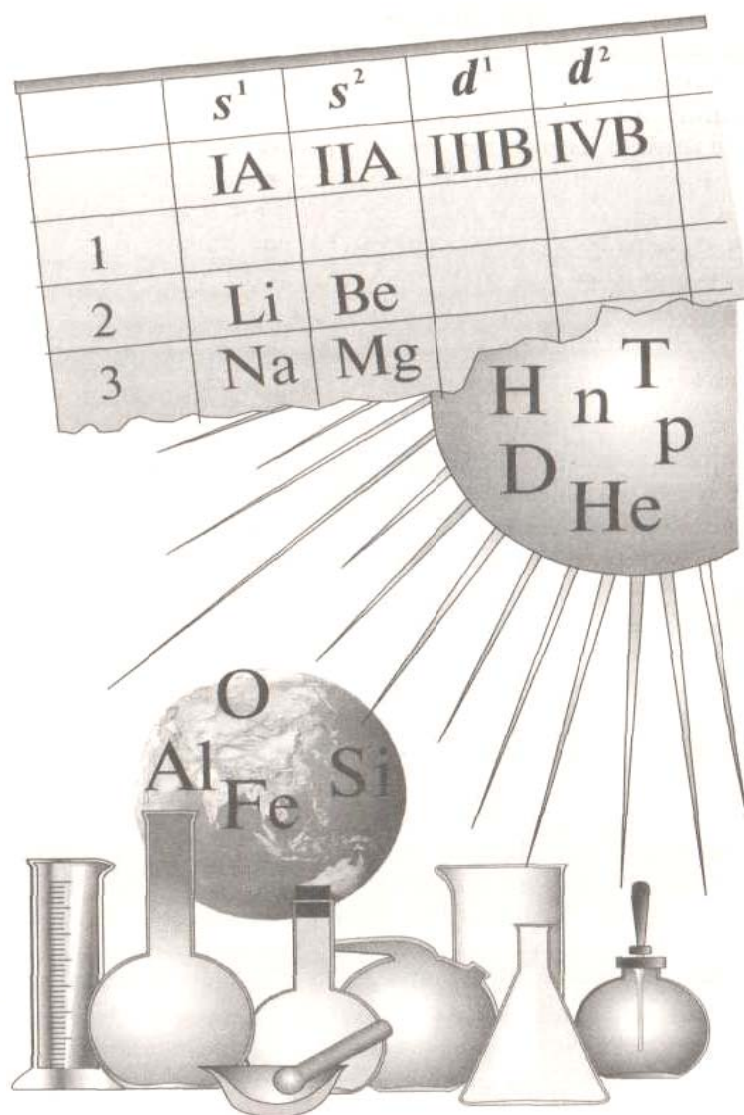


А. Н. Девятловская

# ХИМИЯ



Красноярск 2013

Министерство образования и науки Российской Федерации

ФГБОУ ВПО «Сибирский государственный технологический  
университет»

Лесосибирский филиал

## **ХИМИЯ**

Утверждено в качестве сборника контрольных заданий  
для студентов специальностей  
250401.65 «Лесоинженерное дело»,  
250403.65 «Технология деревообработки»,  
150405.65 «Машины и оборудование лесного комплекса»,  
080502.65 «Экономика и управление на предприятиях  
деревообрабатывающей и целлюлозно-бумажной промышленности»,  
направления 151000.62 «Машины и оборудования лесного комплекса»  
заочной и очно-заочной форм обучения

Красноярск 2013

УДК 546  
ББК

Химия: сборник контрольных заданий для студентов специальностей 250401.65 «Лесоинженерное дело», 250403.65 «Технология деревообработки», 150405.65 «Машины и оборудование лесного комплекса», 080502.65 «Экономика и управление на предприятиях деревообрабатывающей и целлюлозно-бумажной промышленности», направления 151000.62 «Машины и оборудования лесного комплекса» заочной и очно-заочной форм обучения / А. Н. Девятловская. – Красноярск: СибГТУ, 2013. – 120 с.

Сборник контрольных заданий составлен для студентов на основе учебной рабочей программы по дисциплине Химия. Сборник содержит теоретический материал по разделам дисциплины, контрольные вопросы по каждой теме. Предложены темы контрольных работ, рекомендована основная и дополнительная литература.

Рецензент канд. пед. наук, доц. С.А. Осяк (филиал СФУ), канд. хим. наук, доц. С.И. Левченко (научно-методический совет СибГТУ).

© ФГБОУ ВПО «Сибирский  
государственный  
технологический университет»,  
Лесосибирский филиал, 2013.

### **Введение**

В настоящее время актуальность изучения курса «Химия» приобретает важное значение в связи с тем, что, не зная свойств веществ, строения, химической природы частиц, механизмов их взаимодействия, возможных путей превращения одного вещества в другое, нельзя освоить материал специальных дисциплин. Интенсификация производственной деятельности выделяет такие проблемы как вопросы охраны окружающей среды и соблюдение экологических требований в новых технологических процессах, создание безотходных технологий. Эти проблемы по силам решать лишь грамотным специалистам, способным разбираться в химических процессах.

Особое место данной дисциплины в профессиональной подготовке обусловлено включением курса в структуру учебного плана, в цикл общих математических и естественнонаучных дисциплин, федерального компонента по специальностям 080502.65 «Экономика и управление на предприятии деревообрабатывающей и целлюлозно-бумажной промышленности», 250401.65 «Лесоинженерное дело», 250403.65 «Технология деревопереработки», 150405.65 «Машины и оборудование лесного комплекса», направления 151000.62 «Технологические машины и оборудование».

В соответствии с учебным планом, курс «Химия» включает 150 часов, из них на самостоятельную работу студентов (заочного, очно-заочного отделений) отведено 134 часа и 118 часов. Для 150405.65 и 151000.62 курс общим объемом 136 часа и 180 часов, из них на самостоятельную работу 114 и 122 часов соответственно.

#### **Задачи методических указаний:**

а) определить конкретный круг вопросов и последовательность их изучения по каждой теме курса;

б) определить литературные источники, необходимые для самостоятельного изучения дисциплины;

в) изложить методику выполнения контрольной работы.

В соответствии с учебными планами, по данной дисциплине студенты выполняют контрольную работу. Контрольная работа способствует закреплению теоретических знаний и углубленному изучению химических свойств веществ, проведению химического эксперимента по основным разделам курса.

**Цель контрольной работы:**

а) углубление и систематизация знаний по применению химических веществ в зависимости от особенностей химического строения, превращений для решения конкретных задач в технологической практике;

б) практическое использование современных технологий в производстве лесозаготовительной и деревоперерабатывающей промышленности.

Контрольная работа по «Химии» выполняется после установочной лекции и предоставляется для проверки на кафедру фундаментальной подготовки Лесосибирского филиала СибГТУ до начала сессии.

Итоговой формой контроля знаний студентов специальностей 250401.65, 250403.65, 150405.65 является экзамен, 080502.65 - зачёт, направления 151000.62 - экзамен. К зачёту и экзамену по «Химии» допускаются студенты, защитившие контрольную работу. При необходимости контрольная работа может быть возвращена студенту на доработку.

## Содержание курса дисциплины

### 1.1 Строение атома

В конце XIX - начале XX в. было установлено, что атомы имеют сложное строение. Исследования английского физика Э. Резерфорда привели к созданию в 1913 г. *ядерной модели атома*, согласно которой в центре каждого атома находится очень малое по размерам (примерно в 100000 раз меньше самого атома) положительно заряженное ядро, а вокруг ядра движутся отрицательно заряженные частицы - *электроны*. В 30-х годах XX в. были открыты частицы, которые входят в состав атомных ядер *протоны и нейтроны*.

Атомы - очень маленькие частицы, имеющие форму шара. Самым маленьким атомом является атом элемента водорода H, его диаметр приблизительно равен  $1 \cdot 10^{-10}$  м.

Совокупность электронов в атоме представляет собой его *электронную оболочку*. Химические свойства атомов зависят от строения их электронных оболочек.

В 20-х годах XX в. было установлено, что электрон, как и другие микрочастицы, имеет *двойственную природу* (может вести себя и как частица, и как волна), и его движение не подчиняется законам классической механики. Математически эта двойственность передается уравнением де-Бройля (1923 г.):

$$\lambda = \frac{h}{mv}$$

где  $\lambda$  - длина волны частицы с массой  $m$ , движущейся со скоростью  $v$ , а  $h$  - постоянная Планка.

Длина этой волны соизмерима с атомными размерами только для частиц очень малой массы - электронов, протонов, нейтронов, отдельных атомов и молекул. Волновые свойства таких частиц (дифракция, интерференция) были обнаружены экспериментально (1927 г.).

Следствием корпускулярно-волновой двойственности частиц является принцип неопределенности, сформулированный В. Гейзенбергом (1926 г.), согласно которому для частицы невозможно одновременно и точно определить положение в пространстве (координаты  $x$ ,  $y$ ,  $z$ ) и импульс  $p = mv$  или скорость. Математическим выражением этого принципа является соотношение неопределенностей. Так, для частицы, например, электрона, движущегося вдоль оси  $x$ , соблюдается неравенство:

$$\Delta p \cdot \Delta x \geq \frac{h}{2\pi}$$

где  $\Delta p$  – неопределенность (ошибка) в определении импульса;  $\Delta x$  – неопределенность (ошибка) в определении координаты.

Если точно определен импульс ( $\Delta p \rightarrow 0$ ), то становится неопределенной координата ( $\Delta x \rightarrow \infty$ ), а если точно определена координата ( $\Delta x \rightarrow 0$ ), то становится неопределенным импульс ( $\Delta p \rightarrow \infty$ ). Следовательно, для электрона в атоме нельзя точно определить его положение около ядра (координаты) и импульс, а можно знать только вероятные значения этих величин.

Основным уравнением волновой механики является волновое уравнение Э. Шредингера (1926 г.). Это сложное математическое выражение, которое включает в себя, помимо прочих величин, волновую функцию  $\psi$  и полную энергию частицы  $E$ .

Произведение  $\psi^2 \cdot dV$  представляет собой вероятность нахождения частицы в элементарном объеме  $dV$ .

Решение уравнения Шредингера применительно к атомам возможно только при определенных значениях полной энергии электронов  $E_1$ ,  $E_2$ ,  $E_3$  ..., причем каждому значению энергии соответствует своя волновая функция  $\psi_1$ ,  $\psi_2$ ,  $\psi_3$  ... Таким образом, с точки зрения волновой

механики, электрон может находиться в любом месте внутриатомного объема, но с разной степенью вероятности.

*Атомная орбиталь - это часть атомного пространства, в которой вероятность нахождения электрона составляет приблизительно 90%.*

Число орбиталей в любом атоме бесконечно. Однако лишь определенное число орбиталей в реальных атомах заполняется электронами.

Занимая какую-либо данную орбиталь, электрон движется с огромной скоростью, в разные моменты времени находится в разных точках орбитали и в результате образует так называемое «электронное облако».

Атомные орбитали отличаются по своим размерам, геометрической форме и направлению в пространстве. Орбитали, имеющие разный размер и разную форму, отличаются по своей энергии.

Для описания атомных орбиталей используются *квантовые числа*.

*Согласно принципу Паули, в атоме не может быть двух электронов с одинаковым набором всех четырех квантовых чисел.*

Если два электрона находятся на одной орбитали, они характеризуются одинаковым набором трех квантовых чисел ( $n, l, m_l$ ) и, в соответствии с принципом Паули, должны иметь разные значения спинового квантового числа, т. е. это должны быть электроны с *анти-параллельными спинами*:  $\boxed{\downarrow\uparrow}$ . Два электрона, находящиеся на одной орбитали, называются *спаренными электронами*. В том случае, если на орбитали находится один электрон ( $\boxed{\uparrow}$  или  $\boxed{\downarrow}$ ), он называется *неспаренным электроном*.

Максимальное число электронов на энергетическом уровне  $N$  связано с главным квантовым числом этого уровня  $n$  соотношением:

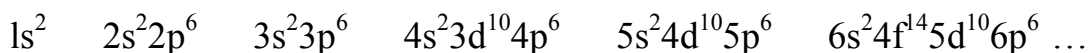
$$N = 2n^2.$$



Для установления электронных конфигураций атомов различных элементов необходимо также знать, в каком порядке электроны дополняют орбитали. Основопологающим принципом, определяющим этот порядок, является *принцип наименьшей энергии*: электроны заполняют энергетические подуровни в порядке увеличения их энергии.

Энергия подуровня, согласно правилу Клечковского, зависит от суммы  $(n + l)$ . Чем больше сумма  $(n + l)$ , тем больше энергия подуровня. Если для разных подуровней суммы  $(n + l)$  одинаковы, то энергия подуровня тем больше, чем больше главное квантовое число  $n$ .

Порядок заполнения подуровней следующий:



#### Контрольные вопросы:

1. Напишите электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 9 и 28. К какому электронному семейству относится каждый из этих элементов?
2. Напишите электронные формулы атомов фосфора и ванадия. К какому электронному семейству относится каждый из этих элементов?
3. Какое максимальное число электронов могут занимать s-, p-, d- и f-орбитали данного энергетического уровня? Почему?
4. Напишите электронные формулы атомов марганца и селена. К какому электронному семейству относится каждый из этих элементов?
5. Какие орбитали атома заполняются электронами раньше: 4s или 3d; 5s или 4p? Почему? Составьте электронную формулу атома элемента, порядковый номер которого 21.
6. Составьте электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 17 и 29. У последнего происходит провал одного 4s-электрона на 3d-подуровень. К какому электронному семейству относится каждый из этих элементов?

7. Какие орбитали атома заполняются электронами раньше: 4d или 5s; 6s или 5p? Почему? Составьте электронную формулу атома элемента, порядковый номер которого 43.

8. Что такое изотопы? Чем можно объяснить дробность атомных весов большинства элементов периодической системы? Могут ли атомы разных элементов иметь одинаковый вес? Как называются подобные атомы?

9. В чем сущность  $\alpha$ -,  $\beta^-$  и  $\beta^+$  радиоактивного распада? Изотоп какого элемента получится в результате последовательного излучения  $4\alpha$ - и  $2\beta^-$ -частиц атомным ядром  $^{238}\text{U}$ ?

10. Составьте электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 14 и 40. Какие электроны этих атомов являются валентными?

11. Какую радиоактивность называют искусственной? Изотоп какого элемента образуется в результате ядерной реакции, происходящей при бомбардировке ядер атомов  $^{27}\text{Al}$  протонами, если при этом поглощается один протон и выделяется одна  $\alpha$ -частица? Составьте уравнение этой ядерной реакции.

12. Составьте электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 16 и 28. К какому электронному семейству относится каждый из этих элементов?

13. Изотоп какого элемента образуется в результате ядерной реакции, происходящей при бомбардировке ядер атомов  $^{54}\text{Fe}$   $\alpha$ -частицами, если при этом поглощается одна  $\alpha$ -частица и выделяется один нейтрон? Составьте уравнение этой ядерной реакции.

14. Сколько и какие значения может принимать магнитное квантовое число  $m_l$  при орбитальном квантовом числе  $l=0; 1; 2$  и  $3$ ? Какие элементы в

периодической системе носят название s-, p-, d-, f-элементов? Приведите примеры.

15. Какие значения могут принимать квантовые числа  $n$ ,  $l$ ,  $m_l$  и  $m_s$ , характеризующие состояние электронов в атоме? Какие значения они принимают для внешних электронов атома магния?

16. Чем отличается последовательность в заполнении атомных орбиталей у атомов d-элементов от последовательности заполнения у их атомов s- и p-элементов? Составьте электронную формулу атома элемента с порядковым номером 46, учитывая, что, находясь в пятом периоде, атомы этого элемента на пятом энергетическом уровне не содержат ни одного электрона.

17. Составьте электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 24 и 33, учитывая, что у первого происходит провал одного 4s-электрона на 3d-подуровень. Какому электронному семейству относится каждый из этих элементов?

18. Значения какого квантового числа определяют число s-, p-, d- и f-орбиталей на энергетическом уровне? Сколько всего s-, p- и d-электронов в атоме кобальта?

19. В чем заключается принцип несовместимости Паули? Может ли быть на каком-нибудь подуровне атома  $p^7$ - или  $d^{12}$ -электронов? Почему? Составьте электронную формулу атома элемента с порядковым номером 22 и укажите его валентные электроны.

20. Составьте электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 32 и 42, учитывая, что у последнего происходит провал одного 5s-электрона на 4d-подуровень. К какому электронному семейству относится каждый из этих элементов?

21. Исходя из положения германия, цезия и технеция в периодической системе составьте формулы следующих соединений: мета-

и ортогерманиевой кислот, дигидрофосфата цезия и оксида технеция, отвечающего его высшей степени окисления. Изобразите графически формулы этих соединений.

22. Что такое энергия ионизации? В каких единицах она выражается? Как изменяется восстановительная активность s- и p-элементов в группах периодической системы с увеличением порядкового номера? Почему?

23. Что такое электроотрицательность? Как изменяется электроотрицательность p-элементов в периоде; в группе периодичной системы с увеличением порядкового номера?

24. Исходя из положения германия, молибдена и рения в периодической системе составьте формулы следующих соединений: водородного соединения германия, рениевой кислоты и оксида молибдена, отвечающего его высшей степени окисления. Изобразите графически формулы этих соединений.

25. Что такое сродство к электрону? В каких единицах оно выражается? Как изменяется окислительная активность неметаллов в периоде и в группе периодической системы с увеличением порядкового номера? Ответ мотивируйте строением соответствующего элемента.

26. Составьте формулы оксидов и гидроксидов элементов третьего периода периодической системы, отвечающих их высшей степени окисления. Как изменяется химический характер этих соединений при переходе от натрия к хлору?

27. Какой из элементов четвертого периода – (ванадий или мышьяк) обладает более выраженными металлическими свойствами? Какой из этих элементов образует газообразное соединение с водородом? Ответ мотивируйте исходя из строения атомов данных элементов.

28. Какие элементы образуют газообразные соединения с водородом? В каких группах периодической системы находятся эти

элементы? Составьте формулу водородных и кислородных соединений хлора, теллура и сурьмы, отвечающих их низшей и высшей степеням окисления.

29. У какого элемента четвертого периода (хрома или селена) сильнее выражены металлические свойства? Какой из этих элементов образует газообразное соединение с водородом? Ответ мотивируйте строением атомов хрома и селена.

30. Какую низшую степень окисления проявляют хлор, сера, азот и углерод? Почему? Составьте формулы соединений алюминия данными элементами в этой их степени окисления. Как называются соответствующие соединения?

31. У какого из р-элементов пятой группы периодической системы (фосфора или сурьмы) сильнее выражены неметаллические свойства? Какой из водородных соединений данных элементов более сильный восстановитель? Ответ мотивируйте строением атома этих элементов.

32. Исходя из положения металла в периодической системе, дайте мотивированный ответ на вопрос: какой из двух гидроксидов более сильное основание:  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  или  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ;  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  или  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ;  $\text{Cd}(\text{OH})_2$  или  $\text{Sr}(\text{OH})_2$ ?

33. Почему марганец проявляет металлические свойства, а хлор – неметаллические? Ответ мотивируйте строением атомов этих элементов. Напишите формулы оксидов и гидроксидов хлора и марганца.

34. Какую низшую степень окисления проявляют водород, фтор, сера и азот? Почему? Составьте формулы соединений кальция с данными элементами в этой их степени окисления. Как называются соответствующие соединения?

35. Какую низшую и высшую степень окисления проявляют кремний, мышьяк, селен и хлор? Почему? Составьте формулы соединений данных элементов, отвечающих этим степеням окисления.

36. К какому семейству относятся элементы, в атомах которых последний электрон поступает на 4f - и на 5f- орбитали? Сколько элементов включает каждое из этих семейств? Как отражается на свойствах этих элементов электронное строение их атомов?

37. Атомный вес элементов в периодической системе непрерывно увеличиваются, тогда как свойства простых тел изменяются периодически. Чем это можно объяснить?

38. Какова современная формулировка периодического закона? Объясните, почему в периодической системе элементов аргон, кобальт, теллур и торий помещены соответственно перед калием, никелем, йодом и протактинием, хотя и имеют больший атомный вес?

39. Какую низшую и высшую степень окисления проявляют углерод, фосфор, сера и йод? Почему? Составьте формулы соединений данных элементов, отвечающих этим степеням окисления.

40. Какую высшую степень окисления могут проявлять германий, ванадий, марганец и ксенон? Почему? Составьте формулы оксидов данных элементов, отвечающих этой степени окисления.

### ***1.2 Классы неорганических соединений***

К основным классам неорганических соединений относятся оксиды, кислоты, основания и их соли.

Оксидами (общая формула  $\text{Э}_x \text{O}_y$ ) называют соединения любого элемента с кислородом. Оксиды делятся на основные, кислотные, амфотерные и безразличные. Классификация оксидов осуществляется по способности их к взаимодействию с кислотами, основаниями и водой.

Основные оксиды при дальнейших превращениях образуют осно-

вания:  $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH}$ . Они взаимодействуют с кислотами, образуя соли:  $\text{CuO} + 2\text{HCl} = \text{CuCl}_2$  и не взаимодействуют со щелочами. Основные оксиды образуют только металлы ( $\text{K}_2\text{O}$ ,  $\text{MgO}$ ,  $\text{CuO}$ ).

Кислотные оксиды взаимодействуют со щелочами с образованием солей:  $\text{CO}_2 + \text{NaOH} = \text{NaHCO}_3$  и не взаимодействуют с кислотами. Гидратами этих оксидов являются кислоты:  $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_3$ . Кислотные оксиды образуют неметаллы и металлы в высокой степени окисления ( $\text{SO}_2$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{NO}_2$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ ,  $\text{CrO}_3$ ).

Амфотерные оксиды обладают свойствами кислотных и основных оксидов и взаимодействуют как со щелочами, так и с кислотами:



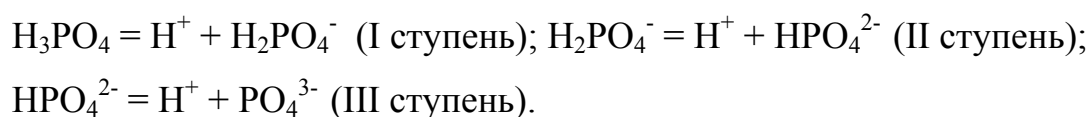
Амфотерные оксиды образуют элементы, проявляющие свойства промежуточные между типично металлическими и неметаллическими ( $\text{Be}$ ,  $\text{Al}$ ,  $\text{Zn}$ ,  $\text{Sn}$ ,  $\text{Pb}$ ,  $\text{Mn}$ ,  $\text{Cr}$ ).

Один и тот же металл может образовывать оксиды всех трех видов. При этом с увеличением валентности металла свойства оксидов меняются от основных к кислотным:  $\text{CrO}$  (основной),  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  (амфотерный),  $\text{CrO}_3$  (кислотный). Характер оксидов закономерно меняется также при переходе от одного элемента к другому в периодической системе: в периодах слева направо, а в главных подгруппах снизу вверх усиливается кислотность оксидов. Кислотные и основные свойства оксидов определяются природой химической связи между атомами кислорода и соответствующего элемента (Э-О). У основных оксидов эта связь преимущественно ионная, у кислотных — ковалентная, у амфотерных — частично ионная, частично — ковалентная.

Безразличные оксиды не вступают во взаимодействие ни с кислотами, ни со щелочами и не образуют солей. Эта группа оксидов немногочисленна ( $\text{CO}$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{RuO}_4$ ).

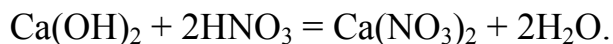
Кислотами ( $H_n A$ ) называют вещества, содержащие водород, способный замещаться на металл с образованием соли. Число атомов водорода в молекуле кислоты, способных замещаться на металл, определяет основность кислоты ( $n$ ). Кислоты бывают одноосновные ( $HCl$ ,  $HBr$ ,  $HCN$ ,  $CH_3COOH$ ,  $HNO_2$ ,  $HNO_3$ ), двухосновные ( $H_2CO_3$ ,  $H_2SO_3$ ,  $H_2SiO_3$ ), трехосновные ( $H_3PO_4$ ,  $H_3BO_3$ ,  $H_3AsO_3$ ) и т.д.

В водных растворах кислоты диссоциируют с образованием катионов водорода, причем многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато:

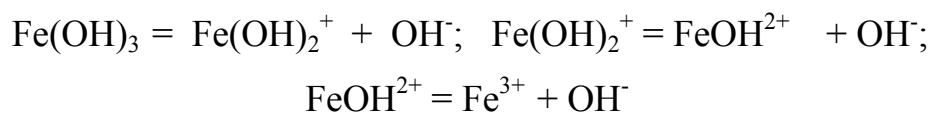


Наиболее сильно происходит диссоциация по I-ой ступени. Таким образом, многоосновные кислоты дают несколько остатков. Этим объясняется их способность образовывать несколько типов солей.

Основаниями называют соединение металлов с гидроксильными группами  $\mathcal{E}(OH)_n$ . Основания взаимодействуют с кислотами, при этом гидроксильные группы замещаются на кислотные остатки:



В растворах основания полностью или частично диссоциируют ступенчато, образуя несколько основных остатков  $\mathcal{E}(OH)_{n-m}^{m+}$ :



Как и в случае кислот, диссоциация преимущественно протекает по первой ступени. Присутствием в растворе основных остатков, содержащих гидроксильные группы (например,  $CuOH^+$ ,  $Fe(OH)_2^+$ ,  $CrOH^+$ ), объясняется образование основных солей. Основания и кислородные кислоты являются гидроксидами (гидратами оксидов), поскольку их можно рассматривать как продукты взаимодействия соответствующих оксидов (основных или кислотных) с водой. Амфотерные оксиды соответствуют амфотерным