

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ
УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ

«САНКТ-ПЕТЕРБУРГСКИЙ ГОРНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»

Кафедра общей и физичкой химии

ХИМИЯ

*Методические указания к самостоятельной работе
для иностранных студентов подготовительного отделения*

**Санкт-Петербург
2022**

Химия. Материалы для подготовки к экзамену: Методические указания к самостоятельной работе для иностранных студентов подготовительного отделения / Санкт-Петербургский горный университет. Сост. Б. Исса. СПб, 2022. 99 с.

Приведены краткий теоретический материал, примеры решения задач и задания по основным разделам общей химии: основным законам, строению вещества, электрохимии, свойствам растворов.

Методические указания «Химия» предназначены для студентов подготовительного отделения.

Научный редактор: зав. кафедрой общей и физической химии Горного университета проф. *О.В. Черемисина*

© САНКТ-ПЕТЕРБУРГСКИЙ
ГОРНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ, 2022

ОГЛАВЛЕНИЕ

Введение.....	4
1. Основные классы неорганических соединений. Номенклатура.....	5
2. Строение атома	18
3. Основные понятия и законы химии.....	23
4. Растворы.....	47
4.1. Концентрации растворов	47
4.2. Водородный и гидроксидный показатель	62
5. Гидролиз.....	79
5.1. Количественные характеристики гидролиза.....	81
6. Окислительно-восстановительные реакции.....	88
Библиографический список.....	97
Приложение 1	98
Приложение 2	100
Приложение 3	101

ВВЕДЕНИЕ

Целью изучения дисциплины «Химия» на подготовительном отделении для иностранных граждан является углубление и систематизация знаний по химии, подготовка обучающихся, изначально не владеющих русским языком на достаточном уровне, к дальнейшему получению высшего образования в учебных заведениях Российской Федерации по инженерно-техническим направлениям подготовки (специальностям), а также к успешному прохождению вступительных испытаний по данной дисциплине.

На занятиях предусмотрено повторение школьной программы по общей химии: изучение специальной терминологии на русском языке, формирование необходимого минимума теоретических знаний в области химических элементов, соединений и реакций, выработка практических навыков применения теоретических знаний для решения прикладных задач – и текущий контроль знаний по всем разделам дисциплины.

Дисциплина «Химия» относится к дополнительной общеобразовательной программе, обеспечивающей подготовку иностранных граждан и лиц без гражданства к освоению профессиональных образовательных программ на русском языке, и изучается в 1 и 2 семестре.

Предшествующий уровень квалификации – среднее общее или среднее профессиональное образование, подтверждаемое сертификатом (или иным документом) о соответствующем уровне образования, полученном в стране проживания.

Дисциплина «Химия» является основополагающей для дальнейшего освоения основных профессиональных образовательных программ высшего образования в российских высших учебных заведениях.

1. ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ. НОМЕНКЛАТУРА

К основным классам неорганических соединений относятся оксиды, гидроксиды, кислоты, соли. Рассмотрим основы номенклатуры и характерные свойства каждого из этих классов соединений.

Оксиды. Оксидами называют соединения, состоящие из кислорода и какого-нибудь элемента El. Общую формулу оксидов можно записать как El_xO_y , где x и y – наименьшие целые числа, кратные валентности кислорода и элемента соответственно, например, $N_2^I O_3^{II}$, $C^{II} O_3^{II}$, $Fe_2^{III} O_3^{II}$, $S^{VI} O_3^{II}$.

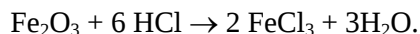
Названия оксидов дают по следующей схеме:

Оксид $\frac{\text{название элемента}}{\text{название элемента}} (\frac{\text{степень окисления элемента}}{\text{степень окисления элемента}})$.

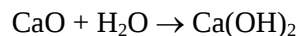
Например, N_2O – оксид азота (I), CO – оксид углерода (II), Fe_2O_3 – оксид железа (III), SO_3 – оксид серы (VI).

По химическим свойствам оксиды делят на две группы: солеобразующие и несолеобразующие. Первой группе соответствуют соли, вторая группа (в нее входят CO , NO и др.) солей не образует. Солеобразующие оксиды подразделяют на основные, амфотерные и кислотные оксиды.

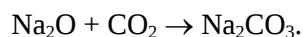
Основные оксиды образованы металлами и взаимодействуют с кислотами с образованием солей:



Оксиды элементов I и II групп главных подгрупп периодической системы (за исключением бериллия и магния) взаимодействуют с водой с образованием соответствующих гидроксидов

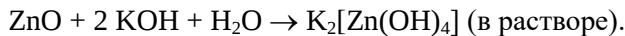
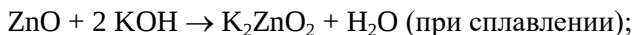
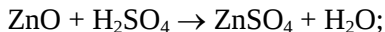


и с кислотными оксидами с образованием солей



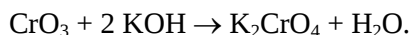
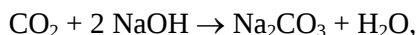
Амфотерные оксиды также образованы металлами и обладают одновременно свойствами и основных, и кислотных оксидов. Отличительным признаком амфотерных оксидов является

способность взаимодействовать как с кислотами, так и со щелочами с образованием солей:

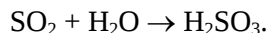


Наиболее распространенными представителями амфотерных оксидов являются ZnO , Al_2O_3 , Cr_2O_3 .

Кислотные оксиды, в основном, образованы неметаллами (SO_3 , CO_2), но некоторые высшие оксиды металлов тоже являются кислотными (например, CrO_3 , Mn_2O_7 и др.). Главный отличительный признак кислотных оксидов – их способность взаимодействовать со щелочами с образованием солей:



Газообразные кислотные оксиды взаимодействуют с водой с образованием соответствующих кислот



Гидроксиды. Гидроксидами называют соединения, состоящие из положительного иона металла или иона аммония NH_4^+ и одной или нескольких гидроксогрупп (OH^-). Общую формулу гидроксида можно записать как $\text{Me}(\text{OH})_x$, где x – степень окисления металла. Например, NaOH , $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$.

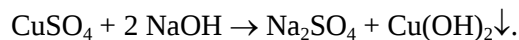
Названия гидроксидов дают по следующей схеме:

Гидроксид _____ (*_____*).
название металла степень окисления металла.

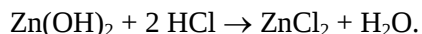
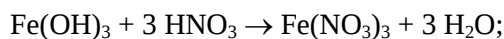
Например, NaOH – гидроксид натрия, $\text{Fe}(\text{OH})_2$ – гидроксид железа (II), $\text{Al}(\text{OH})_3$ – гидроксид алюминия.

С точки зрения теории электролитической диссоциации, основания и щелочи способны диссоциировать в растворе с образованием гидроксид-ионов (OH^-). По химическим свойствам гидроксиды делят на щелочные, основные и амфотерные гидроксиды.

Щелочные гидроксиды (щелочи) образованы элементами I и II группы главной подгруппы периодической системы элементов, за исключением бериллия и магния. Все щелочи, в отличие от остальных гидроксидов, растворимы в воде. Нерастворимые гидроксиды могут быть получены путем воздействия щелочей на соответствующие соли:



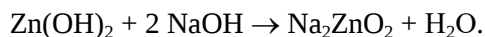
Все гидроксиды взаимодействуют с кислотами с образованием солей:



Амфотерные гидроксиды могут взаимодействовать как с кислотами, так и со щелочами, образуя соли. К амфотерным гидроксидам, в частности, относятся $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$. Реакция амфотерного гидроксида со щелочью в растворе и в расплаве идет по-разному. В растворе образуются гидроксокомплексы:



в расплаве – обычные соли:

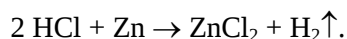
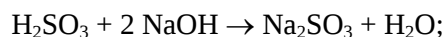


Кислоты. Кислотами называют вещества, состоящие из отрицательного иона кислотного остатка и положительного иона водорода (одного или нескольких). Общую формулу кислоты можно записать в виде H_xAn , где x – модуль заряда аниона кислотного остатка An^{x-} . С точки зрения теории электролитической диссоциации, к кислотам относятся вещества, способные диссоциировать в растворе с образованием ионов водорода.

По наличию атома кислорода в кислотном остатке различают бескислородные кислоты (HCl , H_2S) и кислородсодержащие (HNO_3 , H_2SO_4).

По числу атомов водорода в молекуле кислоты, способных замещаться металлами, различают кислоты одноосновные (HCl , HNO_3), двухосновные (H_2S , H_2SO_4), трехосновные (H_3PO_4) и т.д.

Все кислоты взаимодействуют с гидроксидами металлов и с активными металлами с образованием солей:



При составлении названия кислот используется корень русского названия элемента, образующего кислоту (центрального атома), с добавлением суффикса, окончания или приставки в зависимости от состава кислоты и степени окисления центрального атома.

Бескислородные кислоты называют по схеме: элементородородная кислота. Например, HCl – хлороводородная кислота (соляная), H_2S – сероводородная кислота, H_2Te – теллуридоводородная кислота.

Кислородсодержащие кислоты получают название в зависимости от степени окисления центрального атома. При максимальной степени окисления (высшие кислоты) используют окончание *-ная* или *-вая*. Например, HNO_3 – азотная кислота, H_2SO_4 – серная кислота, H_2CrO_4 – хромовая кислота. Если центральный атом имеет минимальную положительную степень окисления, используют суффикс *-ист*. Например, HNO_2 – азотистая кислота, H_2SO_3 – сернистая кислота.

Для обозначения степеней окисления атомов галогенов используют следующие суффиксы: *-н* → *-оват* → *-ист* → *-оватист* (степень окисления в ряду понижается). Например, $\text{HCl}^{+7}\text{O}_4$ – хлорная, $\text{HCl}^{+5}\text{O}_3$ – хлорноватая, $\text{HCl}^{+3}\text{O}_2$ – хлористая, HCl^{+1}O – хлорноватистая кислота.

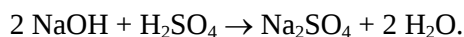
Приставками *орто*- и *мета*- обозначают кислоты, образованные элементом с одинаковой степенью окисления и разной основностью. Например, H_3PO_4 – ортофосфорная кислота, HPO_3 – метафосфорная кислота.

Если в молекуле кислоты атом кислорода замещен на серу со степенью окисления -2 , в названии употребляют приставку *тио*-. Например, $\text{H}_2\text{SO}_3\text{S}$ ($\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$) – тиосерная кислота, H_2CS_3 – тритиоугольная кислота.

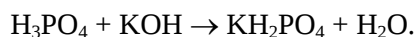
Приставку *ди-* вводят для обозначения кислот с двумя атомами, образующими кислотный остаток. Например, $\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_7$ – дифосфорная кислота, $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ – дихромовая кислота.

Соли. Солями называют сложные вещества, состоящие из катиона металла и аниона кислотного остатка. Общую формулу соли можно записать как Me_xAn_y , где x и y – наименьшие целые числа, кратные зарядам катиона и аниона соответственно. Соли можно рассматривать как продукты полного или частичного замещения в молекуле кислоты атомов водорода атомами металлов или как продукт замещения гидроксогрупп в молекуле гидроксида металла кислотными остатками.

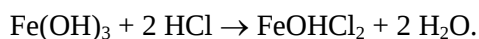
При полном замещении (нейтрализации) образуются средние соли:



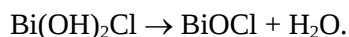
При неполной нейтрализации многоосновной кислоты гидроксидом металла образуются кислые соли:



При неполной нейтрализации гидроксида металла кислотой образуются основные соли:



Разновидностью основных солей являются оксосоли, образующиеся при отщеплении молекулы воды от основной соли:



В ряде случаев образуются двойные соли, имеющие два разных катиона металла и один кислотный остаток, например $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$.

Названия солей составляют из названия кислотного остатка и названия металла в родительном падеже; в скобках указывают степень окисления металла, если их несколько. Например, $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ – сульфат железа (III), NaCl – хлорид натрия. Название аниона соли дают, исходя из латинского корня кислотообразующего элемента, с добавлением приставки или суффикса в зависимости от наличия

кислорода в кислотном остатке, степени окисления кислотообразующего элемента и состава кислотного остатка.

Кислотные остатки бескислородных кислот обозначают, добавляя к латинскому корню кислотообразующего элемента суффикс *-ид*. Например, Cl^- – хлорид, NaCl – хлорид натрия; S^{2-} – сульфид, NiS – сульфид никеля (II).

Кислотные остатки кислородсодержащих кислот называют, учитывая степень окисления. Если кислотообразующий элемент находится в высшей степени окисления, к латинскому корню кислотообразующего элемента добавляют суффикс *-ат*. Например, SO_4^{2-} – сульфат, K_2SO_4 – сульфат калия; NO_3^- – нитрат, NH_4NO_3 – нитрат аммония; CrO_4^{2-} – хромат, BaCrO_4 – хромат бария.

Если кислотообразующий элемент находится в низшей степени окисления, к латинскому корню кислотообразующего элемента добавляют суффикс *-ит*. Например, SO_3^{2-} – сульфит, BaSO_3 – сульфит бария; NO_2^- – нитрит, NaNO_3 – нитрит натрия; CrO_2^- – хромит, KCrO_2 – хромит калия.

В обозначении анионов орто- и метакислот сохраняют приставки *орто-* и *мета-*. Например, PO_4^{3-} – ортофосфат, Na_3PO_4 – ортофосфат натрия; PO_3^- – метафосфат, NaPO_3 – метафосфат натрия. Названия кислотных остатков тиокислот имеют приставку *тио-*. Например, SSO_3^{2-} ($\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$) – тиосульфат, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ – тиосульфат натрия.

Если кислотный остаток содержит два атома кислотообразующего элемента, то к названию аниона добавляют приставку *ди-*. Например, $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ – дихромат, $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ – дихромат натрия.

Для обозначения степеней окисления атомов галогенов используют следующие приставки и суффиксы: *пер-...-ат* → *-ат* → *-ит* → *гипо-...-ит* (степень окисления в ряду понижается). Например, $\text{Cl}^{+7}\text{O}_4^-$ – перхлорат, $\text{Cl}^{+5}\text{O}_3^-$ – хлорат, $\text{HCl}^{+3}\text{O}_2^-$ – хлорит, Cl^{+1}O^- – гипохлорит.

Для названия анионов кислых солей используют приставку *гидро-*, количество атомов водорода в составе соли указывают греческими числительными (ди, три, тетра и т.д.). Например, HCO_3^- – гидрокарбонат, NaHCO_3 – гидрокарбонат натрия, $\text{Ba}(\text{HCO}_3)_2$ – гид-

рокарбонат бария, H_2PO_4^- – дигидроортофосфат, KH_2PO_4 – дигидроортофосфат калия.

Катионам основных солей дают названия с приставкой *гидроксо-*, количество гидроксогрупп в составе соли указывают греческими числительными (ди, три, тетра и т.д.). Например, FeOHCl – хлорид гидроксожелеза (II), $(\text{NiOH})_2\text{SO}_4$ – сульфат гидроксоникеля, $\text{Al}(\text{OH})_2\text{NO}_3$ – нитрат дигидроксоалюминия.

Для названия катионов оксосолей используют корень латинского названия металла с добавлением суффикса *-ил*. Например, BiO^+ – висмутит, BiOCl – хлорид висмута; UO_2^{2+} – уранил, UO_2Cl_2 – хлорид уранила.

Название двойным солям дают, руководствуясь вышеперечисленными правилами, называя сначала анион, а затем катионы в направлении справа налево. Например, $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ – сульфат алюминия, калия.

Для солей характерны реакции с кислотами, щелочами, металлами, друг с другом, если в результате реакции образуются осадок, газ или малодиссоциированное соединение. Следует помнить, что более сильная кислота вытесняет более слабую из состава соли, более активный металл замещает менее активный, при действии на соли щелочей могут получаться осадки нерастворимых гидроксидов металлов.

Задание I. По названию вещества написать его формулу.

- | | |
|------------------------------|---------------------------------|
| 1. Азотистая кислота. | 14. Вольфрамат цезия. |
| 2. Азотная кислота. | 15. Вольфрамовая кислота. |
| 3. Ацетат гидроксвинца (II). | 16. Германат кальция. |
| 4. Ацетат натрия. | 17. Гидрокарбонат калия. |
| 5. Ацетат свинца (II). | 18. Гидрокарбонат кальция. |
| 6. Бериллат натрия. | 19. Гидроксид алюминия. |
| 7. Бромат серебра. | 20. Гидросульфат лития. |
| 8. Бромид алюминия. | 21. Гидросульфат марганца (II). |
| 9. Бромид кобальта (II). | 22. Гидросульфид натрия. |
| 10. Бромноватая кислота. | 23. Гидросульфит лития. |
| 11. Бромноватистая кислота. | 24. Гидротеллурид калия. |
| 12. Бромоводородная кислота. | 25. Гидрофосфат цинка. |
| 13. Висмутат натрия. | 26. Гидродихромат калия. |

27. Гидродихромат натрия.
28. Гипобромит стронция.
29. Гипоiodит магния.
30. Гипохлорит кальция.
31. Дисерная кислота.
32. Дифосфорная кислота.
33. Дихромовая кислота.
34. Дигидростибиат калия.
35. Дигидростибиат натрия.
36. Дисульфат аммония.
37. Дифосфат калия.
38. Дихромат аммония.
39. Дихромат алюминия.
40. Дихромат калия.
41. Иодат бария.
42. Иодид гидроксосвинца (II).
43. Иодид кадмия.
44. Иодид кобальта (II).
45. Иодид сурьмы.
46. Иодная кислота.
47. Иодноватая кислота.
48. Иодноватистая кислота.
49. Карбонат гидроксомагния.
50. Карбонат гидроксомеди (II).
51. Карбонат калия.
52. Перманганат магния.
53. Метаалюминат натрия.
54. Метаарсенат калия.
55. Метаборат натрия.
56. Висмутат аммония.
57. Висмутат стронция.
58. Метаниобат калия.
59. Оловянная кислота.
60. Станнат аммония.
61. Метафосфат дигидроксохрома (III).
62. Метафосфат натрия.
63. Метафосфорная кислота.
64. Молибдат аммония.
65. Молибденовая кислота.
66. Ниобат калия.
67. Нитрат бария.
68. Нитрат гидроксокобальта (II).
69. Нитрат гидроксохрома (III).
70. Нитрат кобальта (III).
71. Нитрат свинца (IV).
72. Нитрит калия.
73. Нитрит магния.
74. Оксалат аммония.
75. Ортоарсенат калия.
76. Ортоборат калия.
77. Плюмбат свинца (II).
78. Ортосиликат алюминия.
79. Ортофосфат бария.
80. Ортофосфат гидроксоаллия (III).
81. Ортофосфат дигидроксохрома (III).
82. Ортофосфористая кислота.
83. Периодат бария.
84. Перманганат калия.
85. Перманганат магния.
86. Перманганат натрия.
87. Перренат натрия.
88. Перхлорат лития.
89. Роданид калия.
90. Селенат лития.
91. Селеноводородная кислота.
92. Сернистая кислота.
93. Сульфат аммония.
94. Сульфат бария.
95. Сульфат гидроксожелеза (II).
96. Сульфат гидроксожелеза (III).
97. Сульфат гидроксохрома (III).
98. Сульфат дигидроксохрома (III).
99. Сульфат железа (III).
100. Сульфат ртути (I).
101. Сульфат ртути (II).
102. Сульфат свинца (IV).
103. Сульфид свинца (II).
104. Теллуриат кобальта (III).
105. Теллурид кальция.
106. Тиокарбонат натрия.
107. Тиосульфат натрия.
108. Тиоугольная кислота.

- | | |
|-------------------------------|------------------------------|
| 109. Тритиоугольная кислота. | 122. Хлорид калия. |
| 110. Угольная кислота. | 123. Хлорид олова (II). |
| 111. Уксусная кислота. | 124. Хлорид хрома (III). |
| 112. Формиат серебра. | 125. Хлорит железа (II). |
| 113. Фторид водорода. | 126. Хлорит калия. |
| 114. Фторид кислорода. | 127. Хлорит магния. |
| 115. Фтороводородная кислота. | 128. Хлорная кислота. |
| 116. Хлорат кальция. | 129. Хлорноватистая кислота. |
| 117. Хлорид висмута. | 130. Хромат гидроксоцинка. |
| 118. Хлорид гидроксокальция. | 131. Хромит железа (II). |
| 119. Хлорид железа (III). | 132. Хромит калия. |
| 120. Хлорид меди (II). | 133. Цианид калия. |
| 121. Хлорид натрия. | 134. Цинкат натрия. |

Задание II. Назвать соединения.

- | | |
|--|---|
| 135. $(\text{CdOH})_3\text{PO}_4$. | 158. BiCl_3 . |
| 136. $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$. | 159. $\text{Ca}(\text{BiO}_3)_2$. |
| 137. $(\text{MgOH})_2\text{CO}_3$. | 160. $\text{Ca}(\text{ClO})_2$. |
| 138. $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$. | 161. $\text{Ca}(\text{ClO}_3)_2$. |
| 139. $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. | 162. $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$. |
| 140. $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. | 163. $\text{Ca}_2\text{P}_2\text{O}_7$. |
| 141. $(\text{NH}_4)_2\text{SnO}_3$. | 164. CaOHCl . |
| 142. $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$. | 165. $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$. |
| 143. $(\text{ZnOH})_2\text{CrO}_4$. | 166. CaCrO_4 . |
| 144. $[\text{Cr}(\text{OH})_2]_2\text{SO}_4$. | 167. CaC_2O_4 . |
| 145. $[\text{Cr}(\text{OH})_2]_3\text{PO}_4$. | 168. CaTe . |
| 146. $\text{Al}(\text{OH})_3$. | 169. CdI_2 . |
| 147. AlOHSO_4 . | 170. $\text{Cd}(\text{HS})_2$. |
| 148. $\text{Al}(\text{OH})_2\text{NO}_3$. | 171. CH_3COOH . |
| 149. AlBr_3 . | 172. $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$. |
| 150. BaCrO_4 . | 173. CoBr_2 . |
| 151. BaCr_2O_7 . | 174. CoI_2 . |
| 152. $\text{Ba}(\text{HSO}_3)_2$. | 175. CoTe . |
| 153. $\text{Ba}(\text{IO}_3)_2$. | 176. $\text{Cr}(\text{H}_2\text{PO}_4)_3$. |
| 154. $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$. | 177. CrCl_3 . |
| 155. $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$. | 178. CrOH_2SO_4 . |
| 156. BaSO_3 . | 179. CuCl_2 . |
| 157. BaSO_4 . | 180. OF_2 . |

181. $\text{Fe}(\text{ClO}_2)_2$.	219. Na_2CrO_4 .
182. $\text{Fe}(\text{CrO}_2)_2$.	220. KHTe .
183. $\text{Fe}(\text{HCO}_3)_3$.	221. K_2MnO_4 .
184. $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$.	222. $\text{K}_2\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_7$.
185. FeCl_3 .	223. KMnO_4 .
186. FeOHSO_4 .	224. KNbO_3 .
187. $[\text{Fe}(\text{OH})_2]_2\text{SO}_4$.	225. KNO_2 .
188. H_2CrO_4 .	226. Li_2SeO_4 .
189. H_2CSO_2 .	227. LiClO_4 .
190. H_2O .	228. LiHSO_4 .
191. H_2Se .	229. $\text{Mg}(\text{IO})_2$.
192. H_2SnO_3 .	230. MgMnO_4 .
193. H_2SO_3 .	231. $\text{Mn}(\text{HSO}_4)_2$.
194. H_2SO_4 .	232. Na_2BeO_2 .
195. $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$.	233. $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.
196. $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$.	234. NaH_2SbO_4 .
197. H_2WO_4 .	235. NaAlO_2 .
198. H_3PO_3 .	236. NaAlSiO_4 .
199. HClO .	237. Na_3BO_3 .
200. HClO_3 .	238. NaCl .
201. HClO_4 .	239. Na_2CrO_4 .
202. HF .	240. NaHS .
203. HgSO_4 .	241. NaMnO_4 .
204. Hg_2Cl_2 .	242. $\text{Pb}(\text{SO}_4)_2$.
205. HIO_3 .	243. Pb_3O_4 .
206. HNO_2 .	244. $\text{Pb}(\text{OH})\text{CH}_3\text{COO}$.
207. H_3PO_3 .	245. $\text{Pb}(\text{OH})\text{I}$.
208. HPO_3 .	246. PbS .
209. K_2CO_3 .	247. SbI_3 .
210. K_2CrO_4 .	248. $\text{Sn}(\text{NO}_3)_4$.
211. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.	249. SnCl_2 .
212. K_3AsO_4 .	250. $\text{Sr}(\text{BiO}_3)_2$.
213. K_3BO_3 .	251. $\text{CrOH}(\text{NO}_3)_2$.
214. KAsO_3 .	252. SbONO_3 .
215. KClO_2 .	253. ZrOCl_2 .
216. KCN .	254. $\text{UO}_2(\text{NO}_3)_2$.
217. KCNS .	255. $\text{NaUO}_2(\text{CH}_3\text{COO})_3$.
218. KCrO_2 .	

Задание III. Написать в молекулярной и ионно-молекулярной формах уравнения реакций.

256. Нитрат свинца (II) + иодид калия.
257. Сульфид калия + серная кислота.
258. Карбонат калия + соляная кислота.
259. Сульфат меди (II) + гидроксид натрия.
260. Карбонат кальция + соляная кислота.
261. Сульфит натрия + серная кислота.
262. Бромид алюминия + нитрат серебра.
263. Сульфид натрия + серная кислота.
264. Сульфид железа (II) + соляная кислота.
265. Формиат калия + азотная кислота.
266. Хлорид аммония + гидроксид кальция.
267. Соляная кислота + гидроксид бария.
268. Плавиковая кислота + гидроксид калия.
269. Гидроксид железа (III) + азотная кислота.
270. Уксусная кислота + гидроксид аммония.
271. Азотистая кислота + гидроксид аммония.
272. Сероводород + гидроксид аммония.
273. Гидрокарбонат натрия + соляная кислота.
274. Хлорид железа (III) + гидроксид калия.
275. Ацетат свинца + сульфат натрия.
276. Гидросульфат калия + серная кислота.
277. Нитрат цинка + избыток гидроксида натрия.
278. Гидроксид кальция + оксид углерода (IV).
279. Нитрат бария + сульфат натрия.
280. Хлорид бария + сульфат алюминия.
281. Нитрат свинца + сульфат железа (III).
282. Сульфат хрома (III) + гидроксид аммония.
283. Карбонат натрия + ортофосфорная кислота.
284. Нитрат дигидроксовисмута + азотная кислота.
285. Хлорид гидроксомагния + соляная кислота.

Задание IV. Составить молекулярные уравнения реакций, которым соответствуют ионно-молекулярные уравнения.

- | | |
|--|---|
| 286. $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \square \text{H}_2\text{O}$. | 291. $\text{SO}_3^{2-} + 2 \text{H}^+ \rightarrow \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$. |
| 287. $\text{Pb}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{PbS} \downarrow$. | 292. $\text{Pb}^{2+} + \text{CrO}_4^{2-} \rightarrow \text{PbCrO}_4 \downarrow$. |
| 288. $\text{ClO}^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{HClO}$. | 293. $\text{HCO}_3^- + \text{OH}^- \rightarrow \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$. |
| 289. $\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$. | 294. $\text{ZnOH}^+ + \text{H}^+ \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$. |
| 290. $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^- \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O}$. | 295. $\text{Mg}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{MgCO}_3 \downarrow$. |

296. $\text{Cu}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{CuS} \downarrow$.
 297. $\text{SiO}_3^{2-} + 2 \text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3$.
 298. $\text{CaCO}_3 + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Ca}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$.
 299. $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{OH}^- \rightarrow [\text{Al}(\text{OH})_4]^-$.
 300. $\text{Pb}^{2+} + 2 \text{I}^- \rightarrow \text{PbI}_2 \downarrow$.
 301. $\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{H}^+ \rightarrow \text{Fe}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$.
 302. $\text{Cd}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Cd}(\text{OH})_2 \downarrow$.
 303. $\text{H}^+ + \text{NO}_2^- \rightarrow \text{HNO}_2$.
 304. $\text{Zn}^{2+} + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{ZnS} \downarrow + 2 \text{H}^+$.
 305. $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AgCl} \downarrow$.
 306. $\text{HCO}_3^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$.
 307. $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow$.
 308. $\text{Pb}^{2+} + 2 \text{I}^- \rightarrow \text{PbI}_2 \downarrow$.
 309. $\text{Sr}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{SrSO}_4 \downarrow$.
 310. $\text{Sr}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{SrCO}_3 \downarrow$.
 311. $2\text{Ag}^+ + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{Ag}_2\text{SO}_4 \downarrow$.
 312. $\text{Ba}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{BaCO}_3 \downarrow$.
 313. $\text{Cd}^{2+} + 2 \text{OH}^- \rightarrow \text{Cd}(\text{OH})_2 \downarrow$.
 314. $\text{CuOH}^+ + \text{H}^+ \rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$.
 315. $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{NH}_4\text{OH}$.

Задание V. Закончить и уравнять реакцию.

316. $\text{AgNO}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \dots$
 317. $\text{AgNO}_3 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \dots$
 318. $\text{AgNO}_3 + \text{K}_2\text{CrO}_4 \rightarrow \dots$
 319. $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$
 320. $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{AgNO}_3 \rightarrow \dots$
 321. $\text{AlBr}_3 + \text{AgNO}_3 \rightarrow \dots$
 322. $\text{AlI}_3 + \text{AgNO}_3 \rightarrow \dots$
 323. $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \dots$
 324. $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{K}_2\text{CrO}_4 \rightarrow \dots$
 325. $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$
 326. $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \dots$
 327. $\text{BaCl}_2 + \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \dots$
 328. $\text{BaCl}_2 + \text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow \dots$
 329. $\text{BaCl}_2 + \text{CH}_3\text{COOAg} \rightarrow \dots$
 330. $\text{Bi}(\text{OH})(\text{NO}_3)_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \dots$
 331. $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \rightarrow \dots$
 332. $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$
 333. $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow \dots$
 334. $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \dots$
 335. $\text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$
 336. $\text{CaCO}_3 + \text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow \dots$
 337. $\text{CaCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \dots$
 338. $\text{CaCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$
 339. $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow \dots$
 340. $\text{CdCl}_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \dots$
 341. $\text{CH}_3\text{COOAg} + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \dots$
 342. $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \dots$
 343. $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \dots$
 344. $\text{CH}_3\text{COOK} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$
 345. $\text{HCOOK} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$
 346. $\text{CH}_3\text{COOPb} + \text{Na}_2\text{CrO}_4 \rightarrow \dots$
 347. $\text{CH}_3\text{COOPb} + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$
 348. $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NaOH} \rightarrow \dots$
 349. $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \dots$
 350. $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \dots$
 351. $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \dots$
 352. $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow \dots$
 353. $\text{CuSO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \dots$
 354. $\text{CuSO}_4 + \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \dots$
 355. $\text{CuSO}_4 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \dots$
 356. $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$
 357. $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NaOH} \rightarrow \dots$
 358. $\text{FeCl}_3 + \text{KOH} \rightarrow \dots$
 359. $\text{FeOHCl}_2 + \text{HCl} \rightarrow \dots$
 360. $\text{FeS} + \text{HCl} \rightarrow \dots$
 361. $\text{H}_2\text{S} + \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \dots$
 362. $\text{HCOOK} + \text{HNO}_3 \rightarrow \dots$
 363. $\text{HF} + \text{KOH} \rightarrow \dots$

364. $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \dots$
365. $\text{HNO}_2 + \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \dots$
366. $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \dots$
367. $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \dots$
368. $\text{KHSO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$
369. $\text{KOH} + \text{HCN} \rightarrow \dots$
370. $\text{KOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \dots$
371. $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + (\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4 \rightarrow \dots$
372. $\text{MgCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \dots$
373. $\text{MgOHCl} + \text{HCl} \rightarrow \dots$
374. $\text{MnCl}_2 + \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \dots$
375. $\text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$
376. $\text{Na}_2\text{S} + \text{NiSO}_4 \rightarrow \dots$
377. $\text{Na}_2\text{S} + \text{CdSO}_4 \rightarrow \dots$
378. $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$
379. $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow \dots$
380. $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$
381. $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \dots$
382. $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow \dots$
383. $\text{NaHCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \dots$
384. $\text{NaHCO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \dots$
385. $\text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \dots$
386. $\text{NaHSO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \dots$
387. $\text{NaHSO}_4 + \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \dots$
388. $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \dots$
389. $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$
390. $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \dots$
391. $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} \rightarrow \dots$
392. $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{Sr}(\text{OH})_2 \rightarrow \dots$
393. $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \dots$
394. $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2 + \text{KOH} \rightarrow \dots$
395. $\text{NiSO}_4 + (\text{NH}_4)_2\text{S} \rightarrow \dots$
396. $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \dots$
397. $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{K}_2\text{CrO}_4 \rightarrow \dots$
398. $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{KI} \rightarrow \dots$
399. $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow \dots$
400. $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{NaCl} \rightarrow \dots$
401. $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$
402. $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{KOH} \rightarrow \dots$
403. $\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$
404. $\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{NaOH}_{(\text{избыток})} \rightarrow \dots$
405. $\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{NaOH} \rightarrow \dots$

2. СТРОЕНИЕ АТОМА

Атом любого элемента состоит из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов, в целом атом – система электронейтральная. Заряд ядра равен порядковому номеру элемента в таблице Д.И.Менделеева. Состояние электрона в атоме описывается при помощи набора четырех квантовых чисел: главного n , орбитального l , магнитного m_l и спинового m_s . Определенные значения трех квантовых чисел (n, l, m_l) описывают состояние электрона, называемое атомной орбиталью (АО).

Главное квантовое число n определяет энергию АО и номер энергетического уровня, на котором находится электрон, и может принимать целочисленные значения от единицы до бесконечности.

Орбитальное квантовое число l определяет форму АО и энергетический подуровень, оно может принимать значения от нуля до $n-1$. Исторически атомным орбиталям со значениями l , равным 0, 1, 2, 3 присвоены буквенные обозначения s -, p -, d -, f -. В графических схемах электронного строения атомов каждая орбиталь обозначается символом $\square$.

Магнитное квантовое число m_l определяет пространственную ориентацию АО и отчасти ее форму, оно может принимать значения от $-l$ до $+l$.

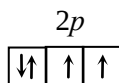
Спиновое квантовое число m_s характеризует собственный момент импульса и связанный с ним магнитный момент и может принимать значения $\pm 1/2$.

Последовательность распределения электронов в атоме по мере увеличения значений l и n выражается электронными или электронно-графическими формулами.

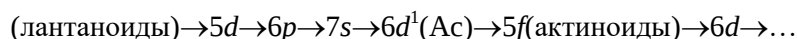
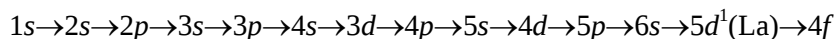
При заполнении АО действует **принцип Паули**, из которого следует, что в атоме не может быть двух электронов, характеризующихся одинаковым набором значений четырех квантовых чисел. Состояние электронов в атоме должно отличаться значением хотя бы одного квантового числа.

Заполнение энергетических подуровней подчиняется **правилу Хунда**, согласно которому электроны в основном состоянии в атоме располагаются так, чтобы модуль суммарного спина всех электронов подуровня был максимальным. Например, четыре валентных p -

электрона атома кислорода размещаются в квантовых ячейках следующим образом:



Последовательность заполнения энергетических уровней и подуровней в атомах выражается **правилом Клечковского**: порядок заполнения определяется возрастанием суммы $n+l$, а при одинаковом ее значении первым заполняется подуровень с меньшим значением n в этой сумме. Например,



Принадлежность элемента к электронному семейству определяется характером заполнения энергетических подуровней: s -элементы – заполнение внешнего s -подуровня (например, литий $1s^2 2s^1$), p -элементы – заполнение внешнего p -подуровня (например, фтор – $1s^2 2s^2 2p^5$), d -элементы – заполнение предвнешнего d -подуровня (например, ванадий – $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$), f -элементы – заполнение f -подуровня второго снаружи уровня (например, неодим – $1s^2 2s^2 2p^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^4$).

Для d - и f -элементов возможны отклонения от описанного способа заполнения АО – так называемый провал электрона. Это явление связано с тем, что для атома устойчивым состоянием является полностью или наполовину заполненная АО, т.е. d^{10} , d^5 , f^{14} , f^7 . В ситуации, когда до достижения такого состояния не хватает одного электрона, он переходит («проваливается») с предыдущего уровня. Например, электронный паспорт серебра $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^9$ с учетом провала электрона примет вид $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1 4d^{10}$.

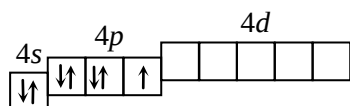
Если на валентных энергетических уровнях имеются вакантные АО, то при получении электронами порции энергии (возбуждении атома) становится возможным «разъединение» валентных электронов, т.е. их переходы с тех подуровней, где все АО заняты пол-

ностью ($\downarrow\uparrow$) или частично ($\uparrow$), на другие валентные подуровни того же уровня, имеющие незаполненные АО. При этом с тех АО, которые в основном (соответствующем минимальной энергии атома) состоянии были заняты полностью, «уходит» по одному электрону последовательно, т.е. возможно несколько возбужденных состояний. Возбуждение меняет валентное состояние атома (число его неспаренных электронов).

Пример 1. Составить электронную формулу атома брома и графическую схему заполнения электронами валентных орбиталей в нормальном и возбужденном состояниях.

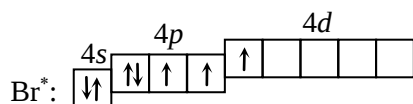
Решение. 1. Порядковый номер брома – 35, следовательно атом брома имеет 35 электронов. Бром находится в IV периоде периодической системы, следовательно, АО с n , равным 1; 2 и 3 заполнены полностью. Бром относится к p -элементам, следовательно, заполнен $4s$ -подуровень. В ряду $4p$ -элементов бром – пятый элемент, следовательно, на $4p$ -подуровне – пять электронов. Таким образом, электронная формула брома имеет вид $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$.

2. Валентными орбиталями в этом атоме являются орбитали внешнего (четвертого) электронного слоя, т.е. $4s$ -, $4p$ - и незаполненные $4d$ -орбитали. Графически схема заполнения электронами этих орбиталей имеет вид



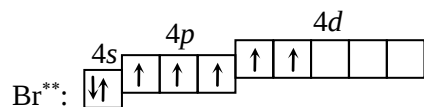
В таком состоянии бром имеет валентность 1, которой соответствуют степени окисления -1 и $+1$.

3. При затрате некоторой энергии спаренный p -электрон перейдет на свободную d -орбиталь. В этом первом возбужденном состоянии



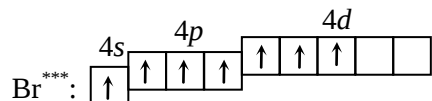
бром имеет валентность 3, которой соответствует степень окисления $+3$.

4. При передаче атому брома еще некоторого количества энергии следующий p -электрон также перейдет на свободную d -орбиталь. Во втором возбужденном состоянии



бром имеет валентность 5, которой соответствует степень окисления +5.

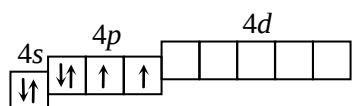
5. При передаче атому брома еще некоторого количества энергии s -электрон также перейдет на свободную d -орбиталь. В третьем возбужденном состоянии



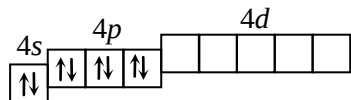
бром имеет валентность 7, которой соответствует степень окисления +7.

Пример 2. Составить электронные формулы атома селена в состояниях Se^{-2} и Se^{+4} и графические схемы заполнения электронами валентных орбиталей.

Решение. 1. Составим электронную формулу атома селена (см. пример 1): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$. Графическая схема заполнения электронами валентных орбиталей имеет вид

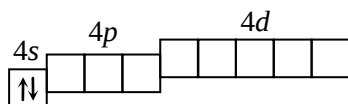


2. Для получения Se^{-2} необходимо к атому селена добавить два электрона на $4p$ -орбиталь (согласно правилу Клечковского). Тогда графическая схема примет вид



Электронная формула $\text{Se}^{-2} - 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$.

3. Для получения Se^{+4} необходимо убрать четыре электрона с $4p$ -орбитали, атома селена:



Электронная формула $\text{Se}^{+4} - 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^0$.

Пример 3. Составить полную электронную формулу элемента, валентные электроны которого имеют конфигурацию $3d^6$, определить, к какому периоду таблицы Д.И.Менделеева принадлежит данный элемент.

Решение. Согласно правилу Клечковского $3d$ -элементы находятся в четвертом периоде таблицы Д.И.Менделеева. На данной орбитали находится шесть электронов, значит, это шестой по счету среди $3d$ -элементов, т.е. железо, полная электронная формула которого $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$.

Задание I. Составить электронные формулы элементов, графические схемы заполнения электронами валентных орбиталей в спокойном и возбужденном состояниях, указать, к какому типу эти элементы относятся.

- | | | | |
|----------------|-----------------|-----------------|-----------------|
| 1. B, Al, Th. | 9. At, Xe, Lr. | 17. Yb, Mn, Sn. | 25. He, Hg, Gd. |
| 2. Po, Ba, Lu. | 10. Cs, U, H. | 18. Mo, La, N. | 26. Pt, Ne, Sm. |
| 3. Mg, Pm, Be. | 11. Cl, Cu, Bi. | 19. Pu, Ni, Sb. | 27. Ga, Ru, Ho. |
| 4. Br, Co, Hf. | 12. Na, Ac, Fe. | 20. Au, Np, Rn. | 28. Sc, Pr, Os. |
| 5. C, Tm, As. | 13. Pb, Ra, Dy. | 21. Cr, Tl, Cm. | 29. Ar, Ir, Eu. |
| 6. Nd, Ca, V. | 14. Ag, Re, In. | 22. Si, I, Zr. | 30. Zn, Rh, Er. |
| 7. Ta, O, Ce. | 15. Cd, K, Pa. | 23. Tb, Sr, Bk. | 31. Kr, Pd, Am. |
| 8. Y, Rb, S. | 16. P, Se, Li. | 24. Fr, Ti, W. | 32. Ge, Cf, F. |

Задание II. Составить электронные формулы атомов в указанных состояниях и графические схемы заполнения электронами валентных орбиталей.

- | | | | |
|--|---|---|---|
| 33. Li^+ , C^{+2} . | 41. I^{+5} , Fe^{+3} . | 49. Zr^{+4} , Pb^{+2} . | 57. Cd^{+2} , Sn^{+2} . |
| 34. O^{-2} , F^- . | 42. Be^{+2} , Co^{+3} . | 50. N^{+5} , Br^- . | 58. Nb^{+3} , Hg^+ . |
| 35. Na^+ , N^{-3} . | 43. Cr^{+6} , Cu^{+2} . | 51. Ni^{+2} , Cl^{+5} . | 59. Tl^+ , V^{+3} . |
| 36. Ca^{+2} , C^{+4} . | 44. I^- , P^{+3} . | 52. Se^{-2} , Cs^+ . | 60. Ti^{+4} , Mn^{+2} . |

37. $\text{Al}^{+3}, \text{B}^{-3}$.	45. $\text{Cr}^{+3}, \text{Br}^{+3}$.	53. $\text{Te}^{-2}, \text{Sr}^{+2}$.	61. $\text{Os}^{+3}, \text{Au}^{+3}$.
38. $\text{C}^{-4}, \text{Ba}^{+2}$.	46. $\text{Ag}^{+}, \text{Sn}^{+4}$.	54. $\text{Bi}^{+3}, \text{Si}^{-4}$.	62. $\text{Rb}^{+}, \text{Ce}^{+3}$.
39. $\text{S}^{+6}, \text{P}^{-3}$.	47. $\text{Zn}^{+2}, \text{S}^{-2}$.	55. $\text{B}^{+3}, \text{Sc}^{+2}$.	63. $\text{Fr}^{+1}, \text{Y}^{+3}$.
40. $\text{P}^{+5}, \text{Cl}^{-1}$.	48. $\text{K}^{+}, \text{Fe}^{+2}$.	56. $\text{Mg}^{+2}, \text{Mn}^{+7}$.	64. $\text{H}^{+}, \text{Re}^{+7}$.

Задание III. Исходя из состояния валентных электронов, составить электронную формулу элемента в нулевой степени окисления. Определить, к какому периоду таблицы Д.И.Менделеева принадлежит данный элемент.

65. $4d^1$.	73. $7s^2 6d^1$.	81. $5d^8$.	89. $5f^7$.
66. $3d^{10}$.	74. $5d^3$.	82. $5s^1 4d^{10}$.	90. $5d^6$.
67. $4s^1 3d^{10}$.	75. $6s^2 4f^2$.	83. $5s^2 4d^{10}$.	91. $5f^2$.
68. $5d^2$.	76. $6p^1$.	84. $5s^2$.	92. $4d^7$.
69. $6p^2$.	77. $5s^1 4d^5$.	85. $5p^3$.	93. $5d^1 4f^7$.
70. $6s^1 4f^{14} 5d^{10}$.	78. $4f^3$.	86. $6p^4$.	94. $4f^{10}$.
71. $4s^2 3d^5$.	79. $6d^1 5f^3$.	87. $4d^6$.	95. $4d^8$.
72. $4s^1 3d^5$.	80. $5s^2 4d^5$.	88. $5d^6$.	96. $5p^6$.

3. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ

Моль, молярная масса. Известно, что любое вещество состоит из атомов, химические процессы протекают благодаря взаимодействию атомов. Из практических соображений было введено понятие моля. Условились считать, что 1 моль вещества содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ частиц, любых – атомов, молекул, ионов. Число $6,02 \cdot 10^{23}$ называется числом Авогадро. Математически понятие моля можно записать в виде формулы

$$n = N / N_A,$$

где n – количество вещества, моль; N – число частиц (молекул, атомов, ионов); N_A – число Авогадро.

Массу 1 моль вещества называют молярной массой M . Молярная масса в неорганической химии является характеристикой вещества, непосредственно связанной с его количественным составом и численно равна молекулярной массе (массе одной молекулы)

вещества, выраженной в углеродных единицах. Молярная масса любого вещества

$$M = \sum v_i M_i,$$

где v_i – стехиометрический индекс в формуле вещества; M_i – молярная масса элемента, входящего в соединение, г/моль (см. таблицу элементов Д.И.Менделеева).

Масса и количество вещества связаны зависимостью

$$n = m / M.$$

Молярная масса вещества может быть определена экспериментально. Для газов ее находят, например, по относительной плотности газа D , которая представляет собой соотношение молярных масс двух газов, одна из которых обычно известна:

$$D = M_1 / M_2.$$

Наиболее часто используют плотность газа по воздуху $D_{\text{возд}}$, тогда $M_2 = M_{\text{возд}} D_{\text{возд}}$ ($M_{\text{возд}} = 29$ г/моль), или по водороду D_{H_2} , тогда $M_2 = M_{\text{H}_2} D_{\text{H}_2}$.

Основные газовые законы. Состояние газа характеризуется его температурой, давлением и объемом. Если температура газа 0°C (273,15 K), а давление 1 атм ($1,013 \cdot 10^5$ Па = 760 мм рт. ст.), то условия, при которых находится газ, называют нормальными.

Взаимосвязь между объемом и количеством вещества газа описывается **законом Авогадро**: в равных объемах любых газов, взятых при одной и той же температуре и одинаковом давлении, содержится одинаковое число молекул. Следовательно, при одинаковых условиях 1 моль любого газа занимает один и тот же объем. Этот объем называется молярным объемом газа V_M . При нормальных условиях $V_M = 22,4$ л и количество вещества газа в молях может быть вычислено по уравнению

$$n = V / V_M.$$

Взаимосвязь между количеством вещества, температурой, давлением и объемом газа устанавливает уравнение Менделеева – Клапейрона:

$$PV = nRT = \frac{m}{M}RT,$$

где P – давление, Па; V – объем, м³; n – количество вещества, моль; m – масса, г; M – молярная масса газа, г/моль; R – универсальная газовая постоянная, в системе СИ $R = 8,314$ Дж/(моль·К).

На практике чаще всего приходится иметь дело со смесью газов. Каждый газ вносит свой вклад в общее давление системы – парциальное давление. Парциальным называется давление, которое производил бы этот газ, занимая при тех же физических условиях объем всей газовой смеси. Парциальное давление может быть вычислено через объемное содержание газа в газовой смеси или через мольную долю газа. Соответственно

$$\varphi_i = V_i / \Sigma V_i; \quad p_i = x_i P = \varphi_i P,$$

где V_i – объем данного газа; ΣV_i – общий объем газовой смеси; n_i – количество вещества данного газа; Σn_i – сумма числа молей всех компонентов газовой смеси; x_i – мольная доля газа, $x_i = n_i / \Sigma n_i$; P – общее давление смеси газов.

Общее давление смеси газов, не вступающих друг с другом в химическое взаимодействие, равно сумме парциальных давлений газов, составляющих данную смесь:

$$P = \Sigma p_i.$$

Если газ собран над жидкостью, то при расчетах его парциального давления следует иметь в виду, что оно равно разности общего давления и парциального давления пара жидкости. Например, для газа, собранного над водой,

$$p_{\text{г}} = P - p_{\text{H}_2\text{O}}.$$

Закон эквивалентов. Эквивалентом вещества называется такое его количество, которое соединяется с 1 моль атомов водорода

или замещает то же количество атомов водорода в химических реакциях. Эквивалентной массой $\mathcal{E}$ называется масса одного эквивалента вещества. Эквивалентным объемом газа называется объем, занимаемый при данных условиях одним эквивалентом вещества. Эквивалент (эквивалентную массу) можно вычислить по составу соединения данного элемента с любым другим, эквивалент (эквивалентная масса) которого известен, по закону эквивалентов: массы взаимодействующих веществ $A + B \rightarrow C + D$ пропорциональны их эквивалентным массам:

$$\frac{m_A}{m_B} = \frac{\mathcal{E}_A}{\mathcal{E}_B}.$$

На основе закона эквивалентов можно вычислить эквивалентную массу вещества:

$$\mathcal{E} = M / Z,$$

где M – молярная масса элемента, оксида, кислоты, основания или соли, г/моль; Z – степень окисления элемента в продукте реакции, произведение числа атомов элемента и степени окисления элемента в оксидах, основность кислоты, кислотность основания, произведение числа атомов металла и степени окисления металла в соли.

Пример 1. Определить массовую долю алюминия в его оксиде и вычислить, сколько алюминия теоретически можно выделить из 15 т боксита с содержанием Al_2O_3 87 %.

Решение. Найдем молярную массу Al_2O_3 :

$$M_{(\text{Al}_2\text{O}_3)} = 2M_{(\text{Al})} + 3M_{(\text{O})} = 2 \cdot 27 + 3 \cdot 16 = 102 \text{ г/моль}.$$

Примем количество вещества Al_2O_3 равным 1 моль, тогда количество вещества алюминия будет равно 2 моль. Масса оксида алюминия составит 102 г, а масса алюминия $2 \cdot 27 = 54$ г. Вычислим массовую долю алюминия в его оксиде:

$$\omega_{(\text{Al})} = \frac{m_{(\text{Al})}}{m_{(\text{Al}_2\text{O}_3)}} \cdot 100 = \frac{54}{102} \cdot 100 = 52,9 \, \%.$$

Вычислим массу чистого Al_2O_3 в боксите и массу алюминия, которую можно получить из 15 т боксита:

$$m_{(\text{Al}_2\text{O}_3)} = \frac{\omega_{(\text{Al}_2\text{O}_3)}}{100} m_{\text{боксит}} = \frac{87}{100} \cdot 15 = 13,05 \text{ т};$$

$$m_{(\text{Al})} = \frac{\omega_{(\text{Al})}}{100} m_{(\text{Al}_2\text{O}_3)} = \frac{52,9}{100} \cdot 13,05 = 6,9 \text{ т}.$$

Пример 2. При прокаливании 10 г некоторого вещества было получено 6,436 г CuO и 3,564 г CO₂. Записать формулу соединения.

Решение. 1. Найдем количество вещества оксида меди (II):

$$n_{(\text{Cu})} = \frac{m_{(\text{CuO})}}{M_{(\text{CuO})}} = \frac{6,436}{79,5} = 0,081 \text{ моль}.$$

В 1 моль CuO содержится по 1 моль Cu и O, следовательно $n_{(\text{Cu})} = n_{(\text{O}, \text{CuO})} = 0,081 \text{ моль}$.

2. Найдем количество вещества оксида углерода (IV):

$$n_{(\text{CO}_2)} = \frac{m_{(\text{CO}_2)}}{M_{(\text{CO}_2)}} = \frac{3,564}{44} = 0,081 \text{ моль}.$$

В 1 моль CO₂ содержится 1 моль C и 2 моль O, следовательно $n_{(\text{C})} = 0,081 \text{ моль}$, $n_{(\text{O}, \text{CO}_2)} = 2 \cdot 0,081 = 0,162 \text{ моль}$.

3. Общее количество вещества кислорода $n_{(\text{O})} = 0,081 + 0,162 = 0,243 \text{ моль}$.

4. Запишем соотношение количества вещества элементов:

$$n_{(\text{Cu})}; n_{(\text{C})}; n_{(\text{O})} = 0,081; 0,081; 0,243 = 1:1:(0,243/0,081) = 1:1:3.$$

Полученные целые числа представляют собой стехиометрические индексы формулы вещества. Следовательно, химическая формула искомого вещества CuCO₃.

Пример 3. Соединение серы с фтором содержит 62,8 % серы и 37,2 % фтора. Данное соединение при объеме 118 мл в газообразном состоянии (температура 7 °С, давление 96,34 кПа) имеет массу 0,51 г. Какова истинная формула соединения?

Решение. 1. Рассчитаем истинную молярную массу соединения по уравнению Менделеева – Клапейрона:

$$M = \frac{mRT}{PV} = \frac{0,51 \cdot 8,31 \cdot 280}{96340 \cdot 118 \cdot 10^{-6}} = 102 \text{ г/моль}.$$

2. Пусть x и y – количество атомов соответственно серы и фтора в молекуле S_xF_y . Зная процентное содержание каждого элемента в соединении и его молярную массу, вычислим

$$x : y = \frac{62,8}{32} : \frac{37,2}{19} = 1,96 : 1,91 = 1 : 1$$

3. Таким образом, простейшая формула соединения SF , а его молярная масса $M = 32 + 19 = 51 \text{ г/моль}$. Так как соотношение истинной и простейшей молярных масс $M_{\text{ист}} / M_{(SF)} = 102 / 51 = 2$, то в искомой формуле содержится в 2 раза больше атомов каждого вида. Значит, формула соединения S_2F_2 .

Пример 4. При окислении 2,81 г кадмия получено 3,21 г оксида кадмия. Вычислить эквивалентную массу кадмия и определить его валентность.

Решение. 1. По массе кадмия и массе его оксида найдем массу кислорода: $m_{(O)} = m_{(CdO)} - m_{(Cd)} = 3,21 - 2,81 = 0,4 \text{ г}$.

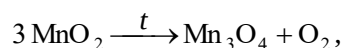
2. Образование оксида кадмия можно записать в виде схемы реакции $Cd + O \rightarrow CdO$, для которой составим пропорцию согласно закону эквивалентов:

$$\frac{m_{(Cd)}}{m_{(O)}} = \frac{\mathcal{E}_{(Cd)}}{\mathcal{E}_{(O)}}; \quad \mathcal{E}_{(Cd)} = \mathcal{E}_{(O)} \frac{m_{(Cd)}}{m_{(O)}} = 8 \cdot \frac{2,81}{0,4} = 56,2 \text{ г/моль}.$$

3. Сравнивая численные значения эквивалентной массы и молярной массы кадмия, найдем $M_{(Cd)} / \mathcal{E}_{(Cd)} = 112,4 / 56,2 = 2$. Следовательно, валентность кадмия 2.

Пример 5. Оксид марганца (IV) при прокаливании теряет кислород, образуя Mn_3O_4 . Какой объем кислорода при температуре 27°C и давлении 1,1 атм выделится из 0,58 кг MnO_2 ?

Решение. 1. Запишем уравнение реакции разложения



из которого следует, что 3 моль MnO_2 дают 1 моль кислорода.

Найдем количество вещества MnO_2 :

$$n_{(\text{MnO}_2)} = \frac{m_{(\text{MnO}_2)}}{M_{(\text{MnO}_2)}} = \frac{580}{87} = 6,67 \text{ моль},$$

следовательно, образуется

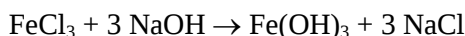
$$n_{(\text{O}_2)} = \frac{n_{(\text{MnO}_2)}}{3} = \frac{6,67}{3} = 2,223 \text{ моль}.$$

2. Учитывая, что 1 атм = 101325 Па, по уравнению Менделеева – Клапейрона получим

$$V_{(\text{O}_2)} = \frac{nRT}{P} = \frac{2,223 \cdot 8,31 \cdot 300}{1,1 \cdot 101325} = 0,05 \text{ м}^3.$$

Пример 6. К раствору, содержащему 0,2 моль хлорного железа (FeCl_3), прибавили 0,24 моль гидроксида натрия. Какое количество гидроксида железа при этом получилось?

Решение. Из уравнения реакции



следует, что 1 моль FeCl_3 взаимодействует с 3 моль NaOH . Следовательно, для реакции с 0,2 моль хлорного железа требуется $0,2 \cdot 3 = 0,6$ моль гидроксида натрия.

По условию задачи, количество вещества NaOH составляет 0,24 моль, т.е. он в недостатке. Дальнейший расчет ведем по гидроксиду натрия. Составим пропорцию:

$$\begin{aligned} 3 \text{ моль NaOH} &- 1 \text{ моль FeCl}_3 \\ 0,24 \text{ моль NaOH} &- x \text{ моль FeCl}_3, \end{aligned}$$

из которой количество вещества гидроксида железа (III)

$$n_{(\text{Fe(OH)}_3)} = \frac{0,24 \cdot 1}{3} = 0,08 \text{ моль}.$$

Задание. Решить задачи.

1. Состав минерала гематита выражается соотношением $m_{(\text{Fe})}:m_{(\text{O})} = 7:3$. Сколько граммов железа можно получить из 50 г этого минерала?

2. В промышленном масштабе оксид кадмия получают сжиганием кадмия в избытке сухого воздуха. Определить количественный состав оксида кадмия и вывести его формулу, если при сжигании 2,1 г кадмия получается 2,4 г оксида.

3. Криолит имеет состав $\text{AlF}_3 \cdot 3\text{NaF}$. Вычислить массовую долю фтористого алюминия в криолите.

4. Дать название соединения и рассчитать процентное содержание в нем хрома и оксида хрома (VI): $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

5. Для анализа хлорида меди и определения его количественного состава в раствор, содержащий 0,4 г хлорида меди, влили раствор нитрата серебра. Образовался осадок хлорида серебра массой 0,849 г. Определить количественный состав и вывести формулу хлорида меди.

6. После предварительной очистки боксита был получен безводный продукт, состоящий в основном из оксида алюминия и содержащий 0,3 % оксида кремния (IV) и 0,048 % оксида железа (III). Каково процентное содержание кремния и железа в данном продукте?

7. Сколько марганца можно выделить методом алюмотермии из 20 кг пиролюзита, содержащего 87 % оксида марганца (IV)?

8. Дать химическое название минерала и рассчитать массовую долю хлора в карналлите $\text{KMgCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.

9. Дать название соединения и рассчитать массовую долю никеля в $(\text{NiOH})_2\text{SO}_4$.

10. Сколько концентрата с содержанием меди 60 % можно получить из 1 т руды, содержащей 3 % халькозина (Cu_2S) и 2 % ковеллина (CuS)?

11. Дать химическое название минерала и рассчитать процентное содержание меди в хризоколле $\text{CuSiO}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

12. Какую массу железа можно получить из 2 т железной руды, содержащей 94 % Fe_3O_4 .

13. Какую массу алюминия можно получить из 1 т нефелина NaAlSiO_4 ?

14. Составить формулу дигидроксосульфата железа (III) и рассчитать процентное содержание в нем оксида серы (VI).

15. Соединение KHSO_4 можно представить себе как составленное из K_2O и SO_3 . Найти процентное содержание оксида серы (VI) в этом соединении и назвать его.

16. Написать формулу сульфата железа (III) и рассчитать содержание железа в этом соединении.

17. Определить, сколько серебра и оксида серебра можно получить из 10 кг хлорида серебра.

18. Вычислить содержание оксида меди (II) и дать название соединению $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$.

19. Дать химическое название соединению $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ и рассчитать процентное содержание хлора.

20. Дать название соединению $(\text{NiOH})_3(\text{PO}_4)$ и рассчитать процентное содержание в нем никеля.

21. Вещество состоит из серы и углерода. Для определения его количественного состава взято 0,3045 г этого вещества. Вся сера, содержащаяся во взятой пробе, переведена в сульфат бария, масса которого 1,867 г. Найти количественный состав вещества и указать его формулу.

22. Вещество состоит из алюминия и хлора. Из некоторого количества вещества получено 1,7196 г AgCl и 0,2038 г Al_2O_3 . Найти количественный состав и установить формулу вещества.

23. При восстановлении 2,4 г оксида меди водородом получено 0,54 г H_2O . Найти количественный состав и написать формулу оксида.

24. Бертолетова соль при нагревании разлагается на кислород и хлорид калия. Вычислить количественный состав бертолетовой соли и вывести ее формулу, если при разложении 1,02 г соли получено 0,62 г KCl .

25. Вещество состоит из калия, серы и кислорода. Сера и кислород, содержащиеся в 0,871 г этого вещества, были выделены в виде BaSO_4 массой 1,167 г. Найти количественный состав и установить формулу вещества.

26. При разложении некоторого количества вещества, состоящего из меди, углерода, кислорода и водорода, получено 1,432 г

CuO , 0,396 г CO_2 и 0,159 г воды. Найти количественный состав и формулу вещества.

27. Вещество состоит из меди и серы. Из 0,667 г этого вещества получено 0,556 г CuO . Вычислить процентный состав и записать формулу вещества.

28. Когда к раствору 0,408 г хлорида меди добавили раствор нитрата серебра, образовался осадок хлорида серебра массой 0,86 г. Вычислить количественный состав хлорида и установить его формулу.

29. При анализе образца железной руды массой 125 г в нем обнаружили 58 г магнетита Fe_3O_4 . Вычислить массовую долю железа в образце руды.

30. Составить истинную формулу соединения, содержащего 1,59 % водорода, 22,21 % азота и кислород. Молярная масса соединения 63 г/моль.

31. Установить истинную формулу соединения, содержащего 3,03 % водорода, 31,62 % фосфора и кислород. Молярная масса соединения 80 г/моль.

32. Какова истинная формула соединения, содержащего 6,75 % водорода, 39,97 % углерода и кислород. Относительная плотность паров этого вещества по углекислому газу равна 4,091.

33. При сгорании 10,5 л органического вещества получили 16,8 л оксида углерода (IV), приведенного к нормальным условиям, и 13,5 г воды. Плотность этого вещества 1,875 г/см³. Вывести формулу данного вещества.

34. Определить химическую формулу вещества, в состав которого входят пять массовых частей кальция и три массовых части углерода.

35. Вещество состоит из 32,8 % Na, 12,9 % Al, 54,3 % F. Записать формулу вещества.

36. Найти простейшую формулу вещества, состоящего из углерода, водорода, серы, ртути и хлора, на основании следующих данных: а) при окислении 3,61 г вещества получено 1,72 г оксида углерода (IV) и 0,90 г воды; б) из 0,722 г вещества получено 0,467 г сульфата бария; в) из 1,0851 г вещества получено 0,859 г хлорида серебра.

37. При обжиге пирита выделяется газ, содержащий 40 % серы и 60 % кислорода и имеющий плотность по воздуху при н.у. 2,76. Установить формулу газа.

38. Качественный анализ показал, что малахит состоит из меди, углерода, кислорода и водорода. При разложении некоторого количества малахита было получено 0,48 г оксида меди (II), 0,132 г оксида углерода (IV) и 0,053 г воды. Вывести формулу малахита.

39. Аллюмокалиевые квасцы содержат 8,23 % калия, 5,7 % алюминия, 13,5 % серы, 27,0 % кислорода и 45,5 % воды. Какова формула квасцов?

40. При получении стали особенно нежелательны примеси серы и фосфора. Фосфор в стали содержится в виде кислородного соединения, содержащего 43,66 % фосфора и 56,34 % кислорода. Плотность данного соединения по воздуху в нормальных условиях 4,9. Вывести формулу данного кислородного соединения фосфора.

41. На завод доставлена руда, содержащая 696 т магнитного железняка. Из этой руды выплавляли 504 т железа. Записать формулу магнитного железняка, если известно, что он состоит только из железа и кислорода.

42. Найти формулу кристаллогидрата хлорида бария, зная, что 36,6 г соли при прокаливании теряют в массе 5,4 г.

43. Найти простейшую формулу вещества, содержащего (по массе) 43,4 % натрия, 11,3 % углерода и 45,3 % кислорода.

44. Вещество содержит (по массе) 40,21 % калия, 26,80 % хрома и 32,99 % кислорода. Найти его простейшую формулу.

45. Соединение содержит 46,15 % углерода. Остальное – азот. Плотность по воздуху равна 1,79. Найти истинную формулу соединения.

46. При полном сжигании 2,66 г некоторого вещества получилось 1,54 г CO_2 и 4,48 г SO_2 . Найти простейшую формулу вещества.

47. Найти молекулярную формулу соединения бора с водородом, если масса 1 л этого газа равна массе 1 л азота, а содержание бора в веществе 78,2 %.

48. Соединение серы с фтором содержит 62,8 % S и 37,2 % F. Объем данного соединения в форме газа 118 мл, при 7 °C и 98,64 кПа его масса равна 0,51 г. Какова истинная формула соединения?

49. Найти формулу вещества, содержащего 85,71 % С и 14,29 % Н, если плотность этого газа по воздуху равна 4,83.

50. При полном сгорании органического вещества массой 13,8 г получили 26,4 г оксида углерода (IV) и 16,2 г воды. Найти молекулярную формулу вещества, если плотность его пара по водороду 23.

51. Химическое соединение состоит (по массе) из 25,48 % меди, 12,82 % серы, 25,64 % кислорода и 36,06 % воды. Найти формулу соединения и назвать его.

52. Установить формулу газообразного вещества, содержащего (по массе) 20 % водорода и 80 % углерода, если его плотность по водороду 15.

53. При полном сгорании 0,23 г вещества, состоящего из углерода, водорода и кислорода, получилось 0,27 г воды и 224 мл углекислого газа (объем газа измерен при нормальных условиях). Установить молекулярную формулу вещества, если плотность его пара по воздуху 1,59.

54. В состав соединения входят углерод, водород и азот. Углерод составляет в нем 79,12 %. Масса азота, полученного из 0,546 г соединения, равна 0,084 г. Молярная масса вещества 182. Вывести его формулу.

55. Установить формулу кристаллогидрата, содержащего 8,11 % Al, 28,83 % O, 14,41 % S и 48,65 % H₂O.

56. Какова формула вещества, содержащего 42,9 % SiO₂ и 57,1 % MgO?

57. Определить формулу кристаллогидрата, содержащего 16,08 % Na, 4,2 % C, 16,78 % O и 62,94 % H₂O.

58. Установить формулу кристаллогидрата, содержащего 16,08 % Na, 11,94 % S, 23,89 % O и 47 % H₂O.

59. Вычислить молярную массу бензола, если 1,1 л его паров при 91 °С и 81313 Па имеет массу 2,31 г.

60. Масса 584 мл газа при 21 °С и нормальном давлении равна 1,44 г. Вычислить молярную массу газа.

61. Масса 0,36 л паров вещества при 98 °С и 98,642 кПа равна 1,8 г. Вычислить молярную массу вещества.

62. Масса 454 мл газа при 44 °С и 97309 Па равна 1,19 г. Вычислить молярную массу газа.

63. Вычислить массу 1 м³ воздуха при 37 °С и 83200 Па.

64. Вычислить объем, который занимает при 27 °С и 760 мм рт. ст. 1 кг воздуха.

65. Баллон емкостью 20 л содержит 3 кг кислорода. Вычислить давление в баллоне при 20 °С.

66. Вычислить, при каком давлении 5 кг азота займут объем 50 л, если температура равна 500 °С?

67. Баллон емкостью 10 л при 27 °С содержит $3 \cdot 10^{23}$ молекул кислорода. Вычислить давление кислорода в баллоне.

68. Колба емкостью 0,75 л, наполненная кислородом при 20 °С, имеет массу 132 г. Масса пустой колбы 130,79 г. Вычислить давление кислорода в колбе.

69. Стальной баллон для хранения сжатых газов содержит 64 кг кислорода. Определить массу углекислого газа, которым наполнен такой же баллон при тех же условиях.

70. Некоторый газ собрали в закрытый цилиндр объемом 41 л при температуре 627 °С и давлении 1,2 атм. Масса газа, находящегося в цилиндре, 42,7 г. Найти молярную массу газа и определить, что это за газ, если в его состав входит сера.

71. Для анализа при 25 °С и 779 мм рт. ст. пробу газа отобрали в колбу емкостью 100 мл. Масса колбы с газом 16,392 г, масса пустой колбы 16,124 г. Определить молярную массу газа.

72. Колбу емкостью 232 мл заполнили некоторым газом при температуре 17 °С и давлении 752 мм рт. ст. Масса колбы увеличилась на 0,27 г. Вычислить молярную массу газа.

73. Для анализа состава газа был наполнен газометр емкостью 20 л при давлении 1,025 атм и температуре 17 °С. Масса газометра увеличилась на 10 г. Вычислить молярную массу газа.

74. Цилиндр емкостью 1 л наполнили газом при температуре 21 °С и давлении 1,05 атм. Масса газа, находящегося в цилиндре, 1,48 г. Вычислить молярную массу газа.

75. Определить, сколько молекул содержится в 3 л некоторого газа при давлении 1520 мм рт. ст. и температуре 127 °С.

76. Установить, при какой температуре находится 0,2 г некоторого газа, занимающего объем 0,32 л, если давление газа 1,5 атм, а его плотность по воздуху 1,52.

77. Какова температура газа, если его давление составляет 30 атм, масса 1,5 кг, объем 170 л, плотность по воздуху 1,08?

78. При давлении 98,7 кПа и температуре 91 °С газ занимает объем 680 мл. Найти объем газа при нормальных условиях.

79. В баллоне находится газ при температуре 27 °С. Определить, какая часть газа останется в баллоне, если при открытом баллоне повысить температуру газа на 100 °С.

80. Давление газа в закрытом сосуде при 12 °С равно 100 кПа. Каким станет давление газа, если нагреть сосуд до 303 К?

81. Объем 0,111 г некоторого вещества 26 мл при 17 °С и 104 кПа. Вычислить молярную массу газа.

82. При –23 °С объем газа 8 л. При какой температуре объем газа станет равным 10 л, если давление оставить неизменным?

83. В закрытом баллоне емкостью 40 л находится 77 г CO_2 . Манометр, подключенный к баллону, показывает давление 106,6 кПа. Вычислить температуру газа в баллоне.

84. При 27 °С объем газа равен 600 мл. Какой объем газ займет при увеличении температуры на 30 К, если давление оставить неизменным.

85. Найти массу 1 м³ воздуха при 17 °С и давлении 624 мм рт. ст.

86. Газ при 10 °С и давлении 960 гПа занимает объем 50 мл. При каком давлении газ будет занимать объем 10 мл, если его температура повысилась на 10 К?

87. Определить молярную массу органического вещества, зная, что 0,39 г его паров при температуре 87 °С и давлении 936 мм рт. ст. занимают объем 120 мл.

88. Вычислить массу 3 м³ кислорода при температуре 27 °С и давлении 780 мм рт. ст.

89. Вычислить массу кислорода, заполнившего газометр емкостью 14,5 л при температуре 17 °С и давлении 16 атм.

90. Определить молярную массу газа, 0,96 г которого занимают объем 0,41 л при температуре 27 °С и давлении 1,2 атм.

91. Сосуд емкостью 5 л содержит 7 г азота при 273 К. Определить давление газа. При какой температуре оно станет равным 1 атм?

92. В сосуде емкостью 15 л находится 21 г азота при 400 К. Определить давление газа.

93. Сколько весит 1 л газа при нормальных условиях, если плотность его по воздуху 1,52?

94. В сосуде емкостью 15 л находится 21 г азота при 273 К. Определить давление газа.

95. Литр некоторого газа весит при нормальных условиях 2,86 г. Определить молярную массу газа и его плотность по воздуху.

96. 2,8 л газа весят при нормальных условиях 2 г. Определить молярную массу газа и его плотность по воздуху.

97. Определить массу 190 мл паров бензола при температуре 97 °С и давлении 740 мм рт. ст.

98. Какой объем занимают 4,2 г азота при температуре 16 °С и давлении 771 мм рт. ст.?

99. Вычислить молярную массу неизвестного газа и его плотность по воздуху, зная, что масса 0,5 л этого газа при нормальных условиях 0,5804 г.

100. Определить молярную массу эфира, зная, что 312 мл его паров при температуре 47 °С и давлении 800 мм рт. ст. весят 0,925 г.

101. Найти массу 1 л воздуха при температуре 40 °С и давлении 939 мм рт. ст.

102. Определить молярную массу вещества, если масса 312 мл его паров при температуре 40 °С и давлении 939 мм рт. ст. равна 1,79 г.

103. 52,5 г азота занимают при температуре 7 °С объем 41 л. Определить давление газа.

104. Определить молярную массу газа, 0,96 г которого занимают объем 0,41 л при температуре 27 °С и давлении 1,2 атм.

105. Вычислить массу кислорода, заполнившего газометр емкостью 14,5 л при температуре 17 °С и давлении 16 атм.

106. В закрытом сосуде емкостью 3 л смешаны 0,5 л азота и 2,5 л водорода. Их начальное давление равно 103,5 и 93,7 кПа соот-

ветственно. Определить парциальные давления газов и общее давление смеси.

107. Смешали 2 л углекислого газа ($p_{\text{CO}_2} = 1 \text{ атм}$) и 5,6 л азота ($p_{\text{N}_2} = 96,9 \text{ кПа}$). Каковы парциальные давления газов в смеси и общее ее давление?

108. Вычислить объемные доли (в процентах) неона и аргона в смеси, если их парциальное давление соответственно 203,4 и 24,6 кПа.

109. Вычислить объемные доли (в процентах) оксидов углерода (II) и (IV), парциальное давление которых соответственно 0,24 и 0,17 кПа.

110. Общее давление смеси аргона и водорода составляет 108,6 кПа. Какова объемная доля аргона, если парциальное давление водорода 105,2 кПа?

111. В сосуде емкостью 6 л находится азот под давлением $3 \cdot 10^6 \text{ Па}$. После добавления кислорода давление смеси увеличилось до $3,4 \cdot 10^6 \text{ Па}$. Какова объемная доля кислорода в смеси?

112. В газгольдере над водой при температуре 25°C находится 5,2 л кислорода под давлением 102,4 кПа. Каков объем сухого кислорода, если давление насыщенного водяного пара при той же температуре 3,164 кПа?

113. В результате реакции 4,45 г металла с водородом образовалось 5,1 г гидроксида. Определить эквивалентную массу металла.

114. При взаимодействии 0,385 г металла с хлором образовалось 1,12 г хлорида этого металла. Вычислить эквивалентную массу данного металла.

115. Для реакции 0,44 г металла с бромом потребовалось 3,91 г брома. Определить эквивалентную массу металла.

116. Определить эквивалентную массу двухвалентного металла и назвать его, если для полного сгорания 3,2 г металла потребовалось 0,26 л кислорода, измеренных при нормальных условиях.

117. При пропускании сероводорода через раствор, содержащий 7,32 г хлорида двухвалентного металла, было получено 6,133 г его сульфида. Определить эквивалентную массу металла.

118. При разложении 4,932 г оксида металла получено 0,25 л кислорода, приведенного к нормальным условиям. Определить эквивалентную массу металла.

119. При взаимодействии пластинки металла массой 10,2 г с раствором сульфата меди (II) масса пластинки увеличилась на 1,41 г. Вычислить эквивалентную массу металла.

120. В оксиде свинца содержится 7,14 % (по массе) кислорода. Определить эквивалентную массу свинца.

121. Соединение металла с галогеном содержит 64,5 % (по массе) галогена, оксид того же металла содержит 15,4 % (по массе) кислорода. Определить эквивалентную массу галогена и назвать его.

122. На восстановление 6,33 г оксида металла израсходовано 0,636 л водорода, приведенного к нормальным условиям. Определить эквивалентную массу металла.

123. Вычислить эквивалентную массу металла, 2 г которого соединяются с 1,39 г серы или с 6,95 г брома.

124. Установлено, что 0,321 г алюминия и 1,168 г цинка вытесняют из кислоты одинаковое количество водорода. Найти эквивалентную массу цинка, если эквивалентная масса алюминия 8,99 г/экв.

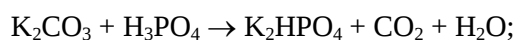
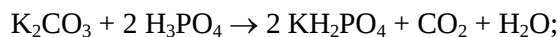
125. Сколько литров водорода, приведенного к нормальным условиям, потребуется для восстановления 112 г оксида металла, содержащего 71,43 % металла? Какова эквивалентная масса металла?

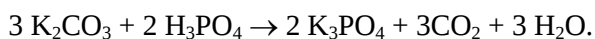
126. Вычислить молярную и эквивалентную массу двухвалентного металла, если 2,2 г его вытесняют из кислоты 0,81 л водорода при 22 °С и 102,9 кПа. Назвать металл.

127. Вычислить эквивалентную массу кислоты, если на нейтрализацию 0,234 г ее потребовалось 28,9 мл раствора гидроксида натрия концентрацией 0,1 моль/л.

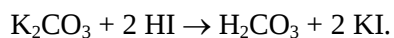
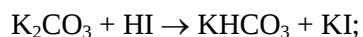
128. На нейтрализацию 2 г основания потребовалось 3,04 г соляной кислоты. Вычислить эквивалентную массу основания.

129. Вычислить эквивалент ортофосфорной кислоты в реакциях:





130. Вычислить эквивалент карбоната калия в реакциях



131. В технике оксид меди получают прокаливанием меди при недостатке воздуха. Определить эквивалентную массу меди, если при прокаливании 8 г меди получается 9 г оксида меди.

132. Минерал халькозин (медный блеск) содержит 20 % серы. Определить эквивалентную массу металла и формулу халькозина.

133. Одним из способов получения металлов является восстановление их оксидов водородом. Рассчитать эквивалентную массу металла, если известно, что на восстановление 3,4 г оксида металла потребовалось столько водорода, сколько его выделяется при реакции 6,54 г цинка с кислотой.

134. Вычислить эквивалентную массу металла, если из 4,93 г хлорида металла по реакции с нитратом серебра получилось 8,61 г хлорида серебра.

135. В азотной кислоте растворили 0,58 г меди. Полученную соль прокалили, получив 0,726 г оксида меди. Вычислить эквивалентную массу меди.

136. В кислоте растворили 1,02 г металла. При этом выделилось 0,94 л водорода, измеренного при нормальных условиях. Вычислить эквивалентную массу металла.

137. Одной из операций при получении стали бессемеровским методом является соединение основных оксидов металлов с оксидом кремния (IV) по уравнению $\text{MnO} + \text{SiO}_2 \rightarrow \text{MnSiO}_3$. При использовании 100 г шлака, содержащего 25 % оксида кремния (IV), эквивалентная масса которого 15 г/моль, образовалось 109,2 г силиката марганца. Рассчитать эквивалентную массу силиката марганца.

138. Для восстановления 15,9 г хлорида железа было израсходовано 2,8 л водорода, приведенного к нормальным условиям. Рассчитать эквивалентную массу хлорида железа.

139. При сгорании 5,0 г металла образуется 9,44 г оксида металла. Определить эквивалентную массу металла.

140. Установлено, что 1,0 г некоторого металла соединяется с 8,89 г брома или с 1,78 г серы. Найти эквивалентные массы брома и металла, зная, что эквивалентная масса серы равна 16,0 г/экв.

141. Из 0,493 г хлорида металла после обработки нитратом серебра образовалось 0,861 г хлорида серебра. Вычислить эквивалентную массу металла.

142. Металл образует два хлорида с содержанием хлора 37,45 и 54,51 %. Вычислить эквиваленты металла в каждом соединении, приняв эквивалентную массу хлора равной 35,5 г/экв.

143. При взаимодействии 0,8 г гидразина и 2,45 г серной кислоты образовалось 3,25 г соли. Вычислить эквивалентные массы гидразина и образовавшейся соли.

144. На нейтрализацию 2,45 г кислоты идет 2,0 г гидроксида натрия. Определить эквивалентную массу кислоты.

145. Металл образует два хлорида, содержащие соответственно 73,86 и 84,96 % металла. Вычислить эквивалентные массы металла в каждом соединении.

146. Эквивалентная масса металла 8,99 г/экв. Какой объем водорода при 3 °C и 106,6 кПа выделится при взаимодействии 0,449 г металла с соляной кислотой?

147. На нейтрализацию 1 г кислоты пошло 1,247 г КОН. Найти эквивалентную массу кислоты.

148. Из 2,5 г некоторого металла получили фосфат этого металла. Какова масса фосфата металла, если эквивалентная масса металла равна 4,5 г/моль?

149. Найти эквивалентную массу металла, если из 1,35 г его оксида получено 3,15 г нитрата.

150. При взаимодействии 6 г некоторого вещества с 2,768 г хлороводородной кислоты получили 4,43 г соли. Вычислить эквивалентные массы вещества и соли.

151. При 700 °C восстанавливают хлорид железа (степень окисления железа неизвестна) до металлического железа. Какова эквивалентная масса хлорида железа и какова его формула, если на восстановление 15,9 г этого хлорида израсходовали 2,8 л водорода, приведенного к нормальным условиям?

152. Металл образует два хлорида с содержанием хлора 37,45 и 54,51 %. Вычислить эквиваленты металла в каждом соединении, считая эквивалентную массу хлора равной 35,5.

153. На восстановление 8 г оксида металла до металла потребовалось 2,24 л водорода, приведенного к нормальным условиям. Найти эквивалентную массу металла.

154. Некоторое количество металла соединяется с 0,0312 г кислорода или с 0,3125 г одного из галогенов. Вычислить эквивалентную массу галогена и определить, что это за галоген.

155. Сколько металла вступило в реакцию с кислотой, если при этом выделилось 250 мл водорода, приведенного к нормальным условиям? Эквивалентная масса металла равна 9 г/экв.

156. Вычислить эквивалентную массу металла и его оксида, если 0,18 г металла соединяется с 84 мл кислорода, приведенного к нормальным условиям.

157. На нейтрализацию 2 г щелочи потребовалось 0,25 г кислоты, эквивалентная масса которой 100,5 г/моль. Определить эквивалентную массу щелочи.

158. Определить эквивалентные массы некоторого металла и никеля, если 0,075 г металла вытесняют из раствора никелевой соли 0,1835 г никеля, а из раствора кислоты – 70 мл водорода, приведенного к нормальным условиям.

159. Кусок металла, эквивалентная масса которого 29,335 г/моль, вытесняет из кислоты 105 мл водорода, приведенного к нормальным условиям. Определить эквивалентную массу металла.

160. Определить эквивалентную массу щелочи, зная, что 0,2 г ее взаимодействуют с 0,271 г хлорного железа, эквивалентная масса которого 54,08 г/экв.

161. При восстановлении 1,252 г оксида металла получено 1 г металла. Определить эквивалентные массы металла и его оксида.

162. При синтезе аммиака израсходовано 22,4 мл азота, приведенного к нормальным условиям. Сколько аммиака может быть при этом теоретически получено?

163. При сжигании 3 кг каменного угля получили $5,3 \text{ м}^3 \text{ CO}_2$, приведенного к нормальным условиям. Какова массовая доля углерода в данном образце каменного угля?

164. Какой объем воздуха, приведенного к нормальным условиям, потребуется для обжига пирита по реакции $4 \text{ FeS}_2 + 11 \text{ O}_2 \rightarrow 2 \text{ Fe}_2\text{O}_3 + 8 \text{ SO}_2$, чтобы получить 1000 м^3 оксида серы (IV). Объемное содержание кислорода в воздухе 21 %.

165. Вычислить, какой объем воздуха, приведенного к нормальным условиям, потребуется для обжига 2 т пирита, содержащего 92 % FeS_2 . Объемное содержание кислорода в воздухе 21 %.

166. Какая масса раствора серной кислоты концентрацией 70 % потребуется для получения ортофосфорной кислоты из 200 кг фосфорита, содержащего 70 % $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, по реакции $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{CaSO}_4$?

167. Для получения оксида магния из металлического магния потребовалось 5 л воздуха, измеренных при температуре 27°C и давлении 1,3 атм. В воздухе содержится 21 % кислорода. Сколько оксида магния можно при этом получить?

168. Основной минерал, содержащий олово, – касситерит (SnO_2). Металлическое олово из него получают восстановлением коксом. При этом выделяется оксид углерода (IV). Какой объем оксида углерода выделится при восстановлении 3,02 кг касситерита, если процесс вести при температуре 127°C и давлении 1,5 атм?

169. Какой объем печных газов (25°C , 760 мм рт. ст.), содержащих 10 % сернистого газа*, получается при обжиге 1 т серного колчедана, содержащего 45 % серы, если при этом 1,6 % серы не сгорает?

170. При прокаливании доломита $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$ образуется углекислый газ. Рассчитать объем углекислого газа, если процесс протекает при температуре 227°C и давлении 1,4 атм.

171. При действии воды на карбид кальция образовалось 50 л ацетилена, измеренных при температуре 17°C и давлении 1,5 атм. Какова масса полученного ацетилена?

* Оксид серы (IV)

172. При обжиге известняка образуются негашеная известь (CaO) и углекислый газ. Сколько известняка, содержащего 92 % карбоната кальция, потребуется для получения 112 л углекислого газа, измеренного при температуре 127 °С и давлении 11 атм.?

173. Для производства серной кислоты взяли 224 л сернистого газа, измеренного при температуре 37 °С и давлении 1,8 атм. Сколько серной кислоты при этом получится, если выход готового продукта составляет 80 % от теоретического?

174. При коррозии железа выделилось 0,422 л водорода, измеренного при 7 °С и давлении 741 мм рт. ст. Определить, какое количество железа прокорродировало, если первоначально образуется соединение железа (II).

175. Какой объем углекислого газа необходимо отвести из печи при обжиге 1 т кальцита CaCO_3 при 800 °С и давлении 800 мм рт. ст.?

176. Какой объем сернистого газа может быть получен при обжиге 1 т хвостов флотации сульфидных руд, содержащих 70 % пирита, если газ собирают в емкости под давлением 2 атм при температуре 30 °С? Обжиг пирита производится по реакции $4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{SO}_2$.

177. Сульфид натрия получают в промышленности по реакции $\text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{C} \rightarrow \text{Na}_2\text{S} + 2\text{CO}_2$. Какой объем углекислого газа следует отвести из печи при получении 1 т сульфида натрия с содержанием чистого вещества 68 % при 1200 °С и давлении 820 мм рт. ст.?

178. Горячий КОН реагирует с хлором по реакции $6\text{KOH} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 5\text{KCl} + \text{KClO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$. Сколько КОН потребуется для взаимодействия с 0,8 л хлора при 7 °С и 98,64 кПа?

179. При прокаливании пирита (FeS_2) массой 20 т был получен оксид серы (IV) объемом 7000 м³, приведенного к нормальным условиям. Определить чистоту пирита и объем воздуха, необходимый для обжига пирита?

180. Сколько граммов кальция вступило в реакцию с водой, если объем выделившегося водорода при 25 °С и 99,3 кПа равен 480 мл?

181. Порошок латуни (сплав меди с цинком) массой 10 г обработали избытком соляной кислоты и получили 1,3 л водорода, измеренного при 18 °С и 90000 Па. Каков процентный состав сплава?

182. В электрической печи из 20 кг технического оксида кальция было получено 16 кг карбида кальция по реакции: $\text{CaO} + 3 \text{C} = \text{CaC}_2 + \text{CO}$. Определить массовую долю примесей в оксиде кальция и теоретический объем CO при температуре 546 °С и давлении 101,3 кПа, а также массу необходимого для реакции углерода.

183. Для очистки типографского шрифта от вредных примесей цинка в его расплав добавляют хлорид аммония, который реагирует с находящимся в сплаве цинком по реакции $2 \text{NH}_4\text{Cl} + \text{Zn} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + 2 \text{NH}_3 + \text{H}_2 \uparrow$. Образующийся хлорид цинка всплывает на поверхность расплава в виде шлака. Хлорид аммония добавляют в расплав из расчета 2,5 кг на 1 кг цинка. Соответствует ли это количество NH_4Cl теоретическому?

184. Соляной кислотой обработали 100 г почвы. При этом получили 500 мл углекислого газа, измеренного при 25 °С и 1 атм. Определить процентное содержание карбонатов в почве.

185. Хлороводород, образовавшийся при действии серной кислоты на 19 г безводного хлорида магния, пропустили через раствор, содержащий 10 г гидроксида калия. Раствор выпарили. Какое вещество и в каком количестве при этом получилось?

186. При действии на 5,1 г плотного известняка избытком соляной кислоты выделилось 1,12 л CO_2 , приведенного к нормальным условиям. Сколько процентов карбоната кальция содержится в данном известняке?

187. Для получения оксида магния из металлического магния потребовалось 5 л воздуха, измеренных при температуре 27 °С и давлении 1,3 атм. В воздухе содержится 21 % кислорода. Сколько оксида магния можно при этом получить?

188. Навеску 9,13 г магнезита обработали избытком азотной кислоты. Выделившийся газ поглотили раствором гидроксида натрия. Масса раствора щелочи после поглощения ею газа увеличилась на 4,4 г. Определить процентное содержание карбоната магния в магнезите.

189. Составить уравнение реакции горения сероуглерода и вычислить измеренный при 100 °С и 780 мм рт. ст. объем газообразных продуктов, которые получаются сжиганием 25 г CS_2 .

190. Вычислить объем кислорода, полученный при разложении 15 г бертолетовой соли KClO_3 при 25 °С и 1 атм.

191. Чистый металлический порошок цинка массой 50 г внесли в раствор комплексной соли золота $\text{K}[\text{Au}(\text{CN})_2]$ при перемешивании раствора. Вес металлического осадка после опыта составил 69,7 г. Сколько граммов цинка перешло в раствор и каково содержание золота в осадке?

192. Какая масса известняка, содержащего 90 % карбоната кальция, потребуется для получения 7 т негашеной извести (CaO)?

193. Какое вещество и в каком количестве останется в избытке после смешения растворов, содержащих 15 г хлорида бария и 11 г сульфата натрия?

194. Смешали два раствора, содержащих 8,55 г нитрата свинца (II) и 3,75 г соляной кислоты. Какое вещество и в каком количестве останется в избытке?

195. Какое вещество и в каком количестве останется в избытке в результате реакции между 14 г оксида кальция и 32 г азотной кислоты?

196. Какое вещество и в каком количестве останется в избытке в результате реакции между 4 г оксида магния и 10 г серной кислоты?

197. Смешаны растворы, содержащие 17 г нитрата серебра и 15,9 г хлорида кальция. Какое вещество и в каком количестве останется в избытке?

4. РАСТВОРЫ

4.1. Концентрации растворов

Раствор – гомогенная (однородная) система, состоящая из двух или более компонентов, состав которой может непрерывно изменяться в определенных пределах. По агрегатному состоянию растворы могут быть газообразными, жидкими и твердыми.

В растворах выделяют растворитель и растворенное вещество. Растворителем называют компонент, который образует непрерывную среду. Остальные компоненты, которые распределены в среде растворителя в виде дискретных частиц, называются растворенными веществами. Состав раствора (концентрация) чаще всего выражается следующими способами.

- *Массовая доля или процентное содержание* – соотношение масс растворенного вещества m_b и раствора m_{p-p} , выраженное в долях или процентах:

$$\omega = m_b / m_{p-p}. \quad (4.1)$$

- *Концентрация, выраженная в граммах на литр*, показывает, какая масса растворенного вещества m_b , выраженная в граммах, содержится в единице объема раствора V_{p-p} :

$$C_{г/л} = m_b / V_{p-p} \quad (4.2)$$

- *Молярная концентрация, или молярность*, – число молей растворенного вещества n_b в 1 дм³ (1 л) раствора:

$$C_M = \frac{n_b}{V_{p-p}} = \frac{m_b}{M_b V_{p-p}}. \quad (4.3)$$

- *Моляльная концентрация, или моляльность*, – число молей растворенного вещества, приходящееся на 1 кг растворителя:

$$C_m = \frac{n_b}{m_{p-ль}} = \frac{m_b}{M_b m_{p-ль}}. \quad (4.4)$$

• *Мольная доля* или *мольные проценты* – число молей компонента (растворителя или растворенного вещества), содержащееся в одном моле раствора:

$$x_i = n_i / \sum n_i . \quad (4.5)$$

• *Нормальная концентрация*, или *нормальность*, – количество эквивалентов $n_{эв}$ растворенного вещества, содержащееся в 1 л раствора:

$$C_N = \frac{n_{эв}}{V_{p-p}} = \frac{m_B}{\Theta_B V_{p-p}} z = z C_M , \quad (4.6)$$

где z – количество обменных эквивалентов растворенного вещества, содержащееся в 1 моль вещества.

Для кислот z соответствует основности кислоты, т.е. числу атомов водорода в составе кислоты, обмениваемых в данной реакции на металл или нейтрализуемых основанием.

Для оснований z соответствует кислотности основания, т.е. числу гидроксильных групп в составе основания, обмениваемых на кислотный остаток или нейтрализуемых кислотой.

Для солей z рассчитывают как произведение числа атомов и степени окисления металла в составе соли.

Для окислителей и восстановителей в окислительно-восстановительных реакциях z – изменение их степени окисления в ходе реакции.

Пример 1. Раствор серной кислоты в воде с концентрацией 16 % (по массе) имеет плотность $d = 1,109 \text{ г/см}^3$. Выразить концентрацию этого раствора всеми возможными способами.

Решение. 1. Выделим мысленно 1 кг раствора и установим его объем:

$$V_{p-p} = \frac{m_{p-p}}{d_{p-p}} = \frac{1000}{1,109} = 902 \text{ мл} = 0,902 \text{ л} .$$

2. Определим массу растворенного вещества (H_2SO_4) по формуле (4.1):

$$m_{(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{\omega}{100} \cdot m_{p-p} = \frac{16}{100} \cdot 1000 = 160 \text{ г} .$$

3. По формуле (4.2) рассчитаем концентрацию раствора серной кислоты

$$C_{г/л} = \frac{m_{(H_2SO_4)}}{V_{р-р}} = \frac{160}{0,902} = 177,4 \text{ г/л.}$$

4. Найдем число молей серной кислоты:

$$n_{(H_2SO_4)} = \frac{m_{(H_2SO_4)}}{M_{(H_2SO_4)}} = \frac{160}{98} = 1,63 \text{ моль.}$$

5. По формуле (4.3) вычислим молярную концентрацию раствора серной кислоты:

$$C_{M(H_2SO_4)} = \frac{n_{(H_2SO_4)}}{V_{р-р}} = \frac{1,63}{0,902} = 1,81 \text{ моль/л.}$$

6. Найдем массу растворителя (H_2O):

$$m_{(H_2O)} = m_{р-р} - m_{(H_2SO_4)} = 1000 - 160 = 840 \text{ г} = 0,84 \text{ кг.}$$

7. По формуле (4.4) вычислим моляльную концентрацию раствора серной кислоты:

$$m_{(H_2SO_4)} = \frac{n_{(H_2SO_4)}}{m_{(H_2O)}} = \frac{1,63}{0,84} = 1,94 \text{ моль/кг.}$$

8. Найдем число молей воды:

$$n_{(H_2O)} = \frac{m_{(H_2O)}}{M_{(H_2O)}} = \frac{840}{18} = 46,67 \text{ моль.}$$

9. По формуле (4.5) вычислим мольную долю серной кислоты:

$$x_{(H_2SO_4)} = \frac{n_{(H_2SO_4)}}{n_{(H_2SO_4)} + n_{(H_2O)}} = \frac{1,63}{1,63 + 46,67} = 0,03.$$

10. По формуле (4.6) определим нормальную концентрацию раствора серной кислоты (для серной кислоты количество обменных эквивалентов в 1 моль вещества $z = 2$):

$$C_{N(H_2SO_4)} = zC_{M(H_2SO_4)} = 2 \cdot 1,81 = 3,62 \text{ экв/л.}$$

Пример 2. Какой объем раствора серной кислоты концентрацией 10 % ($d = 1,066 \text{ г/см}^3$) требуется для приготовления 200 мл 1 н. раствора?

Решение. 1. Найдем массу серной кислоты, содержащейся в 200 мл 1 н. раствора. Для этого вычислим молярную концентрацию раствора по формуле (4.3): $C_M = C_N / z = 0,5 \text{ моль/л}$, а также количество вещества серной кислоты $n_{(\text{H}_2\text{SO}_4)} = C_{M(\text{H}_2\text{SO}_4)} V_{\text{р-р}(\text{H}_2\text{SO}_4)} = 0,5 \cdot 0,2 = 0,1 \text{ моль}$ и ее массу $m_{(\text{H}_2\text{SO}_4)} = n_{(\text{H}_2\text{SO}_4)} M_{(\text{H}_2\text{SO}_4)} = 0,1 \cdot 98 = 9,8 \text{ г}$.

2. Подставим найденную массу серной кислоты в уравнение (4.1) и вычислим объем 10-процентного раствора:

$$V_{\text{р-р}} = \frac{m_{\text{р-р}}}{d_{\text{р-р}}} = \frac{m_{(\text{H}_2\text{SO}_4)} \cdot 100}{\omega_{(\text{H}_2\text{SO}_4)} \cdot d_{\text{р-р}}} = \frac{9,8 \cdot 100}{10 \cdot 1,066} = 91,9 \text{ см}^3.$$

Пример 3. Какой объем воды следует добавить к 500 мл раствора, содержащего 40 г сульфата никеля, чтобы понизить его концентрацию до 0,05 моль/л?

Решение. По уравнению (4.3) вычислим объем 0,05 М раствора:

$$V_2 = \frac{n_{(\text{NiSO}_4)}}{C_{M(\text{NiSO}_4)}} = \frac{m_{(\text{NiSO}_4)}}{M_{(\text{NiSO}_4)} C_{M(\text{NiSO}_4)}} = \frac{40}{156,7 \cdot 0,05} = 5,1 \text{ л}$$

и объем воды:

$$V_{(\text{H}_2\text{O})} = V_2 - V_1 = 5,1 - 0,5 = 4,6 \text{ л}.$$

Пример 4. Найти молярную концентрацию раствора карбоната натрия, полученную при смешивании 600 мл 2,15-процентного раствора ($d = 1,02 \text{ г/см}^3$) и 200 мл 8,82-процентного раствора ($d = 1,09 \text{ г/см}^3$).

Решение. Количество вещества карбоната натрия в каждом из смешиваемых растворов соответственно

$$n_{1(\text{Na}_2\text{CO}_3)} = \frac{m_{1(\text{Na}_2\text{CO}_3)}}{M_{(\text{Na}_2\text{CO}_3)}} = \frac{\omega_1 m_{\text{р-р}1}}{100 M_{(\text{Na}_2\text{CO}_3)}} = \frac{\omega_1 d_1 V_{\text{р-р}1}}{100 M_{(\text{Na}_2\text{CO}_3)}} =$$

$$\frac{2,15 \cdot 1,02 \cdot 600}{100 \cdot 160} = 0,082 \text{ моль};$$

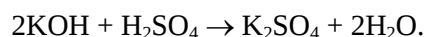
$$\begin{aligned} n_{2(\text{Na}_2\text{CO}_3)} &= \frac{m_{2(\text{Na}_2\text{CO}_3)}}{M_{(\text{Na}_2\text{CO}_3)}} = \frac{\omega_2 m_{\text{р-р}2}}{100 M_{(\text{Na}_2\text{CO}_3)}} = \frac{\omega_2 d_2 V_{\text{р-р}2}}{100 M_{(\text{Na}_2\text{CO}_3)}} = \\ &= \frac{8,82 \cdot 1,09 \cdot 200}{100 \cdot 160} = 0,12 \text{ моль}. \end{aligned}$$

Молярная концентрация полученного раствора

$$C_{M(\text{Na}_2\text{CO}_3)} = \frac{n_{1(\text{Na}_2\text{CO}_3)} + n_{2(\text{Na}_2\text{CO}_3)}}{V_1 + V_2} = \frac{(0,082 + 0,12)}{(0,6 + 0,2)} = 0,25 \text{ моль/л}.$$

Пример 5. Какой объем раствора серной кислоты концентрацией 0,42 моль/л потребуется для нейтрализации 20 мл раствора гидроксида калия концентрацией 6 % ($d = 1,053 \text{ г/см}^3$)?

Решение 1. Составим уравнение реакции:



2. С учетом уравнения (4.1) найдем количество вещества KOH

$$n_{(\text{KOH})} = \frac{m_{(\text{KOH})}}{M_{(\text{KOH})}} = \frac{\omega m_{\text{р-р}}}{100 M_{(\text{KOH})}} = \frac{\omega d V_{\text{р-р}}}{100 M_{(\text{KOH})}} = \frac{6 \cdot 1,053 \cdot 20}{100 \cdot 56} = 0,02 \text{ моль}.$$

3. По уравнению реакции на 2 моль KOH приходится 1 моль H_2SO_4 , следовательно, для реакции с 0,02 моль гидроксида калия требуется 0,01 моль серной кислоты.

4. По уравнению (4.3) найдем объем раствора серной кислоты:

$$V_{\text{р-р}} = \frac{n_{(\text{H}_2\text{SO}_4)}}{C_{M(\text{H}_2\text{SO}_4)}} = \frac{0,01}{0,42} = 0,0238 \text{ л} = 23,8 \text{ мл}.$$

Задание I. Выразить концентрацию заданного в табл.4.1 раствора всеми возможными способами.

Таблица 4.1

Задача	Вещество	Концентрация раствора	Плотность раствора, г/см ³
1	H ₂ SO ₄	15 %	1,1
2	H ₃ PO ₄	2,79 моль/л	1,115
3	BaCl ₂	1,69 моль/л	1,28
4	FeSO ₄	0,3 экв/л	1,02
5	AlCl ₃	0,55 %	1,007
6	CaCl ₂	22 %	1,203
7	Na ₂ CO ₃	0,39 моль/л	1,019
8	HCl	0,4 мол. %	1,002
9	KOH	3 мол. %	1,073
10	NaOH	13 %	1,142
11	Al ₂ (SO ₄) ₃	0,15 экв/л	1,009
12	KMnO ₄	0,25 экв/л	1,027
13	K ₂ Cr ₂ O ₇	0,18 моль/кг	1,033
14	CrCl ₃	0,6 экв/л	1,022
15	CdCl ₂	0,5 моль/л	1,08
16	MnCl ₂	10 %	1,086
17	Hg(NO ₃) ₂	0,25 моль/л	1,174
18	ZnSO ₄	1,374 экв/л	1,107
19	KOH	34 %	1,336
20	MgSO ₄	20 %	1,219
21	H ₂ SO ₄	1,56 моль/л	1,095
22	H ₃ PO ₄	7,3 мол. %	1,181
23	NaBr	5,8 мол. %	1,21
24	NaCl	7,1 мол. %	1,147
25	HCl	17,4 мол. %	1,149
26	H ₂ SO ₄	3,4 мол. %	1,109
27	KOH	6,3 мол. %	1,147
28	H ₂ SO ₄	5,9 мол. %	1,18
29	KOH	8,107 экв/л	1,336
30	Pb(NO ₃) ₂	30 %	1,328
31	H ₃ PO ₄	30 %	1,181
32	NaBr	26 %	1,21
33	NaCl	15 %	1,109
34	KOH	560 г/л	1,411
35	H ₃ PO ₄	855 г/л	1,426

Задача	Вещество	Концентрация раствора	Плотность раствора, г/см ³
36	H ₃ PO ₄	3 мол. %	1,08
37	HNO ₃	10,4 экв/л	1,31
38	H ₂ SO ₄	40 %	1,303
39	ZnSO ₄	87 г/л	1,084
40	H ₂ SO ₄	30 %	1,218
41	KOH	0,12 моль/кг	1,0
42	HNO ₃	10,4 н.	1,31
43	NH ₄ OH	9 %	0,961
44	NaCl	4,5%	1,03
45	CuSO ₄	1,037 моль/кг	1,206
46	FeCl ₃	1,9 моль/л	1,234
47	NH ₄ OH	10 %	0,957
48	H ₂ SO ₄	20 %	1,139
49	H ₃ PO ₄	24 %	1,14
50	BaCl ₂	10 %	1,092

Задание II. Решить задачи.

51. Какой объем 88-процентного раствора серной кислоты плотностью 1,8 г/см³ надо взять, чтобы приготовить 2 л этой же кислоты концентрацией 2,36 моль/л?

52. Какое количество миллилитров 12 н. раствора едкого кали (KOH) надо взять, чтобы приготовить 500 мл 15-процентного раствора едкого кали плотностью 1,14 г/см³?

53. Какое количество воды надо добавить к 200 мл 52-процентного раствора едкого натра плотностью 1,35 г/см³, чтобы получить раствор с концентрацией 2,78 моль/л?

54. Раствор серной кислоты концентрацией 3 моль/л имеет плотность 1,18 г/см³. Какое количество воды надо добавить к 118 г этого раствора, чтобы получить раствор с концентрацией 12 %?

55. Сколько воды надо добавить к 125 мл 26-процентного раствора соляной кислоты плотностью 1,13 г/см³, чтобы получить раствор с концентрацией 14,5 %?

56. Какое количество воды надо добавить к 150 г раствора хлорида бария в воде (концентрация 2 экв/л, плотность 1,2 г/см³), чтобы получить раствор с концентрацией 8 %?

57. Какое количество миллилитров раствора фосфорной кислоты, мольная доля которого 0,01 (плотность раствора $1,025 \text{ г/см}^3$), надо взять, чтобы получить 200 г раствора с концентрацией 2,6 %?

58. Сколько миллилитров 2,25 М раствора хлорида калия надо взять, чтобы приготовить 1,5 л 6-процентного раствора плотностью $1,04 \text{ г/см}^3$?

59. Какой объем раствора соляной кислоты (концентрация 38 %, плотность $1,189 \text{ г/см}^3$) потребуется для приготовления 250 мл 0,08 н. раствора?

60. Сколько миллилитров раствора серной кислоты (концентрация 96 %, плотность $1,84 \text{ г/см}^3$) потребуется для приготовления 2 л 0,25 н. раствора?

61. Сколько граммов едкого кали надо взять для приготовления 2 л раствора концентрацией 10 % и плотностью $1,09 \text{ г/см}^3$?

62. Какой объем раствора серной кислоты (концентрация 98 %, плотность $1,837 \text{ г/см}^3$) надо взять для приготовления 500 мл 0,1 н. раствора?

63. Какой объем 3 н. раствора фосфорной кислоты надо взять для приготовления 1 л 0,5 М раствора?

64. Как приготовить 500 мл 0,5 н. раствора соды из 2 н. ее раствора?

65. Сколько миллилитров воды надо прибавить к 300 мл раствора едкого кали, (концентрация 25 %, плотность $1,236 \text{ г/см}^3$), чтобы получить 8-процентный раствор?

66. Какой объем азотной кислоты (концентрация 56 %, плотность $1,345 \text{ г/см}^3$) потребуется для приготовления 1 л 0,1 М раствора?

67. Сколько миллилитров воды надо прибавить к 100 мл раствора серной кислоты (концентрация 48 %, плотность $1,376 \text{ г/см}^3$), чтобы получить 0,5 н. раствор?

68. До какого объема надо разбавить 200 мл 1 н. раствора хлорида натрия, чтобы получить раствор концентрацией 4,5 % и плотностью $1,029 \text{ г/см}^3$?

69. Сколько граммов сульфата натрия надо прибавить к 1 л раствора (концентрация 10 %, плотность $1,09 \text{ г/см}^3$), чтобы получить 15-процентный раствор?

70. Сколько воды надо прибавить к 200 мл раствора азотной кислоты (концентрация 32 %, плотность 1,193 г/см³), чтобы получить 10-процентный раствор?

71. Сколько раствора соляной кислоты (концентрация 36 %, плотность 1,179 г/см³) потребуется для приготовления 1 л 0,5 н. раствора?

72. Сколько воды надо добавить к 50 мл 2 н. раствора, чтобы получить 0,25 н. раствор?

73. Сколько граммов хлорида аммония надо добавить к 5 л 2,1 М раствора плотностью 1,054 г/см³, чтобы получить 20-процентный раствор?

74. Сколько граммов едкого натра надо взять для приготовления 2 л раствора концентрацией 10 % и плотностью 1,080 г/см³?

75. Как приготовить 1 л 1 н. раствора КОН из 49-процентного раствора той же щелочи плотностью 1,5 г/см³?

76. Имеется раствор серной кислоты (концентрация 80 %, плотность 1,732 г/см³). Как из него приготовить 2 л 6 М раствора H₂SO₄?

77. Сколько серной кислоты (концентрация 60 %, плотность 1,503 г/см³) надо взять для приготовления 10 л 0,1 н. ее раствора?

78. Сколько воды надо испарить, чтобы из 10 л 0,25 М раствора ортофосфорной кислоты получить 6 М раствор?

79. В лаборатории имеется 20 кг 12-процентного раствора поташа K₂CO₃. Сколько килограммов технического поташа, содержащего 8 % посторонних примесей, надо взять для повышения концентрации имеющегося раствора до 20 %?

80. Какой объем раствора карбоната натрия (концентрация 10 %, плотность 1,105 г/см³) требуется для приготовления 5 л 2-процентного раствора плотностью 1,02 г/см³?

81. Сколько граммов хлористого аммония потребуется для приготовления 600 мл 0,5 М раствора?

82. Какую массу нитрата свинца (II) надо взять для приготовления 300 мл 0,2 н. раствора?

83. Сколько граммов медного купороса (пентагидрата сульфата меди (II)) надо взять для приготовления 1 л 2 н. раствора?

84. Какой процентной концентрации получится соляная кислота, если к 100 мл раствора HCl (концентрация 36 %, плотность $1,179 \text{ г/см}^3$) прибавить 200 мл воды?

85. Сколько граммов азотной кислоты содержится в 1 л 36-процентного раствора плотностью $1,221 \text{ г/см}^3$?

86. Какой процентной концентрации получится раствор, если к 500 мл 30-процентного раствора KOH плотностью $1,288 \text{ г/см}^3$ прибавить 500 мл воды?

87. Какой объем аммиака следует растворить в воде при 25°C и 120 кПа для получения 2 л 10-процентного раствора гидроксида аммония, плотностью $0,96 \text{ г/см}^3$?

88. Какая масса сульфата натрия потребуется для приготовления 5 л 8-процентного раствора плотностью $1,075 \text{ г/см}^3$?

89. Сколько воды надо прибавить к 50 мл 2 М раствора ортофосфорной кислоты, чтобы получить 0,25 н. раствор?

90. Какой объем воды потребуется для растворения 67,2 л хлороводорода, приведенного к нормальным условиям, для получения 9-процентного раствора плотностью $1,04 \text{ г/мл}$?

91. Сколько граммов десятиводного сульфата натрия нужно растворить в 800 мл воды для получения раствора с концентрацией по безводному сульфату натрия 10 %?

92. Какая масса хлорида калия потребуется для приготовления 200 мл раствора с концентрацией $1,455 \text{ моль/л}$?

93. Необходимо приготовить 100 г раствора хлорида бария с концентрацией 5 %. Какая масса дигидрата хлорида бария потребуется для этого?

94. Какой объем раствора серной кислоты (концентрация 30 %, плотность $1,12 \text{ г/см}^3$) потребуется для приготовления 2 л раствора концентрацией 0,4 н.?

95. Какой объем аммиака при температуре 25°C и давлении 1 атм следует растворить в 1 л воды для получения раствора гидроксида аммония концентрацией 20 %?

96. Рассчитать, какой объем воды следует взять для растворения 16 г CH_3OH для получения раствора метанола с мольной долей 0,02.

97. Раствор хлорида алюминия в воде имеет концентрацию 2 экв/л и плотность 1,08 г/см³. К 50 г этого раствора добавили 35 мл воды, и его плотность стала 1,035 г/см³. Найти массовую долю хлорида алюминия в новом растворе.

98. Сколько 5-процентного раствора можно приготовить из 1 т плавленного сульфида натрия, содержащего 30 % примесей?

99. Раствор хлорида алюминия в воде имеет концентрацию 2,18 экв/л и плотность 1,08 г/см³. К 50 г этого раствора добавили 35 мл воды и его плотность стала 1,044 г/см³. Найти концентрацию нового раствора в процентах.

100. К 200 мл 0,7 н. раствора серной кислоты прибавили 300 г воды. Рассчитать конечную концентрацию серной кислоты в граммах на литр.

101. Смешали 20 мл 0,5 н. раствора соляной кислоты и 10 мл 0,2 н. раствора гидроксида бария. Какое вещество и в каком количестве будет находиться в растворе в избытке?

102. Раствор хлорида бария содержит 2,3 г бария. Сколько миллилитров 0,5 н. раствора серной кислоты потребуется для осаждения всего бария в виде сульфата?

103. Сколько и какого вещества останется в избытке, если к 75 мл 0,3 н. раствора серной кислоты прибавить 125 мл 0,2 н. раствора калиевой щелочи?

104. Для осаждения в виде хлорида всего серебра, содержащегося в 100 мл раствора нитрата серебра, потребовалось 50 мл 0,2 н. раствора соляной кислоты. Какова нормальность раствора нитрата серебра, и какая масса хлорида серебра выпала в осадок?

105. На нейтрализацию 31 мл 0,16 н. раствора щелочи требуется 217 мл раствора серной кислоты. Чему равна нормальность раствора серной кислоты?

106. Какой объем 0,3 н. раствора кислоты требуется для нейтрализации раствора, содержащего 0,32 г гидроксида натрия в 40 мл?

107. На нейтрализацию 1 л раствора, содержащего 1,4 г гидроксида калия, требуется 50 мл раствора кислоты. Вычислить нормальность раствора кислоты.

108. Какая масса азотной кислоты содержалась в растворе, если на нейтрализацию его потребовалось 35 мл 0,4 н. раствора гидроксида натрия?

109. Сколько миллилитров 1 н. раствора едкого натра потребуется для полной нейтрализации 300 мл 0,1 М раствора серной кислоты?

110. Смешали 1 л раствора соляной кислоты (концентрация 20 %, плотность 1,098 г/см³) и 1 л раствора соляной кислоты (концентрация 12,5 %, плотность 1,06 г/см³). Какой молярной концентрации раствор получится после смешивания?

111. Сколько миллилитров 0,1 н. едкого натра (NaOH) потребуется для осаждения меди в виде гидроксида из 20 мл раствора сульфата меди, в 1 л которого содержится 10 г меди?

112. Сколько миллилитров соляной кислоты (концентрация 10 %, плотность 1,047 г/см³) потребуется для нейтрализации раствора, содержащего 8,5 г гидроксида бария?

113. Сколько миллилитров раствора соды, содержащего в 1 л 21,2 г соли, надо добавить к 30 мл 0,2 н. раствора хлорида кальция для полного осаждения кальция в виде карбоната?

114. Сколько граммов гидроксида железа выпадет в осадок, если к 500 мл 0,2 н. раствора хлорида железа (III) добавить избыток щелочи?

115. В каком объемном отношении надо смешать растворы гидроксида бария с концентрацией 95,5 г/л и 0,5 н. соляной кислоты для получения раствора с нейтральной средой?

116. На нейтрализацию 20 мл раствора едкого кали потребовалось 13 мл 0,2 н. раствора кислоты. Сколько граммов едкого кали содержится в 1 л раствора?

117. Сколько миллилитров раствора нитрата серебра, содержащего 5 г/л серебра, надо добавить к 10 мл 0,2 н. раствора хлорида натрия, чтобы полностью удалить из раствора ионы хлора?

118. Сколько миллилитров 2 н. серной кислоты потребуется для превращения 1,56 г гидроксида алюминия в сульфат алюминия?

119. Сколько граммов карбоната кальция можно растворить в 100 мл соляной кислоты (концентрация 20 %, плотность 1,1 г/см³)? Вычислить объем, который займет выделившийся газ при нормальных условиях.

120. К 5 г цинка прибавили 100 мл 10,2-процентной соляной кислоты (плотность раствора $1,05 \text{ г/см}^3$). Какое вещество и в каком количестве осталось в избытке? Вычислить объем водорода, выделившегося при 20°C и 750 мм рт. ст.

121. На нейтрализацию 20 мл раствора гидроксида калия (концентрация 5,66 %, плотность $1,053 \text{ г/см}^3$) пошло 12,1 мл раствора серной кислоты плотностью $1,052 \text{ г/см}^3$. Определить процентную концентрацию раствора серной кислоты.

122. Какое количество миллилитров 0,5 н. раствора сульфата натрия надо долить к 100 мл раствора хлорида бария (концентрация 16 %, плотность $1,156 \text{ г/см}^3$), чтобы полностью осадить сульфат-ион?

123. На нейтрализацию 50 мл раствора фосфорной кислоты плотностью $1,01 \text{ г/см}^3$ израсходовано 31,2 г 1 н. раствора гидроксида натрия плотностью $1,04 \text{ г/см}^3$. Определить процентную концентрацию фосфорной кислоты.

124. 10 г сплава меди с цинком обработали соляной кислотой. При этом выделилось 570 мл водорода, измеренных при температуре 27°C и давлении 10^5 Па . Определить состав сплава и выразить его в массовых и мольных долях.

125. При растворении 15 г сплава серебра с алюминием раствором едкого натра выделилось 13 мл водорода, измеренного при температуре 57°C и давлении $15 \cdot 10^5 \text{ Па}$. Определить состав сплава и выразить его в массовых и мольных долях.

126. При растворении в азотной кислоте 5 г сплава меди и золота выделилось 0,99 мл оксида азота (II), измеренных при температуре 37°C и давлении $1,2 \cdot 10^5 \text{ Па}$. Определить состав сплава и выразить его в массовых и мольных долях.

127. Для нейтрализации 20 мл 0,1 н. раствора кислоты потребовалось 8 мл раствора гидроксида натрия. Сколько граммов NaOH содержит 1 л этого раствора?

128. Какой объем 0,2 н. раствора кислоты требуется для нейтрализации раствора, содержащего 0,51 г гидроксида калия в 30 мл?

129. Сколько и какого вещества останется в избытке, если к 150 мл 0,4 н. раствора соляной кислоты прибавить 250 мл 0,2 н. раствора гидроксида натрия?

130. Смешали 100 мл 1,5 н. раствора и 100 мл 0,5 н. раствора серной кислоты. Рассчитать молярность полученного раствора.

131. К 100 мл раствора едкого натра (концентрация 10 %, плотность 1,109 г/см³) прибавили 200 мл раствора NaOH (концентрация 20 %, плотность 1,219 г/см³). Рассчитать нормальность полученного раствора.

132. К 500 мл раствора хлорида натрия (концентрация 6 %, плотность 1,04 г/см³) прибавили 1 л раствора хлорида калия концентрацией 8 % и плотностью 1,05 г/см³. Рассчитать молярную концентрацию хлорид-иона в растворе после смешения.

133. Смешали два раствора нитрата натрия концентрацией 0,8 и 0,2 моль/л в пропорции 2:1. Рассчитать молярную концентрацию полученного раствора.

134. Определить эквивалентную массу кислоты, если на нейтрализацию раствора, содержащего 0,63 г кислоты, израсходовано 20 мл 0,5 н. раствора щелочи.

135. Смешали 2 л раствора сульфата меди (II) концентрацией 2 % и плотностью 1,02 г/см³ и 1 л раствора хлорида меди (II) концентрацией 0,1 н. Рассчитать молярную концентрацию меди в полученном растворе.

136. К 50 мл раствора NaCl концентрацией 10 г/л прибавили 100 мл раствора NaCl концентрацией 2 г/л. Рассчитать молярную концентрацию полученного раствора.

137. К 100 л раствора соли железа с содержанием по железу 5 г/л прибавили 50 л раствора нитрата железа (III) концентрацией 0,3 моль/л. Рассчитать молярную концентрацию железа в полученном растворе.

138. На нейтрализацию раствора, содержащего 4,05 г кислоты, израсходовано 40 мл раствора едкого натра (NaOH) концентрацией 10 % и плотностью 1,109 г/см³. Определить эквивалентную массу кислоты.

139. К 50 л раствора фосфорной кислоты концентрацией 8 % и плотностью 1,042 г/см³ прибавили 2 л фосфата натрия концентрацией 5 г/л. Рассчитать молярную концентрацию фосфат-иона в полученном растворе.

140. Смешали 54 мл раствора NaOH концентрацией 0,5 % и плотностью 1 г/см^3 и 10 мл 2-процентного раствора NaOH плотностью $1,02 \text{ г/см}^3$. Рассчитать концентрацию полученного раствора (в процентах).

141. Смешали 120 л раствора с содержанием никеля 0,8 моль/л, 500 л раствора с содержанием никеля 1 г/л и 50 л раствора (концентрация NiSO_4 14 %, плотность $1,158 \text{ г/см}^3$). Рассчитать молярную концентрацию никеля в полученном растворе.

142. На нейтрализацию 10 мл раствора серной кислоты концентрацией 22 % и плотностью $1,155 \text{ г/см}^3$ потребовалось 50 мл раствора щелочи концентрацией 41,6 г/л. Определить эквивалентную массу щелочи.

143. Смешали 4 мл серной кислоты (концентрация 40 %, плотность $1,303 \text{ г/см}^3$) и 200 мл серной кислоты концентрацией 0,001 моль/л. Рассчитать нормальную концентрацию полученного раствора.

144. Смешали 8 л раствора соляной кислоты концентрацией 4 моль/л и 11 л раствора той же кислоты концентрацией 2 г/л. Рассчитать концентрацию полученного раствора в граммах на литр.

145. Сколько известняка с содержанием карбоната кальция 70 % потребуется для полной нейтрализации 10 л серной кислоты концентрацией 5 г/л?

146. Смешали 7 л раствора магния концентрацией 0,1 моль/л и 5 л раствора соли кальция концентрацией по кальцию 4 г/л. Рассчитать общее содержание металлов в растворе (в молях на литр).

147. К раствору, содержащему 5 г сульфата цинка, объемом 2 л добавили 3 л раствора сульфата меди (II) концентрацией 0,3 моль/л. Рассчитать молярную концентрацию сульфат-иона в полученном растворе.

148. Смешали растворы нитрата аммония концентрацией 0,3 моль/кг и 0,08 моль/л в соотношении 1:3. Рассчитать молярную концентрацию полученного раствора. Плотность всех растворов принять равной 1 г/см^3 .

149. К раствору объемом 30 мл, содержащему 10 г серной кислоты в 100 мл раствора, прибавили 40 мл раствора NaOH, содер-

жащего 9 г гидроксида натрия в 100 мл раствора. Найти молярную концентрацию вещества, которое останется в избытке.

150. Смешали раствор нитрата серебра (концентрация 1 %, плотность 1,01 г/см³) и раствор соляной кислоты (концентрация 5 %, плотность 1,02 г/см³) в соотношении 3:4. Рассчитать молярную концентрацию нитрат-иона в полученном растворе.

151. Какой объем раствора серной кислоты (концентрация 10 %, плотность 1,07 г/см³) потребуется для полной нейтрализации 0,5 л раствора NaOH концентрацией 16 г/л?

152. Смешали 10 мл раствора HCl (концентрация 10 %, плотность 1,047 г/см³) и 10 мл раствора HCl (концентрация 6 %, плотность 1,028 г/см³). Рассчитать массовую долю и молярную концентрацию соляной кислоты в полученном растворе.

153. Из раствора нитрата серебра (концентрация 2 %, плотность 1,015 г/см³) по реакции с хлоридом натрия образуется 14,35 г хлорида серебра. Вычислить исходный объем раствора нитрата серебра.

154. Смешали 1 л 1 М раствора CuSO₄ и 2 л 0,5 М раствора CuSO₄. Рассчитать содержание меди в полученном растворе в граммах на литр.

155. Сколько миллилитров 0,5 н. раствора сульфата натрия нужно добавить к 100 мл раствора хлорида бария (концентрация 16 %, плотность 1,156 г/см³), чтобы полностью осадить сульфат-ионы?

156. Металл вытеснил из 100 мл соляной кислоты 348 мл водорода, измеренного при 20 °С и 99,5 кПа. Рассчитать нормальную концентрацию хлорида металла в полученном растворе.

4.2. Водородный и гидроксидный показатель

Для характеристики кислотно-основных свойств растворов используют водородный показатель pH, равный отрицательному значению десятичного логарифма концентрации ионов водорода. Аналогично рассчитывают гидроксильный показатель pOH, равный отрицательному значению десятичного логарифма концентрации ионов гидроксила:

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]; \quad \text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-]. \quad (4.13)$$

Концентрации ионов водорода и гидроксидов связаны между собой равновесием диссоциации воды:



Константу равновесия называют ионным произведением воды. При 298 К константа равновесия

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}.$$

Прологарифмировав это уравнение, получим

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14.$$

В чистой воде (нейтральная среда) $\text{pH} = \text{pOH} = 7$. В кислой среде $\text{pH} < 7$, в щелочной среде $\text{pH} > 7$.

Расчет pH в растворах сильных кислот и оснований. Для сильных кислот и щелочей, полностью диссоциированных на ионы,

$$[\text{H}^+] = zC_k \quad \text{и} \quad [\text{OH}^-] = zC_{\text{щ}},$$

где C_k и $C_{\text{щ}}$ – молярные концентрации кислоты и щелочи соответственно; z – основность кислоты или кислотность основания.

Разбавление раствора сильного электролита учитывают в кислой и щелочной среде соответственно по уравнениям

$$\text{pH}_2 = \text{pH}_1 + \lg n,$$

$$\text{pH}_2 = \text{pH}_1 - \lg n,$$

где индекс 1 относится к исходному раствору (до разбавления), индекс 2 – к конечному раствору (после разбавления).

В среде, близкой к нейтральной, необходимо принять во внимание диссоциацию воды, в результате которой образуются ионы H^+ и OH^- .

$$[\text{H}^+] = \frac{zC_k}{2n} + \sqrt{\frac{z^2 C_k^2}{4n^2} + 10^{-14}} \cong 10^{-7} + \frac{zC_k}{2n}; \quad (4.14)$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{zC_{\text{ш}}}{2n} + \sqrt{\frac{z^2 C_{\text{ш}}^2}{4n^2} + 10^{-14}} \cong 10^{-7} + \frac{zC_{\text{ш}}}{2n}.$$

При смешивании растворов сильных кислот и оснований возможны два варианта:

- если смешивают два кислых или два щелочных раствора, т.е. $\text{pH}_1 < 7$ и $\text{pH}_2 < 7$ или $\text{pH}_1 > 7$ и $\text{pH}_2 > 7$, то

$$[\text{H}^+]_3 = \frac{n_{(\text{H}^+)_1} + n_{(\text{H}^+)_2}}{V_1 + V_2} = \frac{[\text{H}^+]_1 V_1 + [\text{H}^+]_2 V_2}{V_1 + V_2}; \quad (4.15)$$

$$[\text{OH}^-]_3 = \frac{n_{(\text{OH}^-)_1} + n_{(\text{OH}^-)_2}}{V_1 + V_2} = \frac{[\text{OH}^-]_1 V_1 + [\text{OH}^-]_2 V_2}{V_1 + V_2}.$$

- если смешивают кислый и щелочной растворы, т.е. $\text{pH}_1 < 7$ и $\text{pH}_2 > 7$, то конечную концентрацию раствора рассчитывают по веществу, взятому в избытке. При избытке кислоты

$$[\text{H}^+]_3 = \frac{[\text{H}^+]_1 V_1 - [\text{OH}^-]_2 V_2}{V_1 + V_2},$$

при избытке щелочи

$$[\text{OH}^-]_3 = \frac{[\text{OH}^-]_2 V_2 - [\text{H}^+]_1 V_1}{V_1 + V_2}.$$

Расчет pH в растворах слабых кислот и оснований. Диссоциация многих электролитов протекает не полностью. Отношение числа диссоциированных молей к общему числу молей электролита в растворе называют степенью диссоциации. Для его количественного описания используют константу равновесия, называемую константой диссоциации. Для одноосновной кислоты, диссоциирующей по уравнению, $\text{HAn} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{An}^-$, где An^- – кислотный остаток, константа диссоциации

$$K_d = \frac{[\text{H}^+][\text{An}^-]}{[\text{HAn}]}. \quad (4.16)$$

Так как $[An^-] = [H^+]$ и $[HAn] = C$, то

$$K_d = [H^+]^2 / C ; \quad (4.17)$$

$$[H^+] = \sqrt{K_d C} ,$$

где C – концентрация слабой кислоты, моль/л.

Для растворов слабых оснований

$$[OH^-] = \sqrt{K_d C} , \quad (4.18)$$

где C – концентрация слабого основания, моль/л.

По значению константы диссоциации можно рассчитать степень диссоциации слабого электролита:

$$\alpha = \sqrt{K_d / C} .$$

Многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато, например: $H_2S \rightleftharpoons HS^- + H^+$ (1-я ступень); $HS^- \rightleftharpoons S^{2-} + H^+$ (2-я ступень).

При расчетах pH обычно учитывают только первую ступень диссоциации, пренебрегая второй и третьей ступенями. Таким образом, уравнения (4.16) и (4.18) справедливы и для многоосновных кислот при использовании первой константы диссоциации K_{d1} .

Константы диссоциации некоторых слабых кислот и оснований даны в прил.1.

Пример 1. Вычислить pH раствора серной кислоты концентрацией 0,3 % ($d = 1,0$ г/см³).

Решение. 1. Перейдем к моляльной концентрации серной кислоты. Для этого выделим мысленно 100 г раствора, тогда масса серной кислоты составит 0,3 г, а масса воды – 99,7 г. По уравнению (4.4) вычислим моляльную концентрацию:

$$C_{m(H_2SO_4)} = \frac{0,3}{98 \cdot 0,0997} = 0,031 \text{ моль/кг}.$$

2. Согласно уравнению диссоциации $H_2SO_4 \rightarrow 2H^+ + SO_4^{2-}$, из 1 моль серной кислоты образуется 2 моль H^+ , следовательно, $[H^+] = 2C_{m(H_2SO_4)} = 2 \cdot 0,031 = 0,062$ моль/кг.

3. По уравнению (4.13) вычислим $pH = -\lg[H^+] = -\lg 0,062 = 1,21$.

Пример 2. Вычислить pH раствора гидроксида бария концентрацией 0,0068 экв/л.

Решение. 1. По уравнению диссоциации $Ba(OH)_2 \rightarrow Ba^{2+} + 2 OH^-$ из 1 моль гидроксида бария образуется 2 моль гидроксид-ионов:

$$[OH^-] = 2C_{M(Ba(OH)_2)} = C_{N(Ba(OH)_2)} = 0,0068 \text{ моль/кг.}$$

2. По уравнению (4.13) найдем $pOH = -\lg[OH^-] = -\lg 0,0068 = 2,17$ и вычислим $pH = 14 - pOH = 14 - 2,17 = 11,83$.

Пример 3. Определить pH, если раствор одноосновной кислоты с $pH = 5,5$ разбавлен в 100 раз.

Решение. По уравнению (4.14) найдем концентрацию ионов водорода в конечном растворе

$$[H^+]_2 = 10^{-7} + \frac{zC_K}{2n} = 10^{-7} + \frac{1 \cdot 10^{-5,5}}{2 \cdot 100} = 1,15 \cdot 10^{-7},$$

и вычислим

$$pH_2 = -\lg[H^+]_2 = -\lg 1,15 \cdot 10^{-7} = 6,9.$$

Пример 4. Определить значение pH при смешении 10 л раствора с $pH_1 = 2$ и 17 л раствора с $pH_2 = 4$.

Решение. По уравнению (4.15) найдем концентрацию ионов водорода в конечном растворе

$$[H^+]_3 = \frac{10^{-pH_1} V_1 + 10^{-pH_2} V_2}{V_1 + V_2} = \frac{10^{-2} \cdot 10 + 10^{-4} \cdot 12}{10 + 12} = 4,6 \cdot 10^{-3}$$

и вычислим $pH_3 = -\lg[H^+]_3 = -\lg(4,6 \cdot 10^{-3}) = 2,33$.

Пример 5. Смешали 250 мл раствора с $pH = 3$ и 300 мл раствора гидроксида калия концентрацией 0,001 моль/л. Определить pH полученной смеси.

Решение. Обозначим объемы смешиваемых растворов V_1 и V_2 соответственно. Найдем число молей OH^- :

$$n_{(KOH)} = C_{M(KOH)} V_2 = 0,001 \cdot 0,3 = 3 \cdot 10^{-4} \text{ моль.}$$

Согласно уравнению диссоциации $\text{KOH} \rightarrow \text{K}^+ + \text{OH}^-$, $n_{(\text{KOH})} = n_{(\text{OH}^-)} = 3 \cdot 10^{-4}$ моль.

Найдем число молей H^+ :

$$n_{(\text{H}^+)} = [\text{H}^+] V_1 = 10^{-\text{pH}} V_1 = 10^{-3} \cdot 0,25 = 2,5 \cdot 10^{-4} \text{ моль.}$$

Очевидно, что в избытке находятся гидроксил-ионы. Их остаточную концентрацию в полученном растворе найдем по уравнению

$$[\text{OH}^-]_3 = \frac{n_{(\text{OH}^-)} - n_{(\text{H}^+)}}{V_2 + V_1} = \frac{(3 - 2,5) \cdot 10^{-4}}{0,3 + 0,25} = 9,1 \cdot 10^{-5}.$$

Вычислим

$$\text{pH}_3 = 14 + \lg[\text{OH}^-]_3 = 14 + \lg(9,1 \cdot 10^{-5}) = 9,96.$$

Пример 6. Найти pH раствора борной кислоты с мольной долей 0,0025 ($d_{\text{р-р}} = 1,0 \text{ г/см}^3$).

Решение. 1. Выделим мысленно 1 кг раствора. Запишем

$$m_{\text{р-р}} = m_1 + m_2 = n_1 M_1 + n_2 M_2,$$

где индекс 1 относится к растворителю, т.е. к воде, а индекс 2 – к растворенному веществу, т.е. к H_3BO_3 . Так как $M_1 = 18 \text{ г/моль}$, $M_2 = 61,8 \text{ г/моль}$ и

$$x_2 = \frac{n_2}{n_2 + n_1} \Rightarrow n_1 = n_2 \frac{1 - x_2}{x_2} = n_2 \frac{1 - 0,0025}{0,0025} = 399 n_2,$$

то

$$m_{\text{р-р}} = 399 n_2 M_1 + n_2 M_2.$$

Вычислим

$$n_2 = \frac{m_{\text{р-р}}}{399 M_1 + M_2} = \frac{1000}{399 \cdot 18 + 61,8} = 0,138 \text{ моль.}$$

2. Так как плотность раствора 1 г/см^3 , то его объем соответствует 1 л, и молярная концентрация численно равна количеству вещества борной кислоты, т.е. $C_M(\text{H}_3\text{BO}_3) = 0,138 \text{ моль/л}$.

3. Диссоциация борной кислоты по первой ступени протекает по реакции $\text{H}_3\text{BO}_3 \rightarrow \text{H}^+ + \text{H}_2\text{BO}_3^-$, для которой константа диссоциации $K_{d1} = 7,1 \cdot 10^{-10}$. Второй и третьей степенями диссоциации борной кислоты пренебрегаем.

4. В соответствии с уравнениями (4.17) и (4.13) вычислим

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_{d1(\text{H}_3\text{BO}_3)} C_{M(\text{H}_3\text{BO}_3)}} = \sqrt{7,1 \cdot 10^{-10} \cdot 0,138} = 9,9 \cdot 10^{-6},$$

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg(9,9 \cdot 10^{-6}) = 5.$$

Пример 7. Сколько граммов бутиламина содержится в 1 л его раствора, имеющего $\text{pH} = 11,5$?

Решение. Гидрат бутиламина диссоциирует как основание по уравнению $\text{C}_4\text{H}_9\text{NH}_2 \cdot \text{H}_2\text{O} \Leftrightarrow \text{C}_4\text{H}_9\text{NH}_3^+ + \text{OH}^-$. Константа диссоциации $K_d = 4,57 \cdot 10^{-4}$, $\text{p}K_d = 3,340$, гидроксильный показатель $\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 2,5$.

По формуле (4.18) найдем молярную концентрацию бутиламина

$$\lg C_M = \text{p}K_d - 2\text{pOH} = 3,34 - 2 \cdot 2,5 = -1,66;$$

$$C_M = 10^{-1,66} = 0,022 \text{ моль/л.}$$

Масса бутиламина, содержащаяся в 1 л раствора, $C_{г/л} = C_M M$, где M – молярная масса бутиламина 73 г/моль. Тогда $C_{г/л} = 0,022 \cdot 73 = 1,6 \text{ г/л.}$

Задание I. Определить pH предложенного раствора сильного электролита (табл.4.2).

Таблица 4.2

Номер задачи	Электролит	Концентрация раствора	Плотность раствора, г/см ³
215	Ca(OH) ₂	0,07 %	1,00
216	Ba(OH) ₂	0,5 %	1,003
217	H ₂ SO ₄	0,01 мол. %	1,0
218	Sr(OH) ₂	5·10 ⁻⁴ н.	1,0
219	HCl	1,36 %	1,005
220	H ₂ SO ₄	1,73 %	1,012
221	KOH	0,577 %	1,003
222	H ₂ SO ₄	5·10 ⁻⁴ М	1,0
223	KOH	0,001 н.	1,0
224	HClO ₄	0,25 М	1,013
225	NaOH	2,5·10 ⁻³ М	1,0
226	HCl	1,0 %	1,003
227	HNO ₃	3 %	1,01
228	Ba(OH) ₂	5 %	1,04
229	HCl	0,3 %	1,0
230	KOH	5,8 г/л	1,004
231	H ₂ SO ₄	0,05 г/л	1,0
232	KOH	0,6 г/л	1,0
233	Ba(OH) ₂	0,1 М	1,02
234	H ₂ SO ₄	0,1 н.	1,0
235	H ₂ SO ₄	0,5 %	1,0
236	NaOH	0,5 %	1,0
237	HCl	0,01 н.	1,0
238	Ca(OH) ₂	0,02 н.	1,0
239	KOH	4 г/л	1,0
240	NaOH	5 г/л	1,0
241	H ₂ SO ₄	0,005 М	1,0
242	HCl	0,006 М	1,0
243	LiOH	0,8 г/л	1,0
244	NaOH	0,1 г/л	1,0
245	RbOH	1 %	1,0
246	CsOH	0,5 %	1,0
247	HCl	0,02 мол. %	1,0
248	H ₂ SO ₄	0,6 %	1,003
249	HNO ₃	0,7 мол. %	1,0
250	HClO ₄	0,08 мол. %	1,0
251	H ₂ SO ₄	0,3 %	1,001

Номер задачи	Электролит	Концентрация раствора	Плотность раствора, г/см ³
252	HNO ₃	0,05 г/л	1,0
253	HNO ₃	0,6 г/л	1,0
254	H ₂ SO ₄	0,03 н.	1,0
255	Ca(OH) ₂	0,03 %	1,00
256	Sr(OH) ₂	0,3 %	1,001
257	Ba(OH) ₂	0,05 г/л	1,0
258	HCl	0,2 %	1,0
259	H ₂ SO ₄	0,0012 М	1,0
260	HNO ₃	0,06 г/л	1,0
261	Ba(OH) ₂	0,1 г/л	1,0
262	Sr(OH) ₂	0,02 н.	1,0
263	Ca(OH) ₂	0,09 г/л	1,0
264	CsOH	0,5 %	1,002

Задание II. Определить pH следующих растворов.

265. Раствор гидроксида бария концентрацией 0,1 моль/л, если к 1 л этого раствора добавили 7,1 г гидроксида натрия.

266. Раствор серной кислоты концентрацией 0,1 моль/л, если к 1 л этого раствора добавили 7,1 г гидроксида бария.

267. Раствор после выщелачивания боксита по следующим данным: масса руды 1 т; $\omega(\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) = 80\%$; $V(\text{NaOH}) = 3,1 \text{ м}^3$; $\omega(\text{NaOH}) = 15\%$.

268. 10-процентный раствор соляной кислоты ($d = 1,047 \text{ г/мл}$) при условии, что к 20 л этого раствора прибавили 5 м^3 воды, содержащей гидроксид кальция концентрацией 0,02 экв/л.

269. Раствор, содержащий 4 г КОН и 5 г NaOH в 1 л воды.

270. Раствор, содержащий 0,005 моль/л серной кислоты и 0,006 моль/л соляной кислоты.

271. Раствор после выщелачивания по реакции $\text{Li}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 4\text{SiO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Li}_2\text{SO}_4 + \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 4\text{SiO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O} \downarrow$, если масса руды 1 т, $\omega(\text{Li}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 4\text{SiO}_2) = 70\%$; $V(\text{H}_2\text{SO}_4) = 4 \text{ м}^3$; $\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 5\%$, $d = 1,032 \text{ г/мл}$.

272. Раствор после выщелачивания руды, если масса руды 1 т, в руде содержится 6 % $\text{Cu}_4(\text{SO}_4)(\text{OH})_6$; $\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 3\%$, $d = 1,03 \text{ г/мл}$, $V(\text{H}_2\text{SO}_4) = 3 \text{ м}^3$.

273. Раствор, полученный при разбавлении 20 л 10 % соляной кислоты ($d = 1,047$ г/мл) пятью кубометрами воды.

274. Рассчитать pH раствора азотнокислых стоков, если 10 л 5-процентной азотной кислоты сброшены в резервуар емкостью 5 м^3 .

275. Раствор соляной кислоты, если к 100 мл этого раствора, содержащего 5 мг HCl, прибавили 5 мг нитрата свинца (II).

276. Раствор объемом 10 м^3 , содержащий по 50 г серной и дихромовой кислот.

277. Щелочные стоки объемом 5 л, содержащие 2 мэкв щелочи.

278. Раствор дихромовой кислоты, если в нем содержится 2 мг/мл Cr (VI).

Задание III. Определить pH и степень диссоциации предложенного раствора слабого электролита при температуре 25°C (табл.4.3.)

Таблица 4.3

Номер задачи	Электролит	Концентрация раствора	Плотность раствора, г/см ³
279	NH ₄ OH	2 %	0,989
280	CH ₃ COOH	0,12 %	1,0
281	HCOOH	4,5 %	1,01
282	CH ₃ COOH	2 %	1,001
283	NH ₄ OH	2,35 %	0,988
284	C ₆ H ₅ NH ₃ OH	93,02 г/л	-
285	N ₂ H ₅ OH	5 %	1,01
286	C ₆ H ₅ OH	5 %	1,02
287	HCOOH	0,5 %	-
288	CH ₃ COOH	0,65 %	-
289	HNO ₂	0,8 %	-
290	HCN	2,7 %	1,01
291	C ₆ H ₅ OH	9,4 г/л	-
292	NH ₄ OH	0,1 %	-
293	HCN	8 %	1,04
294	HCOOH	2,3 %	1,005
295	CH ₃ COOH	1 %	-

Окончание табл.4.3

Номер задачи	Электролит	Концентрация раствора	Плотность раствора, г/см ³
296	NH ₄ OH	0,34 %	1,0
297	HCOOH	3 %	1,007
298	H ₂ S	0,32 н.	-
299	NH ₄ OH	0,5 %	1,0
300	H ₃ PO ₄	1 %	1,005
301	C ₉ H ₇ NHOH	3 г/л	-
302	Лимонная кислота	120 г/л	-
303	Бензойная кислота	2 %	1,003
304	N ₂ H ₅ OH	0,5 %	-
305	HCOOH	4 %	1,01
306	C ₆ H ₅ NH ₃ OH	0,56 г/л	-
307	CH ₃ NH ₃ OH	24,5 г/л	-
308	C ₃ H ₇ NH ₃ OH	23,1 г/л	-
309	C ₄ H ₉ NH ₃ OH	13,65 г/л	-
310	C ₅ H ₅ NHOH	1 г/л	-
311	C ₂ H ₅ NH ₃ OH	0,5 г/л	-
312	HNO ₂	2 %	1,01
313	Винная кислота	1 %	1,02
314	H ₃ BO ₃	5 %	1,03
315	HBrO	0,1 %	1,0
316	H ₃ BO ₃	10 %	1,04
317	C ₆ H ₅ OH	6,5 г/л	-
318	H ₂ S	10 г/л	-
319	H ₂ CO ₃	8 %	1,05
320	HF	6 %	1,03
321	C ₆ H ₅ CH ₂ NH ₃ OH	5 г/л	-
322	NH ₂ OH·H ₂ O	6,2 г/л	-
323	H ₃ BO ₃	1,5 %	1,01
324	(CH ₃) ₂ NH ₂ OH	2 г/л	-
325	(C ₂ H ₅) ₂ NH ₂ OH	2,8 г/л	-
326	(CH ₃) ₃ NHOH	3 г/л	-
327	C ₂ H ₅ ONH ₃ OH	1,6 г/л	-
328	CS(NH ₂) ₂ ·H ₂ O	20 г/л	-

Задание IV. По заданному значению pH (табл.4.4) определить концентрацию предложенного раствора электролита при температуре 25 °С и выразить ее всеми возможными способами (считать, что плотность растворов 1 г/см³).

Таблица 4.4

Номер задачи	Электролит	pH	Номер задачи	Электролит	pH
329	Ca(OH) ₂	11,0	354	HClO ₄	2,35
330	Ca(OH) ₂	11,8	355	Ba(OH) ₂	13,8
331	Ba(OH) ₂	12,8	356	H ₂ SO ₄	1,2
332	KOH	13,1	357	HCl	1,28
333	H ₂ SO ₄	1,95	358	HNO ₃	3,1
334	NaOH	12,0	359	KOH	13,6
335	Sr(OH) ₂	10,7	360	HNO ₃	2,03
336	H ₂ SO ₄	2,2	361	H ₂ SO ₄	3,2
337	HCl	1,2	362	H ₂ SO ₄	1,5
338	HCl	2,8	363	KOH	12,03
339	H ₂ SO ₄	1,4	364	Ca(OH) ₂	10,9
340	LiOH	12,5	365	Ba(OH) ₂	13,3
341	KOH	13,0	366	Sr(OH) ₂	10,7
342	NaOH	11,4	367	H ₂ SO ₄	1,9
343	H ₂ SO ₄	3,0	368	Ba(OH) ₂	11,8
344	RbOH	13,0	369	H ₂ SO ₄	1,49
345	KOH	11,2	370	HCl	3,26
346	CsOH	12,5	371	NaOH	12,1
347	HClO ₄	1,6	372	H ₂ SO ₄	2,6
348	HCl	1,95	373	HCl	2,3
349	NaOH	11,5	374	HNO ₃	3,03
350	H ₂ SO ₄	1,91	375	Ca(OH) ₂	11,4
351	HCl	1,56	376	Ba(OH) ₂	11,1
352	HNO ₃	1,41	377	CsOH	11,8
353	HNO ₃	1,32	378	Sr(OH) ₂	12,3

Задание V. По значению рН определить концентрацию предложенного раствора слабого электролита и выразить ее всеми возможными способами (табл.4.5).

Таблица 4.5

Номер задачи	Электролит	рН	Плотность раствора, г/см ³
379	NH ₄ OH	11,5	0,989
380	CH ₃ COOH	3,23	1,0
381	HCOOH	1,9	1,01
382	CH ₃ COOH	2,6	1,001
383	NH ₄ OH	13,5	0,988
384	C ₆ H ₅ NH ₃ OH	9,3	1,01
385	N ₂ H ₅ OH	10,1	1,01
386	C ₆ H ₅ OH	5,1	1,02
387	HCOOH	2,0	1,001
388	CH ₃ COOH	2,9	1,0
389	HNO ₂	1,9	1,0
390	HCN	4,6	1,01
391	C ₆ H ₅ OH	5,5	1,002
392	NH ₄ OH	10,8	1,002
393	HCN	4,4	1,04
394	HCOOH	2,05	1,005
395	CH ₃ COOH	2,8	1,0
396	NH ₄ OH	11,1	1,0
397	HCOOH	2,9	1,007
398	H ₂ S	3,9	1,0
399	NH ₄ OH	12,0	1,0
400	H ₃ PO ₄	1,6	1,005
401	C ₉ H ₇ NHOH	8,7	1,0
402	Лимонная кислота	1,7	1,0
403	Бензойная кислота	2,5	1,003
404	N ₂ H ₅ OH	10,6	1,001
405	HCOOH	3,5	1,0
406	C ₆ H ₅ NH ₃ OH	8,1	1,001
407	CH ₃ NH ₃ OH	12,2	1,001

Окончание табл.4.5

Номер задачи	Электролит	pH	Плотность раствора, г/см ³
408	C ₃ H ₇ NH ₃ OH	12,1	1,002
409	C ₄ H ₉ NH ₃ OH	11,9	1,0
410	C ₅ H ₅ NHOH	10,92	1,0
411	C ₂ H ₅ NH ₃ OH	8,6	1,0
412	HNO ₂	1,2	1,01
413	Винная кислота	2,03	1,02
414	H ₃ BO ₃	4,7	1,03
415	HBrO	4,6	1,01
416	H ₃ BO ₃	4,9	1,04
417	C ₆ H ₅ OH	5,6	1,001
418	H ₂ S	3,7	1,0
419	H ₂ CO ₃	3,1	1,05
420	HF	1,4	1,03
421	C ₆ H ₅ NH ₂ NH ₃ OH	11,0	1,003
422	NH ₂ OH·H ₂ O	10,4	1,0
423	H ₃ BO ₃	4,5	1,01
424	(CH ₃) ₂ NH ₂ OH	11,3	1,002
425	(C ₂ H ₅) ₂ NH ₂ OH	11,7	1,0
426	(CH ₃) ₃ NHOH	11,2	1,0
427	C ₂ H ₅ ONH ₃ OH	10,9	1,0
428	CS(NH ₂) ₂ ·H ₂ O	9,0	1,01

Задание VI. Определить pH при смешивании двух растворов электролитов (табл.4.6).

Таблица 4.6

Номер задачи	Первый раствор		Второй раствор	
	Объем, л	pH	Объем, л	pH
429	0,3	7,54	6,23	0,2
430	0,75	4,07	5,16	0,55
431	1,5	2,48	11,31	1,0
432	2,5	3,16	10,05	1,5
433	0,25	9,58	10,11	0,25
434	1,0	2,56	11,03	1,5

Окончание табл.4.6

Номер задачи	Первый раствор		Второй раствор	
	Объем, л	pH	Объем, л	pH
435	1,2	4,73	5,12	1,3
436	3,0	1,25	12,32	2,0
437	1,5	12,76	13,05	1,5
438	0,5	8,76	6,15	1,0
439	0,2	4,11	5,09	0,3
440	2,2	3,35	8,65	0,3
441	1,25	5,25	6,08	2,25
442	0,35	10,17	4,47	0,16
443	0,65	2,78	9,13	0,85
444	0,25	6,82	5,47	0,75
445	0,5	1,76	2,15	2,5
446	1,5	11,83	10,48	2,5
447	0,5	12,73	2,27	1,25
448	15,0	2,17	4,21	3,0
449	5,0	2	4	200,0
450	400,0	9	11	12
451	5,0	2,31	4,18	7,2
452	2,1	10,81	9,48	10,5
453	10,1	9,2	13	11,2
454	0,2	5,48	6,08	12,8
455	15,0	3,4	5,8	17,0
456	12,3	13,8	10,54	20,5
457	0,3	1,8	9,3	5,4
458	1,44	7,5	8,5	14,4

Задание VII. Решить задачи.

459. Смешали 10 л соляной кислоты концентрацией 3,65 г/л и 15 л гидроксида натрия концентрацией 2 г/л. Определить pH полученного раствора.

460. Найти объем раствора с $pH = 3,8$, если после добавления к нему 0,6 л раствора с $pH = 10,5$ образовался раствор с $pH = 4,2$.

461. Вычислить объем раствора 0,005 М соляной кислоты, если после добавления к нему 0,5 л раствора гидроксида бария концентрацией 0,003 моль/л получился раствор с $pH = 4,03$.

462. Определить объем раствора с $pH = 10,13$, если после добавления к нему 30 л раствора с $pH = 9,76$ образовался раствор с $pH = 9,92$.

463. Смешали 40 м³ раствора с $pH = 6,7$ и 2000 л раствора с $pH = 8,3$. Определить pH раствора после смешивания.

464. Определить объем раствора с $pH = 13,4$, если после добавления к нему 40000 л раствора с $pH = 4,8$ образовался раствор с $pH = 8,5$.

465. Определить pH раствора, если к 40 л раствора с $pH = 6,7$ добавили 2 л раствора с $pH = 8,3$.

466. Смешали 2 л серной кислоты концентрацией 0,01 моль/л и 3 л щелочи с $pH = 12,5$. Определить pH полученного раствора.

467. Определить объем раствора с $pH = 11,3$, если после добавления к нему 0,2 л раствора с $pH = 2,9$ и 0,5 л раствора с $pH = 3,5$ образовался раствор с $pH = 4,1$.

468. Определить объем раствора с $pH = 2,14$, если после добавления к нему 1,75 л раствора с $pH = 11,85$ образовался раствор с $pH = 10,23$.

469. Смешали 0,2 л 0,5 н. HCl и 0,3 л 0,3 М $NaOH$. Определить pH раствора после смешивания.

470. Определить объем раствора с $pH = 10,13$, если после добавления к нему 30 л раствора с $pH = 9,76$ образовался раствор с $pH = 9,92$.

471. Определить объем раствора с $pH = 3,4$, если после добавления к нему 9,8 л раствора с $pH = 9,8$ образовался раствор с $pH = 4,6$.

472. Определить pH раствора после смешивания 200 мл 0,5 н. раствора серной кислоты и 300 мл раствора едкого натра с концентрацией 0,3 моль/л.

473. Смешали 100 мл 0,015 н. раствора и 100 мл 0,09 н. раствора серной кислоты. Рассчитать pH полученного раствора.

474. Смешали 20 мл 0,5 н. раствора соляной кислоты и 10 мл 0,2 н. раствора гидроксида бария. Найти pH полученного раствора.

475. К 100 мл 0,2-процентного раствора едкого натра ($NaOH$) прибавили 200 мл 0,1-процентного раствора $NaOH$. Рассчитать pH полученного раствора.

476. К 200 мл 0,7 н. раствора серной кислоты прибавили 300 г воды. Рассчитать конечную концентрацию серной кислоты и определить pH раствора.

477. Смешали 54 мл 0,5-процентного раствора NaOH и 10 мл 0,2-процентного раствора NaOH. Рассчитать концентрацию полученного раствора и определить его pH.

478. Каким будет pH раствора, если к 500 мл 0,3-процентного раствора KOH прибавить 500 мл воды?

479. Смешали 4 мл серной кислоты концентрацией 0,46 % и 200 мл серной кислоты концентрацией 0,001 моль/л. Рассчитать pH полученного раствора.

480. Смешали 8 л раствора соляной кислоты концентрацией 0,04 моль/л и 11 л раствора ее же концентрацией 2 г/л. Рассчитать pH полученного раствора.

481. К раствору объемом 30 мл, содержащему 0,109 г серной кислоты в 100 мл раствора, прибавили 40 мл раствора NaOH, содержащего 0,098 г гидроксида натрия в 100 мл раствора. Найти концентрацию (в молях на литр) того вещества, которое останется в избытке, и вычислить pH полученного раствора.

482. Смешали 10 мл 0,12-процентного раствора HCl и 10 мл 0,076-процентного раствора HCl. Рассчитать процентную концентрацию и pH полученного раствора.

483. К 10 мл 6-процентного раствора соляной кислоты плотностью 1,03 г/см³ прибавили 10 мл 1-процентного раствора гидроксида бария плотностью 1,0 г/см³. Вычислить pH образующегося раствора.

Задание VIII. Определить pH раствора после разведения (табл.4.7).

Таблица 4.7

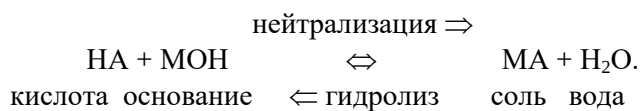
Номер задачи	pH исходного раствора	Разведение в n раз	Номер задачи	pH исходного раствора	Разведение в n раз
484	10,32	50	489	11,47	250
485	2,17	120	490	1,55	115
486	1,51	50	491	13,44	450
487	2,42	100	492	12,7	170
488	3,25	300	493	3,45	65

Окончание табл.4.7

Номер задачи	рН исходного раствора	Разведение в n раз	Номер задачи	рН исходного раствора	Разведение в n раз
494	1,48	500	519	4,22	500
495	2,5	255	520	7,50	120
496	3,13	125	521	5,50	120
497	4,85	99	522	4,93	350
498	5,0	20	523	7,93	350
499	3,5	68	524	8,15	10
500	2,38	654	525	6,12	110
501	1,15	342	526	5,22	450
502	3,0	25	527	5,5	350
503	2,25	15	528	7,72	65
504	14,0	151	529	6,72	650
505	13,5	182	530	6,82	50
506	12,85	244	531	3,82	525
507	11,12	58	532	6,0	100
508	10,48	18	523	8,0	145
509	9,54	10	524	5,0	650
510	8,99	33	525	5,72	450
511	10,95	100	526	6,02	100
512	12,96	200	527	8,02	100
513	7,93	85	528	13,99	300
514	8,02	100	529	6,02	50
515	5,02	100	540	5,02	250
516	5,75	300	541	7,76	150
517	6,75	320	542	4,76	150
518	8,22	500	543	5,93	85

5. ГИДРОЛИЗ

Гидролиз – процесс разложения химических соединений в результате реакции с водой. Гидролиз соли – это реакция, обратная процессу образования соли путем нейтрализации кислоты основанием:



Гидролизуются только соли, содержащие в своем составе ионы слабых электролитов: слабой кислоты или слабого основания.

Правила составления уравнений гидролиза следующие:

1. Записывают уравнение диссоциации соли.

2. Определяют ион слабого электролита, который может гидролизываться. Ионов сильных кислот и оснований сравнительно немного, наиболее распространенные следует запомнить: анионы NO_3^- , SO_4^{2-} , Cl^- , Br^- , I^- , ClO_4^- , катионы Na^+ , K^+ и других щелочных металлов, а также Ba^{2+} и Sr^{2+} . *Перечисленные ионы не гидролизуются!* Все остальные ионы, за редким исключением, образуют слабые электролиты и гидролизуются.

3. Составляют ионное уравнение гидролиза по схеме:

ион слабого электролита + вода $\Leftrightarrow$ слабый электролит + ион,
оставшийся от молекулы воды.

4. Записывают молекулярное уравнение гидролиза, добавляя к ионам противоионы.

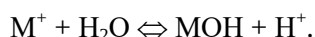
В зависимости от состава соли различают следующие типы гидролиза:

- Гидролиз соли, образованной сильным основанием и слабой кислотой. Гидролизуется анион слабой кислоты.



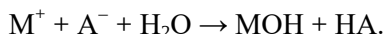
В растворе появляются ионы OH^- , поэтому среда – щелочная, $\text{pH} > 7$.

Гидролиз соли, образованной слабым основанием и сильной кислотой. Гидролизуется катион слабого основания.



В растворе появляются ионы H^+ , поэтому среда кислая, $\text{pH} < 7$.

- Гидролиз соли, образованной двумя слабыми электролитами. Гидролиз протекает как по катиону, так и по аниону



Образующиеся слабая кислота и основание диссоциируют в разной степени, поэтому среда в растворе зависит от их относительной силы. Если кислота сильнее, то ее константа диссоциации больше и среда слабокислая. Если сильнее основание, то среда слабощелочная.

5.1. Количественные характеристики гидролиза

Количественные характеристики гидролиза – константа и степень гидролиза. В большинстве случаев константа гидролиза K_h не превышает 10^{-3} и гидролиз солей, образованных одним слабым электролитом, протекает в малой степени. Гидролиз многозарядных ионов в основном проходит по первой ступени. От значения константы гидролиза зависит pH раствора соли.

Степенью гидролиза β (аналогично степени диссоциации) называют отношение числа гидролизированных ионов к общему числу ионов слабого электролита в растворе.

Вычисление количественных характеристик гидролиза производится в зависимости от того, как образована соль:

- Соль образована одним слабым электролитом. Константа гидролиза

$$K_{h1} = K_w / K_{dn}, \quad (4.20)$$

где K_{h1} – константа гидролиза по первой ступени, K_w – ионное произведение воды, при 298 К $K_w = 10^{-14}$; K_{dn} – константа диссоциации продукта гидролиза.

Константы диссоциации гидроксокомплексов металлов называют ступенчатыми константами нестойкости, их значения даны в справочнике в таблице констант нестойкости гидроксокомплексов (прил.2).

Степень гидролиза связана с константой гидролиза уравнением

$$\beta = \sqrt{K_{h1} / C},$$

где C – концентрация гидролизующегося иона, моль/кг.

В растворах солей, гидролизующихся по аниону, среда щелочная (см. уравнение (67)) и расчет pH ведут по формуле:

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_{h1} C}.$$

В растворах солей, гидролизующихся по катиону, среда кислая, согласно уравнению (4.19), и расчет pH ведут по формуле

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_{h1} C}.$$

- Соль образована двумя слабыми электролитами. Константа гидролиза

$$K_h = K_w / K_{\text{осн}} K_{\text{к}}, \quad (4.21)$$

где $K_{\text{осн}}$ и $K_{\text{к}}$ – константы диссоциации основания и кислоты, образующих соль. Формула (4.21) служит для расчета константы гидролиза по табличным значениям констант диссоциации.

Степень гидролиза

$$\beta = \sqrt{K_h} / (1 + \sqrt{K_h}).$$

Отношение концентраций ионов H^+ и OH^- в растворе соли определяется относительной силой кислоты и основания:

$$\frac{[\text{H}^+]}{[\text{OH}^-]} = \frac{[\text{H}^+]^2}{K_w} = \sqrt{\frac{K_{\text{к}}}{K_{\text{осн}}}},$$

где $K_{\text{к}}$ и $K_{\text{осн}}$ – константы диссоциации слабых кислоты и основания, которыми образована соль.

Таким образом, при 298 К ($K_w = 10^{-14}$):

$$[\text{H}^+] = 10^{-7} \sqrt[4]{\frac{K_{\text{к}}}{K_{\text{осн}}}}$$

или

$$\text{pH} = 7 + \frac{1}{4}(\text{p}K_{\text{к}} - \text{p}K_{\text{осн}}).$$

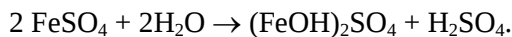
Константа и степень гидролиза у соли, образованной двумя слабыми электролитами, значительно выше, чем у солей, образованных одним слабым электролитом.

Пример 1. Составить молекулярное и ионное уравнения гидролиза, указать характер среды для сульфата железа (II).

Решение. Напишем уравнение диссоциации соли: $\text{FeSO}_4 \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$. Определим сильный и слабый электролиты. Иону Fe^{2+} соответствует слабое основание $\text{Fe}(\text{OH})_2$, иону SO_4^{2-} – сильная кислота H_2SO_4 . Следовательно, гидролиз идет по катиону.

Составим ионное уравнение гидролиза (по первой ступени): $\text{Fe}^{2+} + \text{HON} \rightarrow \text{FeOH}^+ + \text{H}^+$. В ходе гидролиза образуются ионы H^+ , среда кислая.

Составим молекулярное уравнение гидролиза и уравнием его как обычную реакцию обмена:

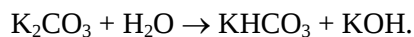


Пример 2. Составить молекулярное и ионное уравнения гидролиза, указать характер среды для карбоната калия.

Решение. Напишем уравнение диссоциации соли: $\text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{K}^+ + \text{CO}_3^{2-}$. Определим сильный и слабый электролиты. Иону K^+ соответствует сильное основание KOH , иону CO_3^{2-} – слабая кислота H_2CO_3 . Следовательно, гидролиз идет по аниону.

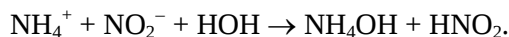
Составим ионное уравнение гидролиза (по первой ступени): $\text{CO}_3^{2-} + \text{HON} \rightarrow \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$. В ходе гидролиза образуются ионы OH^- , среда в растворе щелочная.

Составим молекулярное уравнение гидролиза и уравнием его как обычную реакцию обмена:

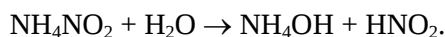


Пример 3. Составить молекулярное и ионное уравнения гидролиза, указать характер среды для нитрита аммония.

Решение. Напишем уравнение диссоциации соли: $\text{NH}_4\text{NO}_2 \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{NO}_2^-$. Определим сильный и слабый электролит. Иону NH_4^+ соответствует слабое основание NH_4OH , иону NO_2^- – слабая кислота HNO_2 . Следовательно, гидролиз идет как по катиону, так и по аниону. Составим ионное уравнение гидролиза:



Составим молекулярное уравнение гидролиза и уравнием его как обычную реакцию обмена:



Пример 4. Вычислить pH раствора сульфата аммония концентрацией 0,1 моль/л.

Решение. Составим ионное уравнение гидролиза: $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+$. Значение константы диссоциации гидроксида аммония $K_d = 1,76 \cdot 10^{-5}$. Вычислим константу гидролиза

$$K_h = \frac{K_w}{K_d} = \frac{10^{-14}}{1,76 \cdot 10^{-5}} = 5,68 \cdot 10^{-10}.$$

Найдем концентрацию ионов аммония. Согласно уравнению диссоциации сульфата аммония $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \rightarrow 2 \text{NH}_4^+ + \text{SO}_4^{2-}$,

$$C_{M(\text{NH}_4^+)} = 2C_{M((\text{NH}_4)_2\text{SO}_4)} = 2 \cdot 0,1 = 0,2 \text{ моль/л.}$$

Вычислим концентрацию ионов

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_h C_{M(\text{NH}_4^+)}} = \sqrt{5,68 \cdot 10^{-10} \cdot 0,2} = 1,066 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л}$$

и

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg(1,066 \cdot 10^{-5}) = 4,97.$$

Пример 5. Вычислить степень гидролиза карбоната натрия в растворе с pH = 12.

Решение. Составим ионное уравнение гидролиза: $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$. Вторая константа диссоциации угольной кислоты $K_{d2} = 4,69 \cdot 10^{-11}$. Первая константа гидролиза по уравнению (4.20)

$$K_{h1} = \frac{K_w}{K_{d2}} = \frac{10^{-14}}{4,69 \cdot 10^{-11}} = 2,13 \cdot 10^{-4}.$$

Из формулы $[\text{OH}^-] = \sqrt{K_h C_{M(\text{CO}_3^{2-})}}$ найдем концентрацию карбонат-иона

$$C_{M(\text{CO}_3^{2-})} = \frac{[\text{OH}^-]^2}{K_h} = \frac{10^{-4}}{2,13 \cdot 10^{-4}} = 0,47 \text{ моль/л,}$$

где $[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-(14-12)} = 10^{-2}$.

Вычислим степень гидролиза

$$\beta = \sqrt{\frac{K_h}{C_{M(\text{CO}_3^{2-})}}} = \sqrt{\frac{2,13 \cdot 10^{-4}}{0,47}} = 4,53 \cdot 10^{-4} = 0,045 \text{ \%}.$$

Задание I. Составить молекулярные и ионные уравнения гидролиза, указать характер среды.

544. $(\text{NH}_4)_2\text{S}$	567. HCOOK	590. NaCN
545. $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_3$	568. HCOONH_4	591. NaH_2PO_4
546. $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$	569. K_2SiO_3	592. NaHCO_3
547. $(\text{ZnOH})_2\text{SO}_4$	570. K_2SO_3	593. NaI
548. $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$	571. K_3AsO_4	594. NaNO_2
549. $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	572. KClO_4	595. NH_4Cl
550. Al_2S_3	573. KCN	596. NH_4CNS
551. AlCl_3	574. KH_2AsO_4	597. NH_4HCO_3
552. $\text{Be}(\text{NO}_3)_2$	575. KHCO_3	598. NH_4NO_2
553. $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$	576. KMnO_4	599. NiSO_4
554. CdCl_2	577. LiCN	600. $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$
555. $\text{CH}_3\text{COONH}_4$	578. MgCl_2	601. $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$
556. CoCl_2	579. MgSO_4	602. PtCl_4
557. $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$	580. MnCl_2	603. Rb_2S
558. $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$	581. Na_2CO_3	604. Rb_3PO_4
559. CrCl_3	582. Na_2HAsO_4	605. Rb_3SbO_4
560. Cs_2SO_4	583. Na_2S	606. SbCl_3
561. CsF	584. Na_2SiO_3	607. SnCl_2
562. CuSO_4	585. Na_2WO_4	608. SnBr_2
563. $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$	586. Na_3PO_4	609. SnSO_4
564. FeCl_3	587. NaAlO_2	610. SrSO_3
565. FeBr_3	588. NaCl	611. $\text{Zn}(\text{CH}_3\text{COO})_2$
566. $\text{Ga}(\text{NO}_3)_3$	589. NaClO_4	612. ZnBr_2

Задание II. Написать в молекулярном и ионном виде реакции взаимоусиления гидролиза

613. Ацетат меди + сульфит лития.
614. Ацетат свинца + карбонат натрия.
615. Ацетат цинка + сульфит натрия.
616. Нитрат алюминия + карбонат натрия.
617. Нитрат висмута + сульфид калия.
618. Нитрат железа (III) + сульфид рубидия.
619. Нитрат свинца + карбонат стронция.

620. Нитрат серебра + карбонат натрия.
 621. Нитрат хрома (III) + сульфид калия.
 622. Сульфат алюминия + сульфид натрия.
 623. Сульфат бария + сульфит цезия.
 624. Сульфат кобальта + карбонат калия.
 625. Сульфат олова + карбонат цезия.
 626. Формиат алюминия + карбонат натрия.
 627. Формиат меди + сульфит лития.
 628. Формиат цинка + сульфид лития.
 629. Фторид алюминия + карбонат калия.
 630. Хлорид железа (II) + сульфид натрия.
 631. Хлорид магния + сульфит рубидия.
 632. Хлорид марганца + сульфит натрия.
 633. Хлорид никеля + карбонат цезия.

Задание III. Найти неизвестные величины в предложенных задачах, дополнив табл.4.8.

Таблица 4.8

Номер задачи	Электролит	Концентрация раствора	pH	β	Плотность раствора, г/см ³
634	Na ₂ SO ₃	0,008 М	?	?	-
635	Pb(NO ₃) ₂	?	5,25	?	-
636	Na ₂ CO ₃	0,006 н.	?	?	-
637	Na ₂ C ₂ O ₄	0,02 М	?	?	-
638	Na ₃ PO ₄	0,02 М	?	?	-
639	C ₆ H ₅ ONa	?	?	5 %	-
640	Na ₂ S	0,03 М	?	?	-
641	(NH ₄) ₂ SO ₄	?	5,48	?	-
642	NaNO ₂	0,02 н.	?	?	-
643	K ₂ C ₂ O ₄	0,008 М	?	?	-
644	C ₆ H ₅ OK	?	?	0,02 %	-
645	K ₂ HPO ₄	?	7,5	?	-
646	[NH ₃ OH]Cl	?	5,5	?	-
647	Na ₂ S	0,01 М	?	?	-
648	ZnSO ₄	2 %	?	?	1,019
649	Na ₂ CO ₃	?	11,2	?	-
650	(CH ₃ COO) ₂ Ba	0,005 М	?	?	-

Окончание табл.4.8

Номер задачи	Электролит	Концентрация раствора	pH	β	Плотность раствора, г/см ³
651	Na ₃ PO ₄	0,03 н.	?	?	-
652	CdSO ₄	3 %	?	?	1,028
653	KCN	0,02 М	?	?	-
654	CuSO ₄	0,1 М	?	?	-
655	ZnCl ₂	?	5,84	?	-
656	Na ₂ C ₂ O ₄	0,02 М	?	?	-
657	K ₂ HPO ₄	0,03 М	?	?	-
658	HCOONa	0,02 М	?	?	-
659	Na ₂ CO ₃	?	?	0,5 %	-
660	CdSO ₄	?	5,6	?	-
661	NaBO ₂	1 г/л	?	?	-
662	NaNO ₂	5 %	?	?	1,01
663	NH ₄ Cl	?	5,48	?	-
664	ZnCl ₂	2 %	?	?	1,016
665	CH ₃ COONa	0,01 М	?	?	-
666	HCOONa	1 %	?	?	1,03
667	NH ₄ Cl	%	5,63	?	1,02
668	KCN	0,002 н.	?	?	-
669	C ₆ H ₅ OK	0,2 М	?	?	-
670	HCOOK	1 мол. %	?	?	1,02
671	CH ₃ COONa	?	8,72	?	-
672	NH ₄ Cl	?	5,41	?	-
673	C ₆ H ₅ ONa	?	?	5,6 %	-
674	HCOONa	0,01 н.	?	?	-
675	NH ₄ CN	?	9,175	?	-
676	CH ₃ COONH ₄	?	?	0,563 %	-
677	CrCl ₃	2 %	?	?	1,014
678	Na ₂ Se	11,36 %	?	?	1,1
679	Na ₂ SiO ₃	1 г/л	?	?	-
680	Na ₃ BO ₃	1 г/л	?	?	-
681	K ₂ GeO ₃	18,22 %	?	?	1,1
682	NaBrO	1 М	?	?	-
683	CoCl ₂	2,6 %	?	?	1,02

6. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Окислительно-восстановительными называются химические реакции, сопровождающиеся изменением степени окисления атомов элементов.

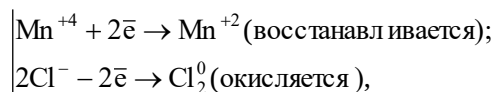
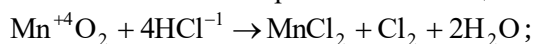
Окисление – процесс отдачи электронов, а **восстановление** – процесс принятия электронов. Окисление и восстановление взаимосвязаны.

Окислитель – вещество, атомы которого принимают электроны, при этом он восстанавливается.

Восстановитель – вещество, атомы которого отдают электроны, при этом он окисляется.

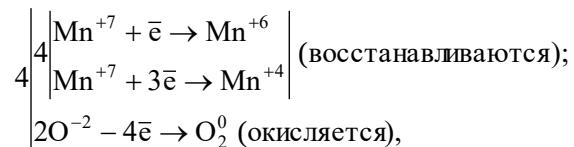
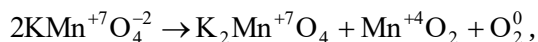
Все окислительно-восстановительные реакции классифицируют следующим образом:

- Межмолекулярные реакции. Это реакции, в которых окислитель и восстановитель являются различными веществами:



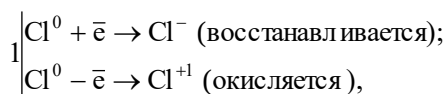
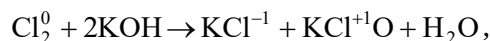
где Mn^{+4} – окислитель; Cl^{-1} – восстановитель.

- Реакции внутримолекулярного окисления. Это реакции, которые протекают с изменением степеней окисления атомов различных элементов одного и того же вещества:



где Mn^{+7} – окислитель; O^{-2} – восстановитель.

• Реакции диспропорционирования. В этих реакциях и окислителем, и восстановителем является элемент, находящийся в промежуточной степени окисления в составе одного и того же вещества:



где Cl_2^0 – окислитель и восстановитель.

О возможности того или иного вещества проявлять окислительные, восстановительные или двойственные свойства можно судить по степени окисления элементов, выполняющих эти функции.

Элементы в своей высшей степени окисления проявляют только окислительные свойства, а в низшей степени окисления проявляют только восстановительные свойства. Элементы, имеющие промежуточную степень окисления, могут проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства. Некоторые окислители и восстановители представлены в табл.5.1.

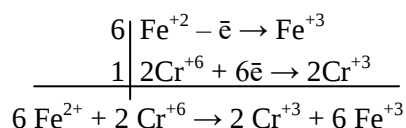
Таблица 5.1

Вещество	Схемы реакций
KMnO_4	$\begin{array}{l} \nearrow + 5\bar{e} \rightarrow \text{Mn}^{+2} \text{ соли кислоты, pH} < 7 \\ \text{Mn}^{+7} \leftarrow \begin{array}{l} + 3\bar{e} \rightarrow \text{Mn}^{+4} \text{ (MnO}_2\text{) pH} = 7 \\ + \bar{e} \rightarrow \text{Mn}^{+6} \text{ MnO}_4^{2-}, \text{ соль щелочи, pH} > 7 \end{array} \end{array}$
$\left. \begin{array}{l} \text{Na}_2\text{CrO}_4 \\ \text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \end{array} \right\}$	$\text{Cr}^{+6} + 3\bar{e} \rightarrow \text{Cr}^{+3} \begin{array}{l} \nearrow \text{Cr}^{3+}, \text{ соли кислоты, pH} < 7 \\ \rightarrow \text{Cr(OH)}_3, \text{ pH} \cong 7 \\ \searrow \text{CrO}_2^-, \text{ соль щелочи, pH} > 7 \end{array}$
H_2O_2	$2\text{O}^- + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{O}^{-2} \text{ (H}_2\text{O)}$
Восстановители	Схемы реакций
H_2S и ее соли, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	$\text{S}^{-2} - 2\bar{e} \rightarrow \text{S}^0$
HI и их соли	$2\text{I}^- - 2\bar{e} \rightarrow \text{I}_2$

Cr^{+3}	$\text{Cr}^{+3} - 3\bar{e} \rightarrow \text{Cr}^{+6} \begin{cases} \nearrow \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \\ \searrow \text{CrO}_4^{2-} \end{cases} \left. \vphantom{\begin{matrix} \nearrow \\ \searrow \end{matrix}} \right\} \text{соответствующие соли}$
HNO_2 и ее соли	$\text{N}^{+3} - 2\bar{e} \rightarrow \text{N}^{+5} \text{ (HNO}_3 \text{ или ее соли)}$
H_2SO_3 и ее соли	$\text{S}^{+4} - 2\bar{e} \rightarrow \text{S}^{+6} \text{ (H}_2\text{SO}_4 \text{ или ее соли)}$
H_2O_2	$2\text{O}^- - 2\bar{e} \rightarrow \text{O}_2$

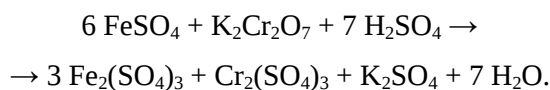
Пример 1. Составить электронную схему и закончить уравнение реакции $\text{FeSO}_4 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$

Решение. Степени окисления изменяются у железа Fe^{+2} и хрома Cr^{+6} . Составим уравнение баланса электронов, причем расчет ведем на два атома хрома (по числу атомов в молекуле $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$):



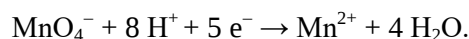
Расставим полученные коэффициенты в левую и правую части исходного уравнения. Учитывая, что реакция протекает при избытке серной кислоты, конечным продуктом реакции будут сульфаты всех металлов. Водород образует воду. Недостаток сульфат-ионов слева компенсируют 7 моль серной кислоты. В последнюю очередь уравнивают реакцию по водороду (7 H_2O). Проверку следует вести по кислороду (по 59 атомов слева и справа).

Окончательно

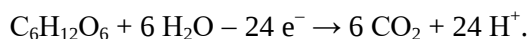


Пример 2. Закончить и уравнять реакцию $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CO}_2 + \dots$

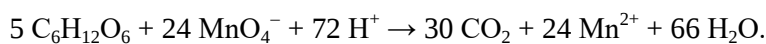
Решение. Необходимо составить схему процесса. В кислой среде перманганат-ион восстанавливается до иона марганца со степенью окисления +2. Для уравнивания числа атомов кислорода добавляют воду или ионы H^+ в кислой среде или OH^- в щелочной:



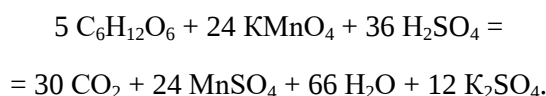
Восстановитель $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ окисляется до CO_2 согласно полуреакции:



Приведем число электронов к наименьшему общему кратному, в данном случае к 120. Для этого уравнения полуреакций умножим на соответствующие коэффициенты: на 24 и 5. Суммируем уравнения полуреакций, сокращая одинаковые члены в левой и правой частях. В результате получим ионное уравнение реакции



Составим молекулярное уравнение реакции путем добавления к ионам имеющихся в растворе противоионов:



Задание I. Дописать схемы окислительно-восстановительных реакций и расставить коэффициенты в уравнениях.

1. $\text{MnO}_2 + \text{KClO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{KCl} + \dots$
2. $\text{HgS} + \text{HNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{S} + \text{NO} + \dots$
3. $\text{SO}_2 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \dots$
4. $\text{Mn}(\text{OH})_2 + \text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{KCl} + \dots$
5. $\text{K}[\text{Cr}(\text{OH})_4] + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \dots$
6. $\text{Cl}_2 + \text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \dots$
7. $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{KMnO}_4 + \dots$
8. $\text{KNO}_3 \rightarrow \text{KNO}_2 + \text{O}_2 + \dots$
9. $\text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Ag} + \text{NO}_2 + \text{O}_2 + \dots$
10. $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{PbO} + \text{NO}_2 + \text{O}_2 + \dots$
11. $\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{NO} + \dots$
12. $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{NO}_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{Ca}(\text{NO}_2)_2 + \dots$
13. $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KClO}_4 + \text{KCl} + \dots$
14. $\text{I}_2 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ba}(\text{IO}_3)_2 + \text{BaI}_2 + \dots$
15. $\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2 + \dots$
16. $\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}_2 + \dots$
17. $\text{C} + \text{HNO}_{3(\text{K})} \rightarrow \text{CO}_2 + \text{NO} + \dots$
18. $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{NO} + \dots$
19. $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{O}_2 + \dots$
20. $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6] + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \dots$
21. $\text{H}_2\text{S} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{S} + \dots$

22. $\text{KNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KNO}_3 + \dots$
23. $\text{KNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{KNO}_3 + \dots$
24. $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6] + \dots$
25. $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6] + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] + \text{O}_2 + \dots$
26. $\text{Zn} + \text{KClO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + \text{KCl} + \dots$
27. $\text{Al} + \text{KNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_3[\text{Al}(\text{OH})_6] + \text{NH}_3 + \dots$
28. $\text{Al} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6] + \dots$
29. $\text{K}_2[\text{Sn}(\text{OH})_4] + \text{KOH} + \text{Bi}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{K}_2[\text{Sn}(\text{OH})_6] + \text{Bi} + \dots$
30. $\text{SnCl}_2 + \text{HCl} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_2[\text{SnCl}_6] + \text{NO} + \dots$
31. $\text{SnCl}_2 + \text{HgCl}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{Hg} + \text{H}_2[\text{SnCl}_6] + \dots$
32. $\text{KNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KNO}_3 + \dots$
33. $\text{Cu}_2\text{O} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO}_2 + \dots$
34. $\text{FeSO}_4 + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KCl} + \dots$
35. $\text{CuCl}_2 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CuCl} + \dots$
36. $\text{CrCl}_3 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \dots$
37. $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \dots$
38. $\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \dots$
39. $\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \dots$
40. $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{HIO}_3 \rightarrow \text{I}_2 + \dots$
41. $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$
42. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{SO}_2 + \dots$
43. $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2 + \text{O}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Hg}(\text{NO}_3)_2 + \dots$
44. $\text{NaCrO}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \dots$
45. $\text{HBr} + \text{HBrO}_3 \rightarrow \text{Br}_2 + \dots$
46. $\text{HClO} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{HCl} + \dots$
47. $\text{CrO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 + \dots$
48. $\text{PH}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \dots$
49. $\text{NaBr} + \text{NaBrO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Br}_2 + \dots$
50. $\text{SnS} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO} + \dots$
51. $\text{HgI}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \dots$
52. $\text{KMnO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \dots$
53. $\text{H}_2\text{MnO}_4 \rightarrow \text{HMnO}_4 + \text{MnO}_2 + \dots$
54. $\text{Hg} + \text{HNO}_3(\text{b.p.}) \rightarrow \text{NH}_3 + \dots$
55. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{SnCl}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{K}_2[\text{SnCl}_6] + \dots$
56. $\text{Na}[\text{Cr}(\text{OH})_4] + \text{NaClO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{NaCl} + \dots$
57. $\text{FeS}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO} + \dots$
58. $\text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO} + \dots$
59. $\text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{SO}_2 + \dots$
60. $\text{CuFeS}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{CuSO}_4 + \text{NO} + \dots$
61. $\text{As}_2\text{S}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO} + \dots$
62. $\text{Zn} + \text{HNO}_3(\text{b.p.}) \rightarrow \text{N}_2 + \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \dots$
63. $\text{SnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \dots$
64. $\text{MnSO}_4 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HMnO}_4 + \dots$
65. $\text{FeSO}_4 + \text{KBrO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб})} \rightarrow \dots$
66. $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KClO}_3 + \dots$

67. $\text{HClO} + \text{KI} \rightarrow \dots$
68. $\text{HClO} + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \dots$
69. $\text{HClO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \dots$
70. $\text{HClO}_4 + \text{C} \rightarrow \dots$
71. $\text{K}_2\text{S} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб.})} \rightarrow \dots$
72. $\text{P} + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{K}_2\text{HPO}_4 + \dots$
73. $\text{NO}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KNO}_3 + \dots$
74. $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб.})} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{KMnO}_4 + \dots$
75. $\text{MnSO}_4 + \text{NaBiO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб.})} \rightarrow \dots$
76. $\text{KMnO}_4 + \text{NaI} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$
77. $\text{MnSO}_4 + \text{PbO}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{HMnO}_4 + \dots$
78. $\text{MnSO}_4 + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HMnO}_4 + \dots$
79. $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$
80. $\text{SnCl}_2 + \text{NaBiO}_3 + \text{HCl}_p \rightarrow \text{SnCl}_4 + \dots$
81. $\text{Cl}_2 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$
82. $\text{HBrO} + \text{HBr} \rightarrow \dots$
83. $\text{Ca}(\text{ClO}_2)_2 + \text{NaI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$
84. $\text{NaClO} + \text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб.})} \rightarrow \dots$
85. $\text{NaIO}_3 + \text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \dots$
86. $\text{KClO}_3 + \text{S} \rightarrow \dots$
87. $\text{NaClO}_3 + \text{MnO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{MnO}_4 + \dots$
88. $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{NaI} \rightarrow \dots$
89. $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{CrCl}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \dots$
90. $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{MnO}_2 + \dots$
91. $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl}_p \rightarrow \dots$
92. $\text{H}_2\text{S} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$
93. $\text{SO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$
94. $\text{SO}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб.})} \rightarrow \dots$
95. $\text{SO}_2 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$
96. $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} + \text{Mg} \rightarrow \text{H}_2\text{S} + \dots$
97. $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{SO}_2 \rightarrow \dots$
98. $\text{H}_2\text{S} + \text{SO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \dots$
99. $\text{PH}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб.})} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \dots$
100. $\text{P} + \text{KOH} \rightarrow \dots$

Задание II. Написать уравнения окислительно-восстановительных реакций между указанными веществами в серно-кислой (задачи 101-135), соляно-кислой (задачи 136-149), щелочной NaOH KOH (задачи 150-180) и нейтральной (задачи (181-200) средах. Расставить коэффициенты, пользуясь методом ионно-электронного баланса.

101. Перманганат калия и сульфит калия.
102. Перманганат и нитрит калия.
103. Перманганат и гидросульфит калия.

104. Перманганат калия и сульфит железа (II).
105. Перманганат калия и сульфит олова (II).
106. Перманганат калия и пероксид водорода.
107. Перманганат калия и сульфид калия.
108. Перманганат калия и сероводород.
109. Перманганат калия и соляная кислота (концентрированная).
110. Перманганат калия и бромисто-водородная кислота.
111. Перманганат калия и бромисто-водородная кислота.
112. Перманганат калия и иодид калия.
113. Перманганат калия и бромид калия.
114. Перманганат кальция и сульфит калия.
115. Перманганат кальция и хлорид олова (II).
116. Перманганат кальция и нитрит калия.
117. Дихромат калия и сульфит калия.
118. Дихромат калия и нитрит калия.
119. Дихромат калия и сульфат железа (II).
120. Дихромат калия и сульфат олова (II).
121. Дихромат калия и пероксид водорода.
122. Дихромат калия и сульфид натрия.
123. Дихромат калия и диоксид серы.
124. Дихромат калия и бромисто-водородная кислота.
125. Дихромат калия и иодисто-водородная кислота.
126. Дихромат калия и бромид калия.
127. Дихромат калия и иодид калия.
128. Дихромат калия и гидросульфит калия.
129. Хромат калия и сульфит калия.
130. Хромат калия и нитрит калия.
131. Манганат калия и сульфид калия.
132. Манганат калия и иодид калия.
133. Манганат калия и бромид калия.
134. Хлорат калия и сульфат железа (II).
135. Хлорат калия и сульфат олова (II).
136. Переманганат калия и сульфит олова (II).
137. Переманганат калия и хлорид железа (II).
138. Переманганат калия и хлорид олова (II).
139. Дихромат калия и хлорид олова (II).
140. Дихромат калия и соляная кислота (концентрированная).
141. Хромат калия и соляная кислота (концентрированная).
142. Хромат калия и хлорид олова (II).
143. Манганат калия и соляная кислота (концентрированная).
144. Хромат калия и соляная кислота (концентрированная).
145. Бромат калия и хлорид железа (II).
146. Бромат калия и хлорид олова (II).
147. Иодат калия и хлорид олова (II).
148. Диоксид марганца и хлорид железа (II).

149. Диоксид марганца и хлорид олова (II).
150. Иод и бромид олова (II).
151. Перманганат калия и хлорид олова (II).
152. Перманганат калия и сульфат олова (II).
153. Гипохлорит натрия и сульфат олова (II).
154. Гипобромит калия и хлорид олова (II).
155. Гипоидит калия и сульфат олова (II).
156. Пероксид водорода и алюминий.
157. Бром и сульфат олова (II).
158. Хлор и хлорид олова (IV).
159. Фтор и хлорид олова (IV).
160. Иод и сульфит натрия.
161. Бром и сульфит натрия.
162. Хлор и сульфит натрия.
163. Фтор и сульфит калия.
164. Иод и сера.
165. Пероксид водорода и сера.
166. Гипоидит калия и алюминий.
167. Гипоидит бария и алюминий.
168. Пероксид водорода и алюминий.
169. Хлор и сера.
170. Метахромит калия и бром.
171. Сурьма и бром.
172. Арсин и иод.
173. Хлорат натрия и оксид марганца (IV).
174. Иодат калия и хлор.
175. Сероводород и оксид серы (IV).
176. Хлорид олова (II) и хлор.
177. Сульфат хрома (II) и бром.
178. Метахромит натрия и оксид свинца (II).
179. Сульфат марганца (II) и бром.
180. Метахромит марганца (II) и пероксид водорода.
181. Оксид серы (IV) и бром.
182. Сера и хлор.
183. Сероводород и хлор.
184. Перманганат калия и сульфит калия.
185. Перманганат калия и нитрит кальция.
186. Перманганат калия и оксид азота (IV).
187. Оксид серы (IV) и ортомышьяковая кислота.
188. Гидроксид никеля (II) и гипохлорит натрия.
189. Хлорная кислота и оксид серы (IV).
190. Сульфит железа (III) и оксид серы (IV).
191. Сульфит калия и бром.
192. Перманганат калия и сульфат марганца (II).
193. Метахромит калия и пероксид водорода.

194. Гидроксид железа (II) и кислород.
195. Алюминий и гидроксид натрия.
196. Перманганат калия и сульфат хрома (III).
197. Перманганат калия и иодид калия.
198. Перманганат калия и пероксид водорода.
199. Сульфит калия и сероводород.
200. Нитрит натрия и иодид калия.

БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. Глинка Н. Л. Общая химия: учеб. пособие / Н.Л.Глинка. - Изд. стер. - М.: Кнорус, 2018. - 750 с.
2. Дибров И.А. Неорганическая химия: Учебник. - М.: Лань, 2001. - 432 с.
3. Общая химия: сб. задач / Д. Э. Чиркст [и др.]; ред. Д. Э. Чиркст; Федер. агентство по образованию, Гос. образоват. учреждение высш. проф. образования, С.-Петерб. гос. гор. ин-т им. Г. В. Плеханова (техн. ун-т). - СПб.: Горн. ун-т, 2006. – 122 с.
4. Общая химия: Учебник для вузов / А. В. Суворов, А. Б. Никольский. - 5-е изд., испр. - СПб. : Химиздат, 2007. - 623 с.

Константы диссоциации некоторых слабых кислот и оснований

Название	Химическая формула	K_d
Кислоты		
Азотистая	HNO_2	$6,9 \cdot 10^{-4}$
Бензойная	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$	$6,3 \cdot 10^{-5}$
Борная (мета)	HBO_2	$7,5 \cdot 10^{-10}$
Борная (орто)	H_3BO_3	$5,83 \cdot 10^{-10}$
		$1,8 \cdot 10^{-13}$
		$1,6 \cdot 10^{-14}$
Бромноватистая	HBrO	$2,2 \cdot 10^{-9}$
Винная	$\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_6$	$1,3 \cdot 10^{-3}$
		$3,0 \cdot 10^{-5}$
Германиевая	H_2GeO_3	$1,7 \cdot 10^{-9}$
		$1,9 \cdot 10^{-13}$
Кремниевая (мета)	H_2SiO_3	$4,54 \cdot 10^{-10}$
		$1,0 \cdot 10^{-13}$
Лимонная	$\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7$	$7,45 \cdot 10^{-4}$
		$1,73 \cdot 10^{-5}$
		$4,02 \cdot 10^{-6}$
Муравьиная	HCOOH	$1,77 \cdot 10^{-4}$
Ортофосфорная	H_3PO_4	$7,11 \cdot 10^{-3}$
		$6,34 \cdot 10^{-8}$
		$1,26 \cdot 10^{-12}$
Плавиковая	HF	$6,2 \cdot 10^{-4}$
Селеноводородная	H_2Se	$1,3 \cdot 10^{-4}$
		$1,0 \cdot 10^{-11}$
Сернистая	H_2SO_3	$1,4 \cdot 10^{-2}$
		$6,2 \cdot 10^{-8}$

Название	Химическая формула	K_d
Сероводородная	H_2S	$1,1 \cdot 10^{-7}$
		$3,6 \cdot 10^{-12}$
Синильная	HCN	$5 \cdot 10^{-10}$
Угльная	H_2CO_3	$4,45 \cdot 10^{-7}$
		$4,69 \cdot 10^{-11}$
Уксусная	CH_3COOH	$1,75 \cdot 10^{-5}$
Фенол	C_6H_5OH	$1,01 \cdot 10^{-10}$
Щавелевая	$H_2C_2O_4$	$6,5 \cdot 10^{-2}$
		$5,18 \cdot 10^{-5}$
	Основания	
Анилин	$C_6H_5NH_3OH$	$3,82 \cdot 10^{-10}$
Бензиламин	$C_6H_5CH_2NH_3OH$	$2,35 \cdot 10^{-5}$
Бутиламин	$C_4H_9NH_3OH$	$4,57 \cdot 10^{-4}$
Гидразин	N_2H_5OH	$1,7 \cdot 10^{-6}$
Гидроксид аммония	NH_4OH	$1,77 \cdot 10^{-5}$
Гидроксиламин	$NH_2OH \cdot H_2O$	$8,9 \cdot 10^{-9}$
Диметиламин	$(CH_3)_2NH_2OH$	$6,0 \cdot 10^{-4}$
Диэтиламин	$(C_2H_5)_2NH_2OH$	$9,6 \cdot 10^{-4}$
Метиламин	CH_3NH_3OH	$4,24 \cdot 10^{-4}$
Пиридин	C_5H_5NHOH	$1,71 \cdot 10^{-9}$
Пропиламин	$C_3H_7NH_3OH$	$5,62 \cdot 10^{-4}$
Тиомочевина	$CS(NH_2)_2 \cdot H_2O$	$1,1 \cdot 10^{-12}$
Триметиламин	$(CH_3)_3NHOH$	$6,31 \cdot 10^{-5}$
Хинолин	C_9H_7NHOH	$1,0 \cdot 10^{-9}$
Этаноламин	$C_2H_5ONH_3OH$	$3,0 \cdot 10^{-5}$
Этиламин	$C_2H_5NH_3OH$	$3,18 \cdot 10^{-4}$

Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева

Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева																VIII																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																									
I		II		III		IV		V		VI		VII (H)		VIII																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																											
1	1	H	1	1,00794	водород	2	He	4,002602	гелий	2	Ne	20,179	неон	10	Ar	39,948	аргон	18	Kr	83,80	криптон	36	Xe	131,29	ксенон	54	Rn	222	радон	86	Po	209	полоний	116	Lv	293	лживерморий	118	Og	294	оганессон																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																
2	2	Li	3	6,941	литий	3	Be	9,01218	бериллий	4	B	10,811	бор	5	C	12,011	углерод	6	N	14,0067	азот	7	O	15,9994	кислород	8	F	18,998403	фтор	9	Ne	20,179	неон	10	Na	22,98977	натрий	11	Mg	24,305	магний	12	Al	26,98154	алюминий	13	Si	28,0855	кремний	14	P	30,97376	фосфор	15	S	32,066	сера	16	Cl	35,453	хлор	17	Ar	39,948	аргон	18	K	39,0983	калий	19	Ca	40,078	кальций	20	Sc	44,95591	скандий	21	Ti	47,88	титан	22	V	50,9415	ванадий	23	Cr	51,9961	хром	24	Mn	54,9380	марганец	25	Fe	55,847	железо	26	Co	58,932	кобальт	27	Ni	58,69	никель	28	Cu	63,546	медь	29	Zn	65,39	цинк	30	Ga	69,723	галлий	31	Ge	72,59	германий	32	As	74,9216	мышьяк	33	Se	78,96	селен	34	Br	79,904	бром	35	Kr	83,80	криптон	36	Rb	85,4678	рубидий	37	Sr	87,62	стронций	38	Y	88,9059	иттрий	39	Zr	91,224	цирконий	40	Nb	92,9064	ниобий	41	Mo	95,94	молибден	42	Tc	98	технеций	43	Ru	101,07	рутений	44	Rh	102,9055	родий	45	Pd	106,42	палладий	46	Ag	107,8682	серебро	47	Cd	112,41	кадмий	48	In	114,82	индий	49	Sn	118,710	олово	50	Pb	207,2	свинец	51	Bi	208,9804	висмут	52	Po	209	полоний	53	At	210	астат	54	Rn	222	радон	55	Cs	132,9054	цезий	56	Ba	137,33	барий	57	La	138,9055	лантан	58	Ce	140,12	церий	59	Pr	140,9077	прометий	60	Nd	144,24	неодим	61	Pm	145	прометий	62	Sm	150,36	самарий	63	Eu	151,96	европий	64	Gd	157,25	гадолиний	65	Tb	158,9254	тербий	66	Dy	162,50	дилизий	67	Ho	164,9304	гольмий	68	Er	167,26	эрбий	69	Tm	168,9342	тулий	70	Yb	173,04	иттербий	71	Lu	174,967	лютеций	72	Hf	178,49	гафний	73	Ta	180,9479	тантал	74	W	183,85	вольфрам	75	Re	186,207	рений	76	Os	190,2	осмий	77	Ir	192,22	ирридий	78	Pt	195,08	платина	79	Au	196,9665	золото	80	Hg	200,59	ртуть	81	Tl	204,383	таллий	82	Pb	207,2	свинец	83	Bi	208,9804	висмут	84	Po	209	полоний	85	At	210	астат	86	Rn	222	радон	87	Fr	223	франций	88	Ra	226	радий	89	Ac	227	актиний	90	Th	232,0381	торий	91	Pa	231	протактиний	92	U	238,0289	уран	93	Np	237	нептуний	94	Pu	244	плутоний	95	Am	243	амерций	96	Cm	247	курий	97	Bk	247	берклий	98	Cf	251	калifornий	99	Es	252	эйнштейний	100	Fm	257	фермий	101	Md	288	менделевий	102	No	289	нобелий	103	Lr	260	лоуренций

Растворимость неорганических веществ в воде

Ион	H ⁺	Li ⁺	K ⁺	Na ⁺	NH ₄ ⁺	Mg ²⁺	Ca ²⁺	Ba ²⁺	Sr ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Zn ²⁺	Ag ⁺	Pb ²⁺	Cu ²⁺	Hg ⁺	Hg ²⁺	Mn ²⁺	Sn ²⁺	Ni ²⁺	Co ²⁺	
OH ⁻			P	P	P	H	M	P	M	H	H	H	H	H	-	M	H	H	-		H	H	M	H
F ⁻	P	M	P	P	P	M	H	M	M	M	P	M	M	P	P	M	P	P	Г	Г	P	P	P	P
Cl ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	M	P	P	P	H	M	P	P	H	P	P	Г	P	P
Br ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	M	P	P	H	M	P	Г	P	P
I ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P	H	M	-		H	M	P	M	P	P
S ²⁻	P	P	P	P	P	Г	Г	P	H	Г	Г	H	Г	H	H	H	H	H	-	H	M	H		
SO ₃ ²⁻	P	P	P	P	P	H	H	H	H	-	-	Г	-	H	H	H	-	-	-	H	H	-		
SO ₄ ²⁻	P	P	P	P	P	P	M	H	M	P	P	P	P	P	M	M	P	P	M	Г	P	Г		
PO ₄ ³⁻	P	M	P	P	Г	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	M	H	H	H	H	H	H	H
CO ₃ ²⁻	P	P	P	P	P	M	H	H	M	-	-	H	-	H	M	H	Г	Г	H	-	H	-	H	H
SiO ₃ ²⁻	H	H	P	P	-	Г	H	H	H	Г	Г	Г	Г	Г	-	Г	Г	Г	-	-	Г	Г	Г	Г
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	Г	Г	P	P	P	P	P
AcO ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	Г	P	P	Г	P	P	P	P	P	M	P	P	P	P	P
CrO ₄ ²⁻	P	P	P	P	P	P	M	H	M	Г	Г	Г	Г	H	H	H	H	H	H	H	H	Г	H	H
ClO ₄ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P