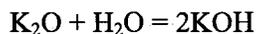


К амфотерным оксидам относятся Al_2O_3 , Fe_2O_3 , SnO , PbO , Cr_2O_3 и др.

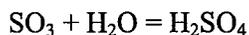
Свойства оксидов

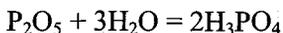
1. Отношение оксидов к воде:

а) основной оксид + вода = щелочь (оксиды щелочных и щелочно-земельных элементов)

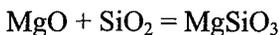


б) кислотный оксид + вода = кислота (исключение: оксид кремния SiO_2)

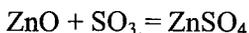




2. Взаимодействие между основными и кислотными оксидами:
основной оксид + кислотный оксид = соль



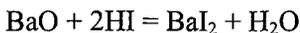
3. Взаимодействие между амфотерными и кислотными оксидами:
амфотерный оксид + кислотный оксид = соль



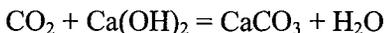
4. Взаимодействие между амфотерными и основными оксидами:
амфотерный оксид + основной оксид = соль



5. Взаимодействие между основными оксидами и кислотами:
основной оксид + кислота = соль + вода

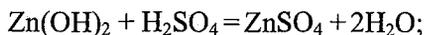
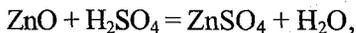


6. Взаимодействие между кислотными оксидами и основаниями:
кислотный оксид + основание = соль + вода

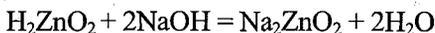
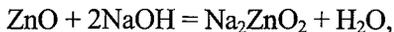


Амфотерные оксиды

Амфотерные оксиды и их гидратные формы, т. е. амфотерные гидроксиды, являются соединениями двойственной функции. Особенностью их химического поведения является способность к солеобразованию, как с кислотами, так и с основаниями; например, при взаимодействии с кислотами оксид цинка ведет себя как основной оксид, а гидроксид цинка – как основание:

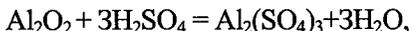


при взаимодействии со щелочами оксид цинка ведет себя как кислотный оксид, а гидроксид цинка – как кислота, которую для наглядности представим в виде H_2ZnO_2 :

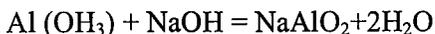
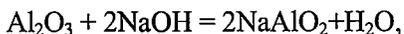


или $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ (в растворе).

Аналогичным образом ведут себя, например, оксиды алюминия Al_2O_3 и хрома Cr_2O_3 и их гидратные формы $\text{Al}(\text{OH})_3$ и $\text{Cr}(\text{OH})_3$, которые образуют соли, как при действии кислот:



$2\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{H}_2\text{O}$ так и при действии щелочей:



или $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} = \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ (в растворе).

Химические свойства оксида определяются положением соответствующего элемента в Периодической системе Д.И. Менделеева. Известно, что в периодах металлические свойства элементов усиливаются справа налево, а в группах – сверху вниз: неметаллические свойства элементов изменяются в обратном направлении. На границе между элементами, оксиды которых имеют кислотный характер, и элементами, образующими основные оксиды, располагаются элементы, все оксиды которых амфотерны. Так, элементы, образующие амфотерные оксиды, располагаются на диагонали $\text{H}-\text{Ge}-\text{Pb}$ (на этой линии расположены элементы $\text{H}-\text{Be}-\text{Al}-\text{Ge}-\text{Sn}-\text{Pb}$). Правее и выше этой линии, расположены элементы, образующие кислотные оксиды. Исключение составляют элементы V группы – мышьяк, сурьма, оксиды $\text{Э}_2\text{O}_3$ которых амфотерны ($\text{Э}_2\text{O}_5$ – кислотные оксиды), и висмут, для которого оксид $\text{Э}_2\text{O}_3$ имеет основной характер.

Левее и ниже линии, соединяющей элементы с амфотерными оксидами, находятся элементы, образующие основные оксиды. Исключение составляют элементы III группы – Ga и In, оксиды которых амфотерны.

Амфотерными оксидами перечисленных выше элементов побочных подгрупп являются ZnO , Au_2O_3 , Cr_2O_3 , MnO_2 .

Если элемент образует оксиды в нескольких степенях окисления, то амфотерные оксиды разделяют основные и кислотные так, что оксиды, соответствующие высшим степеням окисления, являются кислотными, а низшим – основными. Поэтому Cr_2O_3 – амфотерный, CrO_3 – кислотный; MnO_2 – амфотерный, MnO_3 и Mn_2O_7 – кислотные, а MnO – основной оксиды.

Перекиси

Кроме оксидов известны пероксиды или перекиси некоторых элементов, для которых характерна структурная группировка атомов кислорода $-O-O-$, наиболее известным представителем этого класса соединений является перекись водорода H_2O_2 , в которой степень окисления кислорода равна -1 , а валентность 2. Графическая формула перекиси водорода $H-O-O-H$.

Типовые задачи

Пример 1. Назовите оксиды по международной номенклатуре: Li_2O , BaO , FeO .

Li_2O – оксид лития.

Валентность лития может быть только 1 (степень окисления $+1$) поэтому не указывается.

BaO – оксид бария.

Валентность бария может быть только 2 (степень окисления $+2$) поэтому не указывается.

FeO – оксид железа (II).

Валентность железа может быть 2 и 3 (степень окисления $+2$ и $+3$) поэтому необходимо указывать. Чтобы указать валентность необходимо рассчитать степень окисления железа в FeO .

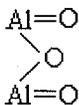
Заряд молекулы складывается из степеней окисления всех атомов и равен нулю:

$0 = 1 \cdot x + 1 \cdot (-2)$, $0 = x - 2$, $x = +2$, степень окисления железа равна $+2$ (валентность равна 2).

Пример 2. Привести графические и эмпирические формулы следующих оксидов: оксид алюминия, оксид азота (V), оксид серы (IV), оксид серы (VI).

Оксид алюминия. Алюминий является металлом третьей группы главной подгруппы ПСЭ, поэтому проявляет только валентность равную 3. Степень окисления в соединениях $+3$ (металлы могут иметь только положительные степени окисления).

Графическая формула

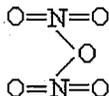


Эмпирическая формула Al_2O_3

Оксид азота (V).

Азот в этом соединении проявляет валентность 5 (степень окисления +5), что указано в названии.

Графическая формула



Эмпирическая формула N_2O_5

Оксид серы (IV).

Сера в этом соединении проявляет валентность 4 (степень окисления +4), что указано в названии.

Графическая формула

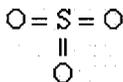


Эмпирическая формула SO_2

Оксид серы (VI).

Сера в этом соединении проявляет валентность 6 (степень окисления +6), что указано в названии.

Графическая формула



Эмпирическая формула SO_3

Упражнения для самопроверки

1. Напишите графические формулы следующих оксидов: Cr_2O_3 , SiO_2 , V_2O_5 , CrO_3 , Mn_2O_7 , MnO_3 и OsO_4 .
2. Охарактеризуйте химические свойства:
 - а) основного оксида;
 - б) кислотного оксида;
 - в) амфотерного оксида;
 - г) смешанного ангидрида.
3. Какие из приведенных оксидов CO_2 , CaO , Fe_2O_3 , SiO_2 , Al_2O_3 способны к солеобразованию с кислотными оксидами? Напишите уравнения их взаимодействия с оксидом серы (VI).
4. Какие из приведенных оксидов N_2O_3 , NO_2 , MgO , SO_2 , P_2O_5 , Bi_2O_3 , CO_2 способны к солеобразованию с основными оксидами? Напишите уравнения их взаимодействия с оксидом кальция.
5. Напишите уравнения реакций, характеризующих амфотерные свойства оксидов Sb_2O_3 , SnO , Cr_2O_3 и BeO .

ГИДРОКСИДЫ

Гидроксиды – соединения, состоящие из катиона и одной или нескольких гидроксо-групп.

Гидроксиды принято изображать общей формулой $R(OH)_n$, где: R^{+n} центральный атом в положительной степени окисления.

В молекулах гидроксидов атом водорода связан с центральным атомом через кислород: графическая формула $H-O-Ca-O-H$, эмпирическая формула $Ca(OH)_2$; графическая формула $H-O-N=O$, эмпирическая формула HNO_2 .

Классификация гидроксидов

Гидроксиды образуют все элементы Периодической системы элементов, кроме благородных газов (VIII группа).

В зависимости от природы центрального атома гидроксиды подразделяются на следующие типы:

1. Основные (основания).
2. Кислотные (кислоты).
3. Амфотерные гидроксиды (гидроксиды металлов, способные проявлять свойства кислот).

Гидроксиды металлов в низших степенях окисления проявляют, как правило, основные свойства их общая формула $Me(OH)_n$, где n – валентность (степень окисления $+n$) металла. Если металл может иметь несколько валентностей (степеней окисления), то при повышении степени окисления проявляются амфотерные свойства. Гидроксиды металлов в высших степенях окисления могут проявлять кислотные свойства, например марганец в степени окисления $+7$ образует марганцовую кислоту – $HMnO_4$.

Гидроксиды неметаллов проявляют кислотные свойства.

Основания

Основания – это сложные вещества, состоящие из атомов металла и одной или нескольких гидроксогрупп. В общем виде основания изображаются формулой $Me(OH)_n$, где Me^{+n} – атом металла в степени окисления $+n$, OH^- – гидроксогруппа. Поскольку гидроксогруппа одновалентна (ее заряд « -1 ») их число в формуле основного гидроксидов указывает на степень окисления металла.

Основные свойства гидроксидов реализуются группами OH^- . В зависимости от числа гидроксильных ионов их подразделяют на

одноосновные: NaOH, KOH; двухосновные: Ca(OH)₂, Mg(OH)₂ и т.д.

Хорошо растворимые в воде основания называются щелочами. К ним относятся гидроксиды металлов главной подгруппы I группы Периодической системы элементов и гидроксиды металлов главной подгруппы II группы от Ca(OH)₂, до Ra(OH)₂.

Международная номенклатура оснований.

В соответствии с международной номенклатурой, название основания образуется из слова гидроксид и названия элемента в родительном падеже, после которого римскими цифрами в скобках указывается валентность металла (если она не единственная).

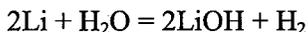
Ca(OH)₂ – гидроксид кальция,

CuOH – гидроксид меди(I),

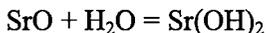
Sn(OH)₄ – гидроксид олова(IV).

Получение оснований

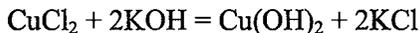
1. Активный металл + вода = щелочь + водород



2. Оксид активного металла + вода = щелочь

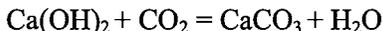


3. Соль + щелочь = основание + соль

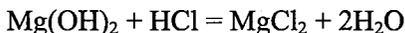


Химические свойства оснований

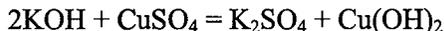
1. Основание (щелочь) + кислотный оксид = соль + вода



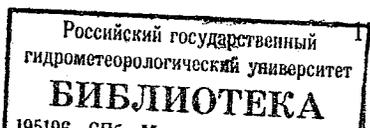
2. Основание + кислота = соль + вода



3. Щелочь + соль = новая соль + основание



Растворы щелочей изменяют цвет индикаторов: фенолфталеин-с бесцветного на малиновый, лакмус – с фиолетового на синий.



Типовые задачи

Пример 1. Назовите гидроксиды по международной номенклатуре: LiOH , Ba(OH)_2 , Fe(OH)_2 .

LiOH – гидроксид лития.

Валентность лития может быть только 1 (степень окисления +1) поэтому не указывается.

Ba(OH)_2 – гидроксид бария.

Валентность бария может быть только 2 (степень окисления +2) поэтому не указывается.

Fe(OH)_2 – гидроксид железа (II).

Валентность железа может быть 2 и 3 (степень окисления +2 и +3) поэтому валентность необходимо указывать. Чтобы указать валентность необходимо рассчитать степень окисления железа в Fe(OH)_2 .

Заряд молекулы складывается из степеней окисления всех атомов и равен нулю:

$0 = 1 \cdot x + 2 \cdot (-2) + 2 \cdot (+1)$, $0 = x - 2$, $x = +2$, степень окисления железа равна +2 (валентность равна 2). Валентность железа в данном соединении можно определить по числу одновалентных гидроксогрупп, их две, следовательно, валентность железа в рассматриваемом соединении 2.

Пример 2. Привести графические и эмпирические формулы следующих гидроксидов: гидроксид калия, гидроксид алюминия, гидроксид меди (II).

Гидроксид калия.

Графическая формула $\text{K} - \text{OH}$

Эмпирическая формула KOH

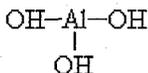
Гидроксид меди (II).

Графическая формула $\text{HO} - \text{Cu} - \text{OH}$

Эмпирическая формула Cu(OH)_2

Гидроксид алюминия. Алюминий является металлом третьей группы главной подгруппы ПСЭ, поэтому проявляет только валентность, равную 3. Степень окисления в соединениях +3 (металлы могут иметь только положительные степени окисления).

Графическая формула



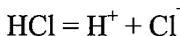
Эмпирическая формула Al(OH)_3

Упражнения для самопроверки

1. Какие вещества называются основаниями?
2. Приведите названия следующих оснований: а) NaOH , б) $\text{Mg}(\text{OH})_2$, в) $\text{Cu}(\text{OH})_2$, г) CsOH , д) $\text{Ca}(\text{OH})_2$, е) $\text{Al}(\text{OH})_3$, ж) $\text{Zn}(\text{OH})_2$, з) $\text{Cr}(\text{OH})_3$, и) $\text{Ti}(\text{OH})_4$.
3. Приведите эмпирические и графические формулы перечисленных оснований:
а) гидроксид калия; б) гидроксид циркония (IV); в) гидроксид бария; г) гидроксид галлия; д) гидроксид лантана (III); е) гидроксид лития; ж) гидроксид железа (II); з) гидроксид железа (III).
4. Приведите названия и химические (эмпирические) формулы известных Вам амфотерных гидроксидов.
5. Приведите названия и химические формулы известных Вам сильных оснований (щелочей).
6. Приведите названия и химические формулы известных Вам слабых оснований.
7. Приведите примеры химических формул и названия однокислотных оснований.
8. Приведите примеры химических формул и названия двухкислотных оснований.
9. Приведите примеры химических формул и названия трехкислотных оснований.

КИСЛОТЫ

Кислотами называются гидроксиды, которые при растворении в воде образуют ионы водорода (катионы) и ионы (анионы) кислотных остатков.



Кислотными свойствами обладают гидроксиды неметаллов и некоторые металлы в высших степенях окисления. Перечень важнейших кислот приведен в табл. 2.

Таблица 2

Перечень важнейших кислот, названия, эмпирические и графические формулы

Формула	Степень окисления центрального атома	Название кислоты	Название аниона (соли)	Графическая формула
1	2	3	4	5
H_3BO_3	+3	Ортоборная	Ортоборат	
HBO_2	+3	Метаборная	Метаборат	
H_2CO_3	+4	Угльная	Карбонат	
HNO_3	+5	Азотная	Нитрат	
HNO_2	+3	Азотистая	Нитрит	$\text{H}-\text{O}-\text{N}=\text{O}$
HF	-1	Фтороводородная	Фторид	$\text{H}-\text{F}$
H_2SiO_3	+4	Кремневая	Силикат	
H_3PO_4	+5	Ортофосфорная	Ортофосфат	
H_2SO_4	+6	Серная	Сульфат	
H_2SO_3	+4	Сернистая	Сульфит	
H_2S	-2	Сероводородная	Сульфид	$\text{H}-\text{S}-\text{H}$
HCl	-1	Хлороводородная	Хлорид	$\text{H}-\text{Cl}$
HClO	+1	Хлорноватистая	Гипохлорит	$\text{H}-\text{O}-\text{Cl}$
HClO_2	+3	Хлористая	Хлорит	$\text{H}-\text{O}-\text{Cl}=\text{O}$
HClO_3	+5	Хлорноватая	Хлорат	
HClO_4	+7	Хлорная	Перхлорат	

1	2	3	4	5
HMnO_4	+7	Марганцовая	Перманганат	
H_2MnO_4	+6	Марганцовистая	Манганат	
H_2CrO_4	+6	Хромовая	Хромат	
$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	+6	Двухромовая	Дихромат	
HCOOH	+4	Муравьиная	Формиаты	
CH_3COOH	+4	Уксусная	Ацетаты	
$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	+4	Щавелевая	Оксалаты	

Классификация кислот

1. По составу:

- кислородосодержащие: H_2SO_3 , H_2SO_4 , H_3PO_4 , HNO_3 и др.;
- бескислородные: HCl , HI , HBr , H_2S , HCN и др. (не являются гидроксидами).

2. По силе:

- сильные кислоты: HCl , HI , HBr , HNO_3 , H_2SO_4 , HClO_4 , HMnO_4 ;
- слабые кислоты – все остальные (H_2S , HCN , H_2SO_3 , H_3PO_4 , и др.).

3. Основность кислоты, которая определяется числом атомов водорода, способных замещаться при взаимодействии с основаниями:

- одноосновные кислоты: HCl , HI , HBr , HNO_3 , HClO_4 , HMnO_4 , HCN , HCOOH , CH_3COOH ;
- двухосновные кислоты H_2S , H_2SO_4 , H_2SO_3 , H_2SiO_3 , H_2CO_3 , $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$;
- трехосновные кислоты H_3PO_4 , H_3AsO_4 , и др.

По Международной номенклатуре названия бескислородных кислот образуются из русского названия элемента (или группы

атомов), образующего кислотный остаток, с добавлением соединительной гласной **-о-** и словосочетания **водородная кислота**: HCl – хлороводородная кислота; HCN – циановодородная кислота, H_2S – сероводородная кислота.

Названия кислородосодержащих кислот производятся от названия неметалла с прибавлением окончаний «-ная», «-овая», если степень окисления неметалла равна номеру группы: H_2SO_4 – серная, H_3PO_4 – фосфорная, H_2CrO_4 – хромовая. По мере понижения степени окисления центрального атома суффиксы меняются в следующем порядке: «-оватая», «-истая», «-оватистая».

$\text{HCl}^{+7}\text{O}_4$ – хлорная кислота

$\text{HCl}^{+5}\text{O}_3$ – хлорноватая кислота

$\text{HCl}^{+3}\text{O}_2$ – хлористая кислота

HClO – хлорноватистая кислота

Если элемент образует кислоты только в двух степенях окисления, то для названия кислоты, соответствующей низшей степени окисления центрального атома, используется суффикс «-истая».

HN^{+5}O_3 – азотная кислота

HN^{+3}O_2 – азотистая кислота

Если элемент, находясь в одной и той же степени окисления, образует несколько кислот, содержащих по одному атому данного элемента в молекуле (например, HPO_3 и H_3PO_4), то название кислоты, содержащей наименьшее число атомов кислорода, снабжается приставкой «мета-», а название кислоты с наибольшим числом атомов кислорода – приставкой «орто-».

HPO_3 – метафосфорная кислота

H_3PO_4 – ортофосфорная кислота

Если молекула кислоты содержит два атома кислотообразующего элемента, то перед ее названием помещается числительная приставка «дву-».

$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ – двухфосфорная кислота

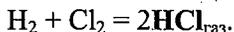
$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$ – двусерная кислота.

Получение кислот

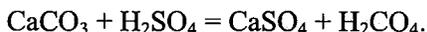
1. Кислотный оксид + вода = кислота:



2. Получение бескислородных кислот (галогеноводородов):

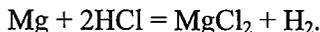


3. Соль слабой кислоты + сильная кислота = соль + слабая кислота:



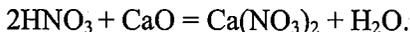
Химические свойства кислот

1. Кислота + активный металл = соль + водород:

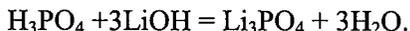


Азотная и концентрированная серная кислоты реагируют иначе.

2. Кислота + основной оксид = соль + вода:



3. Кислота + основание = соль + вода (реакция нейтрализации):



Растворы кислот изменяют цвет индикатора: лакмус – с фиолетового на красный, метиловый оранжевый – с оранжевого на розовый.

Типовые задачи

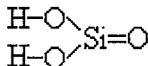
Пример 1. Назовите кислоту и ее анион, приведите ее графическую формулу H_2SiO_3 .

Степень окисления кремния в кремниевой кислоте +4, следовательно, кремний образует 4 связи с атомами кислорода.

Эмпирическая формула H_2SiO_3 – кремниевая кислота.

SiO_3^{2-} силикат ион

Графическая формула:



Пример 2. Привести графические и эмпирические формулы азотистой кислоты и аниона этой кислоты. Назвать анион.

Эмпирические формулы:

HNO_2 азотистая кислота

NO_2^- нитрит ион

Графические формулы: $\text{H}-\text{O}-\text{N}=\text{O}$ $-\text{O}-\text{N}=\text{O}$

Упражнения для самопроверки

1. Какие вещества называются кислотами?
2. Приведите названия следующих кислот и кислотных остатков (анионов): H_2CO_3 , HNO_3 , CH_3COOH , HNO_2 , H_2S , HClO_4 , H_3PO_4 , HCl , HMnO_4 , H_2SO_4 , H_2CrO_4 , HCOOH , H_2SO_3 , $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.
3. Приведите эмпирические и графические формулы перечисленных кислот: а) хлорной; б) бромноватой; в) хлорноватистой; г) марганцовой; д) марганцовистой; е) серной; ж) сернистой; з) дисерной; и) хромовой; к) дихромовой; л) ортотеллуровой; м) ортоиодной; н) ортомышьяковой; о) метамышьяковой; п) метамышьяковистой; р) азотной; с) угольной; т) ортоборной.
4. Приведите названия и химические (эмпирические) формулы известных Вам бескислородных кислот.
5. Приведите названия и химические формулы известных Вам сильных кислот.
6. Приведите названия и химические формулы известных Вам слабых кислот.
7. Приведите примеры химических формул и названия одноосновных кислот.
8. Приведите примеры химических формул и названия двухосновных кислот.
9. Приведите примеры химических формул и названия трехосновных кислот.

СОЛИ

Солями называют химические соединения, состоящие из положительно заряженного иона, роль которого чаще всего выполняет ион металла, и аниона кислоты (отрицательно заряженный кислотный остаток).

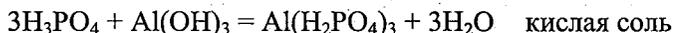
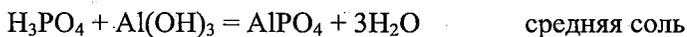
Положительно заряженный ион (катион), входящий в состав соли, можно рассматривать как продукт, образующийся при отщеплении одной или нескольких гидроксогрупп от молекулы основания. Они могут быть простыми: K^+ – ион калия, Mg^{+2} – ион магния, Al^{+3} – ион алюминия, они образуют средние соли, а могут быть сложными: $MgOH^+$ – ион *гидроксомагния*, $AlOH^{+2}$ – ион *гидроксоалюминия* или $Al(OH)_2^+$ – ион *дигидроксоалюминия*, которые образуют основные соли.

Классификация солей

Соли классифицируются по многим признакам, но в настоящем пособии будут рассмотрены только средние, кислые и основные соли.

Кислотные остатки (анионы кислот) образуются при отщеплении одного или нескольких ионов водорода, заряд кислотных остатков всегда отрицательный. Они могут быть простыми: Cl^- – ион хлора (анион хлороводородной кислоты), SO_4^{-2} – сульфат ион (анион или кислотный остаток серной кислоты), PO_4^{-3} – фосфат ион (анион или кислотный остаток фосфорной кислоты), простые анионы образуют средние соли, а могут быть сложными: HSO_4^- – *гидросульфат* ион, HPO_4^{-2} – *гидрофосфат* ион, $H_2PO_4^-$ – *дигидрофосфат* ион, они образуют ряд кислых солей.

Таким образом, соли можно рассматривать как продукты полного или частичного замещения атомов водорода в молекуле кислоты ионами металла основания. При полном замещении атомов водорода кислоты, образуются средние соли, а при неполном – кислые соли:



Можно и наоборот, рассматривать соль, как продукт замещения гидроксидионов в молекуле основания кислотными остатками, тогда средние соли образуются при полном их замещении, а при частичном замещении образуются основные соли.



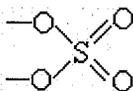
Средние соли

Средние соли состоят из катионов оснований и анионов кислот, которые не содержат ни ионов водорода, ни гидроксогрупп, способных к замещению. Например, соли K_3PO_4 и FeCl_3 являются средними.

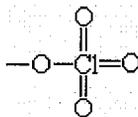
Чтобы правильно написать формулу какой-либо соли, следует учитывать степень окисления катиона (металла) и величину заряда (отрицательного) у аниона кислоты. Алгебраическая сумма зарядов анионов и катионов в молекуле соли должна быть равна нулю.

Таким образом, сульфат хрома, например, состоящий из ионов Cr^{+3} и SO_4^{-2} , имеет состав $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, а ортофосфат калия, состоящий из ионов K^{+1} и PO_4^{-3} , имеет состав K_3PO_4 . Приведенные формулы солей называются эмпирическими или просто химическими формулами. На начальном этапе изучения классов неорганических соединений, в том числе для правильного составления формул, полезно начать с составления графических формул солей.

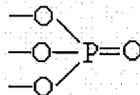
При изображении графической формулы соли следует опираться на графические формулы кислот, а точнее структуры аниона кислоты. Отчетливо представляя себе структуры ионов SO_4^{-2} , ClO_4^{-1} , PO_4^{-3} и др., например:



Сульфат ион



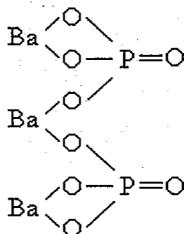
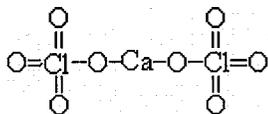
Перхлорат ион



Фосфат ион

Представляя графические формулы кислотных остатков и, зная степень окисления катиона, нетрудно изобразить графические формулы соответствующих солей. При этом необходимо помнить, что свободных валентностей (не присоединенных ни к одному атому химических связей — черточек) быть не может.

Для $\text{Ca}(\text{ClO}_4)_2$ и $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$ графические формулы будут иметь следующий вид:



Номенклатура солей

Соли могут быть названы разными способами, но необходимо уметь называть их по международной номенклатуре, которая в наибольшей степени отражает состав соли и позволяет по названию воспроизвести химическую формулу.

Название любой соли складывается из названия аниона в именительном падеже и названия катиона в родительном падеже, причем анион называется первым.

Если металл (катион соли) может проявлять несколько валентностей (степеней окисления), то валентность, проявляемую в данном соединении, указывают в скобках после названия катиона римскими цифрами.

Названия средних солей бескислородных кислот образуются от латинских названий кислотообразующих элементов, заканчивают суффиксом «-ид», например: K_2S – сульфид калия, NaCN – цианид натрия, CuCl_2 – хлорид меди (II).

Названия анионов кислородосодержащих кислот, а соответственно и солей, получают путем присоединения окончания и приставки в соответствии со степенью окисления кислотообразующего элемента. Высшей степени окисления «-ная» или «-овая» кислота (серная кислота, хромовая кислота) соответствует окончание «-ат». Так, соли серной кислоты называются сульфатами, хромовой – хроматами и т.д. Более низкой степени окисления соответствует окончание «-ит»; например, соли сернистой кислоты – сульфиты; азотистой – нитриты и т.д. Если существует кислота с еще более низкой степенью окисления кислотообразующего элемента («-оватистая» кислота), ее анион получает приставку «гипо-» и окончание «-ит»; так соли хлорноватистой кислоты HClO называют гипохлоритами.

Если молекула кислоты содержит два атома кислотообразующего элемента, то к названию аниона добавляют числительную приставку «ди-». Например, соли двуххромовой кислоты $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

называются дихроматами (иногда бихроматами), соли двухфосфорной кислоты $H_4P_2O_7$ – дифосфатами.

Соли некоторых кислот в соответствии с исторически сложившейся традицией сохранили названия, отличающиеся от систематических. Так, соли марганцевой ($HMnO_4$), хлорной ($HClO_4$), йодной (HIO_4) кислот называют соответственно перманганатами, перхлоратами, периодатами. Аналогично, соли марганцовистой (H_2MnO_4), хлорноватой ($HClO_3$), и йодноватой (HIO_3) кислот носят названия манганатов, хлоратов и йодатов.

Названия важнейших кислот и солей приведены в табл. 3.

Таблица 3

Названия важнейших кислот и солей

Кислотообразующий элемент	Химическая формула	Название кислоты	Название солей
C^{+4}	H_2CO_3	Угольная	Карбонаты, гидрокарбонаты
Si^{+4}	H_2SiO_3	Кремниевая	Силикаты, гидросиликаты
N^{+3}	HNO_2	Азотистая	Нитриты
N^{+5}	HNO_3	Азотная	Нитраты
P^{+5}	H_3PO_4	Ортофосфорная	Фосфаты, гидрофосфаты, дигидрофосфаты
S^{+4}	H_2SO_3	Сернистая	Сульфиты, гидросульфиты
S^{+6}	H_2SO_4	Серная	Сульфаты, гидросульфаты
Cr^{+6}	H_2CrO_4 $H_2Cr_2O_7$	Хромовая Дихромовая	Хроматы Дихроматы
Cl^{+1}	$HClO$	Хлорноватистая	Гипохлориты
Cl^{+3}	$HClO_2$	Хлористая	Хлориты
Cl^{+5}	$HClO_3$	Хлорноватая	Хлораты
Cl^{+7}	$HClO_4$	Хлорная	Перхлораты
Mn^{+6}	H_2MnO_4	Марганцовистая	Манганаты
Mn^{+7}	$HMnO_4$	Марганцевая	Перманганаты
Бескислородные кислоты			
Cl^-	HCl	Хлороводородная	Хлориды
Br^-	HBr	Бромоводородная	Бромиды
I^-	HI	Иодоводородная	Иодиды
S^{-2}	H_2S	Сероводородная	Сульфиды, гидросульфиды
Органические кислоты			
C^{+4}	$HC(=O)OH$	Муравьиная	Формиаты
C^{+4}	CH_3COOH	Уксусная	Ацетаты

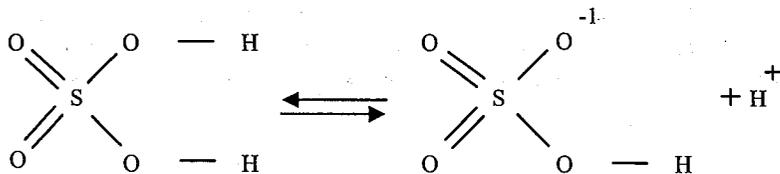
Кислые соли

Кислые соли содержат остатки кислот, имеющие ион водорода, способный к дальнейшему замещению на остаток основания, они образуются в результате неполного замещения водородных ионов кислоты ионами металла. Например, K_2HPO_4 и $Ca(HCO_3)_2$ – кислые соли.

Названия кислых солей образуют так же, как и средних, но при этом добавляют приставку «гидро-», указывающую на наличие незамещенных атомов водорода, число которых обозначают греческими числительными (ди-, три- и т.д.).

Одноосновные кислоты не образуют кислых солей, поскольку их молекулы содержат только один ион H^+ , способный замещаться ионом металла.

Двухосновные кислоты, такие, как H_2SO_4 , H_2SO_3 , H_2CO_3 и другие, образуют кислые соли, содержащие, соответственно, однократно отрицательно заряженные ионы HSO_4^- , HSO_3^- , HCO_3^- , называемые, соответственно, гидросульфат-, гидросульфит- и гидрокарбонат – ионами. Заряды этих ионов определяются как результат отрыва положительно заряженного иона H^+ от нейтральной молекулы той или другой кислоты по схеме:



Зная заряд иона, входящего в состав кислой соли, и иона металла, нетрудно написать формулу кислой соли. Применительно к серной кислоте, кислые соли которой содержат ион HSO_4^- , формулы будут иметь следующий вид:

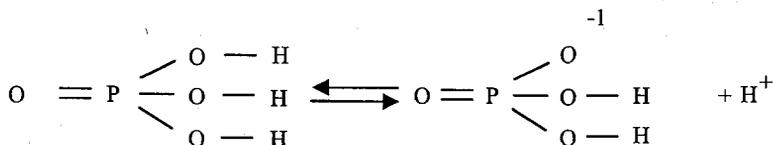
для однозарядных ионов – $NaHSO_4$, $KHSO_4$;

для двухзарядных ионов – $Mg(HSO_4)_2$, $Zn(HSO_4)_2$;

для трехзарядных ионов – $Al(HSO_4)_3$, $Fe(HSO_4)_3$.

Трехосновные кислоты, такие как H_3PO_4 , H_3AsO_4 и некоторые другие, способны образовывать два типа кислых солей. В одном

случае происходит замещение одного иона H^+ ионом металла, а два других иона H^+ входят в состав отрицательно заряженного иона кислотного остатка, образующего кислую соль.



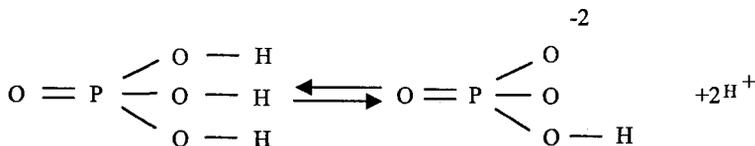
Поскольку соли, содержащие ион $H_2PO_4^-$ или $H_2AsO_4^-$, получены в результате замещения одного иона H^+ в молекуле кислоты ионом металла, они получили названия однозамещенных кислых солей или первичных кислых солей. Однозамещенные кислые соли для ионов различной степени окисления имеют следующие формулы и названия:

NaH_2PO_4 дигидроортофосфат натрия,

$Ca(H_2PO_4)_2$ дигидроортофосфат кальция,

$Al(H_2PO_4)_3$ дигидроортофосфат алюминия,

В другом случае происходит замещение двух ионов H^+ ионами металла, а третий ион H^+ входит в состав отрицательно заряженного иона HPO_4^{2-} гидроортофосфатона, образующего кислую соль:



Кислые соли, полученные в результате замещения двух ионов H^+ ионами металла, называются двухзамещенными кислыми солями, например,

Na_2HPO_4 – гидроортофосфат натрия,

$CaHPO_4$ – гидроортофосфат кальция,

$Al_2(HPO_4)_3$ – гидроортофосфат алюминия.

Основные соли

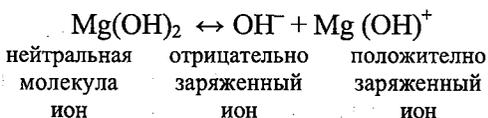
Основными называются соли, которые образуются в результате неполного замещения гидроксидных групп основания анионами кислот. Например, AlOHSO_4 , FeOHCl_2 — соли основные. В состав основных солей входит остаток основания, содержащий гидроксогруппу, способную к замещению на остаток кислоты.

Названия основных солей образуются подобно названиям средних солей, но при этом добавляют приставку «гидроксо...», указывающую на наличие незамещенных гидроксогрупп. Так FeOHCl — хлорид гидроксожелеза (II), $(\text{NiOH})_2\text{SO}_4$ — сульфат гидроксоникеля (II), $\text{Al}(\text{OH})_2\text{NO}_3$ — нитрат дигидроксоалюминия.

Однокислотные основания, например, такие как NaOH , KOH , AgOH и другие, не образуют основных солей, поскольку их молекулы содержат только один ион OH^- , способный замещаться анионом кислоты.

Двухкислотные основания (содержащие две гидроксогруппы способные к замещению), такие как $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Mn}(\text{OH})_2$ и другие, образуют основные соли, содержащие однократно заряженные катионы $\text{Mg}(\text{OH})^+$, $\text{Cu}(\text{OH})^+$, $\text{Mn}(\text{OH})^+$ и называемые соответственно гидроксомагний-, гидроксокупрум(II)- и гидроксомарганец (II)-ионами.

Заряды этих ионов определяются как результат отрыва однократно отрицательно заряженного иона OH^- от нейтральной молекулы гидроксида металла по схеме



и представляют собой сочетание двукратно заряженного иона металла Me^{+2} с ионом OH^- .

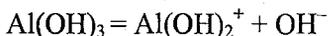
Зная заряд иона, входящего в состав основной соли, а также заряд аниона нетрудно вывести формулу основной соли. Применительно к гидроксиду магния, основные соли которого содержат ион $\text{Mg}(\text{OH})^+$, формулы их имеют следующий вид:

для однозарядных анионов — $\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl}$, $\text{Mg}(\text{OH})\text{NO}_3$;

для двухзарядных анионов — $(\text{Mg}(\text{OH})_2\text{SO}_4$, $(\text{Mg}(\text{OH})_2\text{CO}_3$;

для трехзарядных анионов – $(\text{Mg}(\text{OH})_3\text{PO}_4, (\text{Mg}(\text{OH})_3\text{AsO}_4;$

Трехкислотные основания, такие как $\text{Al}(\text{OH})_3, \text{Cr}(\text{OH})_3, \text{Fe}(\text{OH})_3$ и другие, способны образовывать два типа основных солей. В одном случае происходит замещение одного иона OH^-



а два других входят в состав однократно заряженного положительного иона $\text{Al}(\text{OH})_2^+$, называемого дигидроксоалюминий-ионом. Основные соли алюминия этого типа, в зависимости от заряда аниона, характеризуются следующими формулами:

$\text{Al}(\text{OH})_2\text{NO}_3$ – нитрат дигидроксо алюминия,

$(\text{Al}(\text{OH})_2)_2\text{SO}_4$ – сульфат дигидроксо алюминия,

$(\text{Al}(\text{OH})_2)_3\text{PO}_4$ – фосфат дигидроксо алюминия,

В другом случае происходит замещение двух ионов OH^-



а третий ион OH^- входит в состав двукратно положительно заряженного гидроксоалюминий-иона. Основные соли алюминия этого типа будут иметь следующие формулы:

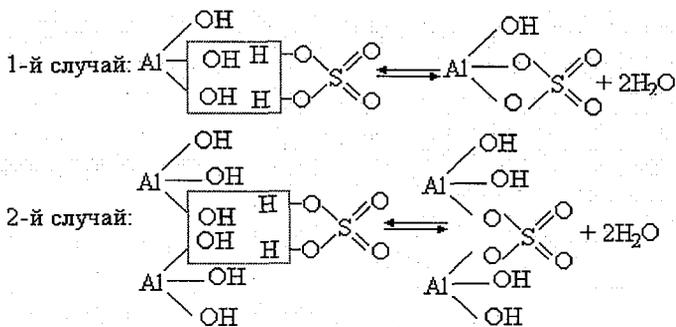
$\text{Al}(\text{OH})\text{Cl}_2$ – хлорид гидроксо алюминия,

AlOHSO_4 – сульфат гидроксо алюминия,

$(\text{Al}(\text{OH})_3(\text{PO}_4)_2$ – ортофосфат гидроксо алюминия.

Как следует из приведенных примеров, названия основных солей слагаются из международных названий отрицательно заряженных ионов с указанием в родительном падеже положительно заряженных гидроксо – или дигидроксо – ионов.

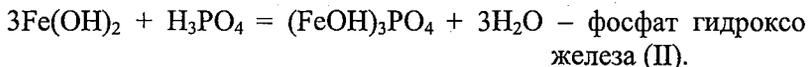
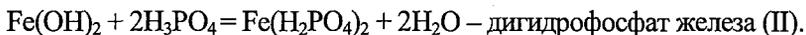
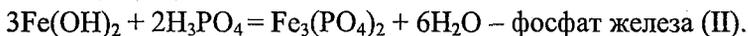
Одним из условий, благоприятствующих образованию основных солей, является недостаточное количество кислоты по сравнению с тем, которое расходуется на образование средней соли. Так, при взаимодействии $\text{Al}(\text{OH})_3$ с H_2SO_4 уравнения образования основных солей и их графические формулы имеют следующий вид:



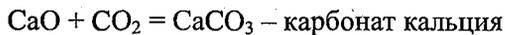
Получение солей

Соли можно получить различными способами, однако наиболее общими являются следующие:

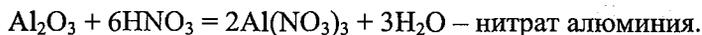
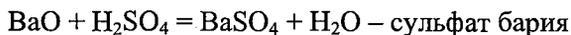
1. Взаимодействие основания и кислоты (реакция нейтрализации). В зависимости от взятых соотношений реагентов могут образовываться средняя, кислые и основные соли.



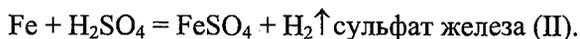
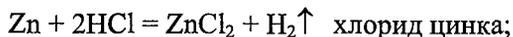
2. Основной оксид и кислотный оксид (солеобразующий) образуют соль без выделения других продуктов реакции.



3. Основной оксид (или амфотерный) и кислота при взаимодействии образуют соль, в которой элемент оксида является катионом, и воду



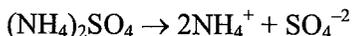
4. Активные металлы, растворяясь в разбавленных кислотах (кроме азотной кислоты) образуют соль соответствующей кислоты, при этом выделяется водород:



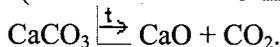
Химические свойства солей

Важнейшими являются следующие свойства солей:

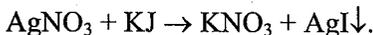
1. При растворении в воде соли практически полностью распадаются на катионы (положительно заряженные ионы металлов или более сложные образования) и анионы кислот. Этот процесс называется электролитической диссоциацией солей.



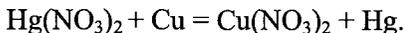
2. Термическое разложение солей. Некоторые соли при нагревании образуют оксиды (основной и кислотный).



3. Взаимодействие солей друг с другом. При определенных условиях (например, выделение осадка) соли взаимодействуют.



4. Менее активные металлы способны вытеснять более активные металлы из растворов их солей.



Типовые задачи

1. Назовите следующие соли: а) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, б) $\text{FeOH}(\text{NO}_3)_2$, в) KHS ; г) FeCl_2 , д) NaH_2PO_4 , е) AlOHSO_4 .

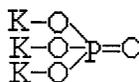
Решение:

а) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ сульфат алюминия, б) $\text{FeOH}(\text{NO}_3)_2$ нитрат гидроксожелеза (III), в) KHS гидросульфид калия, г) FeCl_2 хлорид железа (II), д) NaH_2PO_4 дигидрофосфат натрия, е) AlOHSO_4 сульфат гидроксоалюминия.

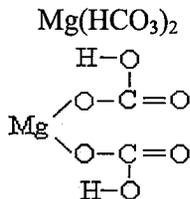
2. Приведите эмпирические и графические формулы следующих солей: фосфат калия, гидрокарбонат магния, карбонат гидроксокальция, дигидрофосфат титана (II), сульфат дигидроксо титана (IV).

Решение

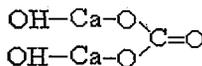
фосфат калия



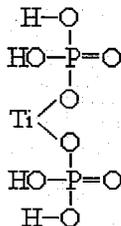
гидрокарбонат магния



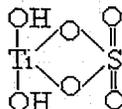
карбонат гидроксокальция



дигидрофосфат титана (II)

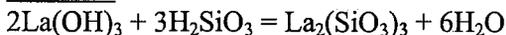


сульфат дигидроксотитана (IV) $\text{Ti}(\text{OH})_2\text{SO}_4$

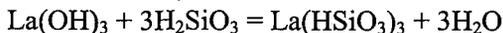


3. Составьте уравнения реакций между гидроксидом лантана (III) и кремниевой кислотой, приводящими к образованию следующих солей: $\text{La}_2(\text{SiO}_3)_3$, $\text{La}(\text{HSiO}_3)_3$, LaOHSiO_3 , $[\text{La}(\text{OH})_2]_2\text{SiO}_3$. Приведите названия солей по международной номенклатуре.

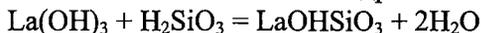
Решение



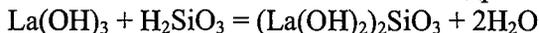
силикат лантана (III)



гидросиликат лантана (III)



силикат гидроксолантана (III)



силикат дигидроксолантана (III)

Упражнения для самопроверки

1. Назовите следующие соли: в) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, $\text{BiOH}(\text{NO}_3)_2$; г) $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$, KH_2SO_4 ; д) K_2SiO_3 , $\text{Pb}(\text{HSO}_3)_2$, MgOHCl .
2. Приведите эмпирические формулы следующих солей: силикат лития, гидросиликат лития, сульфат железа (III), сульфат гидроксожелеза (III), сульфат дигидроксожелеза (III), сульфит железа (II), сульфит гидроксожелеза (II), гидросульфит железа (II), сульфид меди (II), сульфид гидроксомеди (II), гидросульфидмеди (II).
3. Напишите уравнения реакций образования средних солей между следующими веществами: а) силикатом натрия и азотной кислотой; б) гидрокарбонатом калия и бромоводородной кислотой; в) гидросульфатом калия и гидроксидом калия; г) гидроксосульфатом алюминия и серной кислотой; д) гидроксоацетатом алюминия и уксусной кислотой; е) гидросульфидом кальция и гидроксидом кальция.
4. Допишите уравнения реакций образования основных солей:
а) $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow \dots$ г) $\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \rightarrow \dots$
б) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NaOH} \rightarrow \dots$ д) $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \dots$
в) $\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{H}_3\text{AsO}_4 \rightarrow \dots$ е) $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$
5. Допишите уравнения реакций образования кислых солей:
а) $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \dots$ г) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \dots$
б) $\text{KOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \dots$ д) $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \dots$
в) $\text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$ е) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \dots$
6. Приведите уравнения реакций образования кислых, средней и основной солей, образующихся при добавлении раствора гидроксида стронция в раствор фосфорной кислоты.
7. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:
а) $\text{CuSO}_4 \rightarrow (\text{CuOH})_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cu}(\text{HSO}_4)_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2$
б) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{FeOH}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2\text{NO}_3$
8. Составьте уравнения реакций между соответствующими кислотами и гидроксидами, приводящими к образованию следующих солей: FeOHHSO_4 , NaHCO_3 , $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.
9. Закончите уравнения реакций получения средних солей:
а) $\text{Ca} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \dots$ б) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$
в) $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$ г) $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{HClO}_4 \rightarrow \dots$
д) $\text{Fe} + \text{HCl} \rightarrow \dots$ е) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_3\text{AsO}_4 \rightarrow \dots$
ж) $\text{K}_2\text{O} + \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \dots$ з) $\text{LiOH} + \text{H}_2\text{CrO}_4 \rightarrow \dots$
и) $\text{CaO} + \text{HNO}_3 \rightarrow \dots$ к) $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SeO}_4 \rightarrow \dots$
10. Закончите уравнения следующих реакций:
а) $\text{ZnO} + \text{KOH} \rightarrow \dots$ б) $\text{Sn}(\text{OH})_2 + \text{NaOH} \rightarrow \dots$
в) $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \dots$ г) $\text{Zn} + \text{KOH} \rightarrow \dots$

ХИМИЧЕСКИЕ УРАВНЕНИЯ

Химические реакции принято записывать с помощью химических формул и знаков, эти условные записи называются химическими уравнениями. Химические уравнения должны отражать закон сохранения массы веществ.

В уравнении химической реакции имеется две части, соединенные знаком. В левой части записывают формулы веществ, вступающих в реакцию, они называются исходными веществами или реагентами. В правой части записывают формулы веществ, образующихся в результате реакции, они называются конечными веществами или продуктами реакции.

Закон сохранения массы веществ заключается в том, что *«...число атомов, каждого элемента в левой и правой частях уравнения, должны быть одинаковым.»*

Условный знак, между левой и правой частями уравнения химической реакции, несет информацию об особенностях описываемой реакции. При написании уравнения химической реакции могут быть использован один из следующих условных знаков:

– « \rightarrow » разделяет исходные вещества и продукты при написании уравнения химической реакции.

– « \Rightarrow » разделяет исходные вещества, и продукты реакции при написании уравнения химической реакции, когда расставлены стехиометрические коэффициенты, уравнивающие число атомов в исходных веществах и продуктах реакции. После этого, строго говоря, можно использовать термин «уравнение химической реакции».

– « \rightarrow » и « \leftarrow » разделяют исходные вещества и продукты при написании уравнения химической реакции. Используются когда необходимо сделать акцент на направлении протекания рассматриваемой реакции. После расстановки стехиометрических коэффициентов (уравнивания) под стрелкой ставится черточка « $_$ ».

– « \rightleftharpoons » разделяет исходные вещества и продукты при написании уравнения химической реакции. Используются при обозначении обратимости направления протекания рассматриваемой реакции. Обозначает химическое равновесие между исходными веществами и продуктами химической реакции.

Другие знаки, используемые при написании уравнений химических реакций:

– «+» ставится между формулами исходных веществ, если их несколько, и формулами продуктов химической реакции.

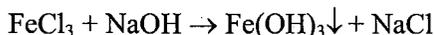
– «↑» ставится в строке за формулой газообразного продукта реакции.

– «↓» ставится в строке за формулой труднорастворимого продукта реакции (осадка).

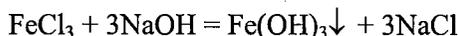
Молекулярные уравнения

Молекулярными (эмпирическими) уравнениями химических реакций называются такие уравнения, в которых исходные вещества и продукты реакции записаны в виде молекул или атомов.

Составим, например, уравнение реакции взаимодействия хлорида железа (III) с гидроксидом натрия. Первоначально запишем схему этой реакции, т.е. формулы исходных и конечных веществ реакции, указав стрелкой ее направление:



Чтобы уравнивать число атомов железа, натрия, хлора, кислорода и водорода в левой и правой частях уравнения (т.е. отобразить выполнение закона сохранения массы), надо перед формулами NaCl и NaOH поставить коэффициент 3:



После того, как числа атомов каждого вида в левой и правой частях уравнения стали равными, знак «→» заменяется на знак «=». Коэффициенты перед формулами веществ в уравнениях химических реакций называют *стехиометрическими коэффициентами*. Коэффициенты в обеих частях химического уравнения можно увеличивать или уменьшать в одно и то же число раз, хотя принято использовать их наименьшие значения. Коэффициент 1 обычно опускается.

Для усиления факта, что реакция протекает слева направо, вместо знака «=», между левой и правой частями уравнения, может быть поставлен знак «→».

Знак (↓) указывает на то, что продукт реакции $\text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow$ плохо растворяется в воде (образуется осадок).

Таким образом, подбор коэффициентов в химическом уравнении осуществляется с помощью простых рассуждений после того, как записана схема реакции. При расстановке коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций используются другие подходы.

Ионные уравнения

Ионными уравнениями химических реакций называются такие уравнения, в которых исходные вещества и продукты реакции записаны в виде ионов.

Ионы – это атомы или объединенные группировки атомов, имеющие отрицательный или положительный заряд.

Заряды ионов обозначают знаками «+» или «-» и числом, указывающим величину положительного или отрицательного заряда иона. Заряды ионов ставятся за формулой иона в верхней части строки.

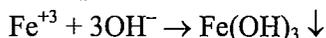
Cl⁻ обозначение отрицательно заряженного иона хлора (аниона). Величина отрицательного заряда 1, которую указывать не принято.

SO₄⁻² обозначение отрицательно заряженного сульфат иона (аниона). Величина отрицательного заряда 2.

Fe⁺³ обозначение положительно заряженного иона железа (катиона). Величина положительного заряда 3.

NH₄⁺ обозначение положительно заряженного иона аммония (катиона). Величина положительного заряда 1, которую указывать не принято.

Ионные уравнения (ионно-молекулярные уравнения) записывают следующим образом:



Эмпирические и графические уравнения химических реакций

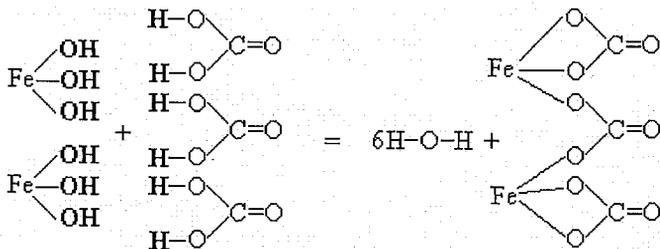
Рассмотренные выше уравнения химических реакций, которые записаны в виде обычных химических формул (их называют эмпирическими), называются молекулярными уравнениями.

При рассмотрении основных классов неорганических соединений, наряду с эмпирическими формулами, приводились графические формулы соответствующих соединений.

Химические уравнения, в которых формулы химических соединений приводятся в графическом виде, называются графическими уравнениями химических реакций. Графические уравнения могут быть полезны для понимания и правильного написания продуктов химических реакций.

В качестве примера рассмотрим химические реакции образования средней, кислой и основных солей при взаимодействии гидроксида железа (III) и угольной кислоты. При взаимодействии этих двух веществ различные соли образуются, если исходные вещества берутся в различных количественных соотношениях.

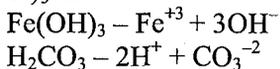
Образование средней соли



Химию иногда определяют как науку о разрыве и образовании химических связей. Это определение будет полезно для понимания приведенной реакции, уравнение которой изображено в графическом виде.

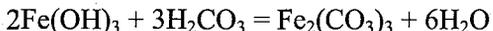
Взаимодействуют основание и кислота. Основание имеет реакционноспособные OH-группы, а кислота реагирует атомами водорода, которые в растворе присутствуют в виде ионов водорода H^+ .

При растворении каждого из реагирующих веществ образуются ионы в результате разрыва связей «...=Fe—O—...» в молекулах $Fe(OH)_3$ и «...H—O—...» в молекуле H_2CO_3 по схемам:



При сливании растворов этих двух веществ ионы OH^- и H^+ соединятся, образуя молекулы воды, а ионы Fe^{+3} и CO_3^{-2} , соединятся, образуя молекулу $Fe_2(CO_3)_3$.

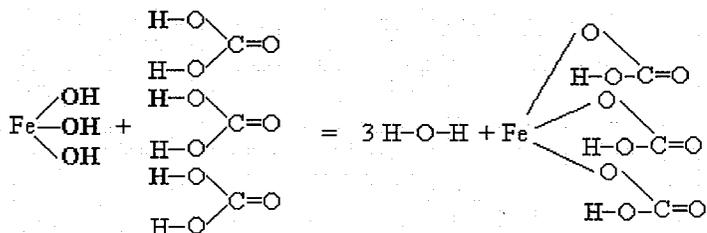
Эмпирическое уравнение приведенной реакции имеет вид



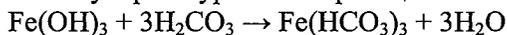
Следует обратить внимание, что средняя соль образуется, если 2 части гидроксида железа (III) взаимодействует с 3 частями угольной кислоты.

Образование кислой соли

Кислая соль образуется, если для реакции взят избыток кислоты. В этом случае недостаточно OH-групп для нейтрализации всех ионов водорода кислоты и они остаются в составе соли, которая называется кислой солью.

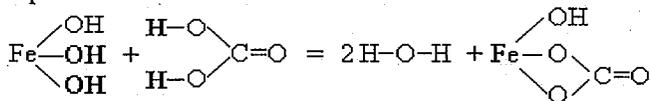


Молекулярное уравнение реакции:

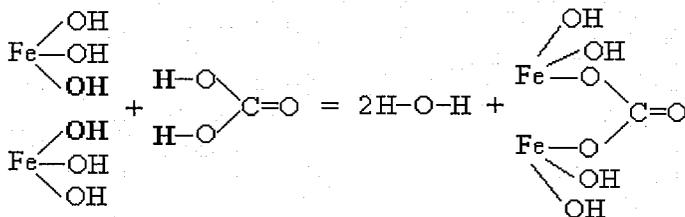
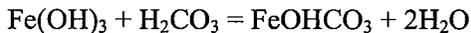


Образование основных солей

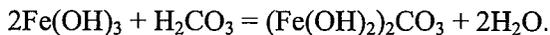
Основная соль образуется, если для реакции взят избыток основания. В этом случае недостаточно ионов водорода для нейтрализации всех OH-групп основания и они остаются в составе соли, которая называется основной солью.



Молекулярное уравнение получения гидрокарбоната железа (III)



Молекулярное уравнение получения дигидрокарбоната железа (III)



РЕКОМЕНДУЕМАЯ ЛИТЕРАТУРА

1. *Хомченко Г.П.* Пособие по химии для поступающих в вузы. – М.: Новая Волна, 2005. – 479с.
2. *Кузьменко Н.Е., Еремин В.В., Попков В.А.* Краткий курс химии. Для поступающих в вузы. – М.: Высшая школа, 2002. – 416 с.

СОДЕРЖАНИЕ

Введение	3
Степени окисления элементов	3
Классификация неорганических соединений	6
Простые вещества	6
Оксиды	8
Получение оксидов	11
Свойства оксидов	11
Амфотерные оксиды	12
Перекиси	14
Типовые задачи	14
Упражнения для самопроверки	15
Гидроксиды	16
Классификация гидроксидов	16
Основания	16
Получение оснований	17
Химические свойства оснований	17
Типовые задачи	18
Упражнения для самопроверки	19
Кислоты	20
Классификация кислот	21
Получение кислот	23
Химические свойства кислот	23
Типовые задачи	23
Упражнения для самопроверки	24
Соли	25
Классификация солей	25
Средние соли	26
Номенклатура солей	27
Кислые соли	29
Основные соли	31
Получение солей	33
Химические свойства солей	34
Типовые задачи	34
Упражнения для самопроверки	36
Химические уравнения	37
Молекулярные уравнения	38
Ионные уравнения	39
Эмпирические и графические уравнения химических реакций	39
Рекомендуемая литература	42

34=40

Учебное издание

Гончаров Алексей Викторович
Дурягина Елена Георгиевна

Х И М И Я:
КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Учебно-методическое пособие

Редактор И.Г. Максимова

Компьютерная верстка Н.И. Афанасьевой

ЛР № 020309 от 30.12.96.

Подписано в печать 8.05.08. Формат 60×90 1/16. Гарнитура Times New Roman.
Бумага офсетная. Печать офсетная. Усл. печ. л. 3,0 Уч.-изд.л. 3,0. Тираж 400 экз. Заказ № 32/08.
РГТМУ, 195196, Санкт-Петербург, Малоохтинский пр., 98.
ЗАО «НПП «Система», 197045, Санкт-Петербург, Ушаковская наб., 17/1.
