

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ К САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЕ

1. Строение вещества

1.1 Краткие теоретические сведения по номенклатуре химических соединений

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

1.1.1 Оксиды

Оксидами называют соединения, состоящие из кислорода и какого-нибудь элемента E1. Общую формулу оксидов можно записать как $E1_xO_y$, где x и y – наименьшие целые числа, кратные валентности кислорода и элемента соответственно, например, N_2O^I , $C^II O^II$, $Fe_2^III O_3^II$, $S^VI O_3^II$.

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).

1.2. Гидроксиды

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

Названия гидроксидов дают по следующей схеме:

гидроксид $\frac{\text{название металла}}{\text{название металла}} (\frac{\text{степень окисления металла}}{\text{степень окисления металла}})$.

Например: $NaOH$ – гидроксид натрия, $Fe(OH)_2$ – гидроксид железа (II), $Al(OH)_3$ – гидроксид алюминия.

По химическим свойствам гидроксиды делят на щелочные, основные и амфотерные гидроксиды.

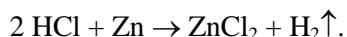
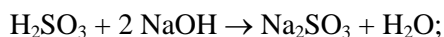
1.3. Кислоты

Кислотами называют вещества, состоящие из отрицательного иона кислотного остатка и положительного иона водорода (одного или нескольких). Общую формулу кислоты можно записать следующим образом 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.

При составлении названия кислоты используют схему: *элементоводородная кислота*, например: HCl – хлороводородная кислота (соляная), H_2S – сероводородная кислота, H_2Te – теллуридоводородная кислота.

Кислородсодержащие кислоты.

Центральный атом имеет максимальную степень окисления (высшие кислоты) – используют окончание **–ная** или **–вая**, например: HNO_3 – азотная кислота, H_2SO_4 – серная кислота, H_2CrO_4 – хромовая кислота.

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 суффиксы:

–н(ая) → –оват(ая) → –ист(ая) → –оватист(ая)

→ степень окисления понижается →:

$\text{HCl}^{+7}\text{O}_4$ (хлорная) → $\text{HCl}^{+5}\text{O}_3$ (хлорноватая) → $\text{HCl}^{+3}\text{O}_2$ (хлористая) → HCl^+O (хлорноватистая)

Приставку **орто–** и **мета–** используют для обозначения кислот, образованных элементом с одинаковой степенью окисления, но различающихся основностью: H_3PO_4 – ортофосфорная кислота, HPO_3 – метафосфорная кислота.

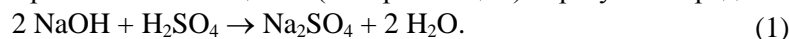
Приставку **тио–** используют для обозначения кислот, в молекуле которых атом кислорода замещен на серу со степенью окисления -2: $\text{H}_2\text{SO}_3\text{S}$ ($\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$) – тиосерная кислота, H_2CS_3 – тритиоугольная кислота.

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

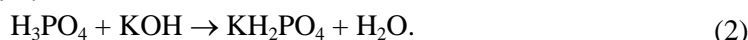
1.4. Соли

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 заряду катиона и аниона соответственно. Соли можно рассматривать и как продукты полного или частичного замещения атомов водорода в молекуле кислоты атомами металлов или гидроксогрупп в молекуле гидроксида металла кислотными остатками.

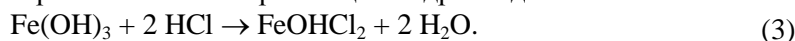
При полном замещении (нейтрализации) образуются средние соли:



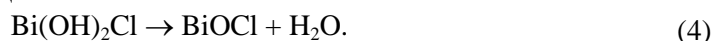
При неполной нейтрализации многоосновной кислоты гидроксидом металла образуются кислые соли:



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.

Бескислородные кислоты (кислотные остатки).

К латинскому корню кислотообразующего элемента добавляют суффикс **–ид**: Cl^- – хлорид, NaCl – хлорид натрия; S^{2-} – сульфид, NiS – сульфид никеля (II).

Кислородсодержащие кислоты (кислотные остатки).

Кислотообразующий элемент находится в высшей степени окисления - латинскому корню кислотообразующего элемента добавляют суффикс **–ат**:

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.

Кислотообразующий элемент находится в низшей степени окисления - латинскому корню кислотообразующего элемента добавляют суффикс **–ит**:

SO_3^{2-} – сульфит, BaSO_3 – сульфит бария; NO_2^- – нитрит, NaNO_2 – нитрит натрия; CrO_2^- – хромит, KCrO_2 – хромит калия.

Для обозначения анионов орто- и метакислот сохраняют приставки орто– и мета–:

PO_4^{3-} – ортофосфат, Na_3PO_4 – ортофосфат натрия;

PO_3^- – метафосфат, NaPO_3 – метафосфат натрия;

Для обозначения кислотных остатков тиокислот сохраняют приставку тио–:

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–:

$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ – дихромат, $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ – дихромат натрия.

Для обозначения степеней окисления атомов галогенов используют приставки и суффиксы:

пер–...–ат → –ат → –ит → гипо–...–ит

→ степень окисления понижается →:

$\text{Cl}^{+7}\text{O}_4^-$ (перхлорат) → $\text{Cl}^{+5}\text{O}_3^-$ (хлорат) → $\text{HCl}^{+3}\text{O}_2^-$ (хлорит) → Cl^+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.):

HCO_3^- – гидрокарбонат, NaHCO_3 – гидрокарбонат натрия, $\text{Ba}(\text{HCO}_3)_2$ – гидрокарбонат бария; H_2PO_4^- – дигидроортофосфат, $\text{K}_2\text{H}_2\text{PO}_4$ – дигидроортофосфат калия.

Для названия катионов основных солей используют приставку гидроксо–, количество гидроксогрупп в составе соли указывают греческими числительными (ди, три, тетра и т. д.):

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 оксоослей используют корень латинского названия металла с добавлением суффикса –ил:

BiO^+ – висмутил, 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:

$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ – сульфат алюминия, калия.

1.2. Задачи для решения

1.2.1. по названию вещества написать его формулу.

1. Азотистая кислота.	18. Молибдат аммония.
2. Азотная кислота.	19. Ниобат калия.
3. Ацетат свинца (II).	20. Нитрат бария.
4. Бромид алюминия.	21. Нитрит калия.
5. Бромид кобальта (II).	22. Оксалат аммония.
6. Бромноватистая кислота.	23. Перманганат калия.
7. Бромоводородная кислота.	24. Перманганат магния.
8. Висмутат натрия.	25. Сернистая кислота.
9. Гидрокарбонат калия.	26. Сульфат железа (III).
10. Гидроксид алюминия.	27. Сульфат ртути (II).
11. Гидросульфид натрия.	28. Сульфид свинца (II).
12. Дихромат аммония.	29. Тиосульфат натрия.
13. Дихромат калия.	30. Угольная кислота.
14. Дихромовая кислота.	31. Хлорид железа (III).
15. Иодид кобальта (II).	32. Хлорид калия.
16. Иодид сурьмы.	33. Хлорид олова (II).
17. Метаалюминат натрия.	34. Хлорная кислота.
	35. Цианид калия.

1.2.2. Назвать соединения:

36. $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$	54. HgSO_4
37. $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$	55. HNO_2
38. BaCr_2O_7	56. HPO_3
39. BaSO_4	57. K_2CO_3
40. BiCl_3	58. K_2CrO_4
41. CaC_2O_4	59. K_2MnO_4
42. CdI_2	60. KCN
43. CH_3COOH	61. KCNS
44. $\text{Co}(\text{NO}_3)_3$	62. KCrO_2
45. CoBr_2	63. KMnO_4
46. CoI_2	64. KNO_2
47. CrOHSO_4	65. $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
48. CuCl_2	66. Na_2CrO_4
49. FeCl_3	67. $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$
50. $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$	68. Na_3BO_3
51. H_2SnO_3	69. $\text{Pb}(\text{SO}_4)_2$
52. H_3PO_3	70. PbS
53. HClO	

1.2.3. Написать в молекулярной и ионно-молекулярной формах уравнения реакций.

- Нитрат свинца (II) + иодид калия.
- Сульфид калия + серная кислота.
- Карбонат калия + соляная кислота.
- Сульфат меди (II) + гидроксид натрия.
- Карбонат кальция + соляная кислота.
- Сульфит натрия + серная кислота.
- Бромид алюминия + нитрат серебра.
- Сульфид натрия + серная кислота.
- Сульфид железа (II) + соляная кислота.
- Формиат калия + азотная кислота.
- Хлорид аммония + гидроксид кальция.
- Соляная кислота + гидроксид бария.
- Плавиковая кислота + гидроксид калия.
- Гидроксид железа (III) + азотная кислота.
- Уксусная кислота + гидроксид аммония.
- Азотистая кислота + гидроксид аммония.
- Сероводород + гидроксид аммония.
- Гидрокарбонат натрия + соляная кислота.
- Хлорид железа (III) + гидроксид калия.
- Ацетат свинца + сульфат натрия.
- Гидросульфат калия + серная кислота.
- Нитрат цинка + избыток гидроксида натрия.
- Гидроксид кальция + оксид углерода (IV).
- Нитрат бария + сульфат натрия.
- Хлорид бария + сульфат алюминия.
- Нитрат свинца + сульфат железа (III).
- Сульфат хрома (III) + гидроксид аммония.
- Карбонат натрия + ортофосфорная кислота.
- Нитрат дигидроксовисмута + азотная кислота.
- Хлорид гидроксомагния + соляная кислота.

1.2.4. Закончить и уравнять реакцию; уравнение реакции представить в молекулярной и ионной формах:

101. $\text{AgNO}_3 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow$.	119. $\text{CuSO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow$.
102. $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$.	120. $\text{CuSO}_4 + \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow$.
103. $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{AgNO}_3 \rightarrow$.	121. $\text{HF} + \text{KOH} \rightarrow$.
104. $\text{AlBr}_3 + \text{AgNO}_3 \rightarrow$.	122. $\text{KOH} + \text{HCN} \rightarrow$.
105. $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow$.	123. $\text{KOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$.
106. $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow$.	124. $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$.
107. $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 \rightarrow$.	125. $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$.
108. $\text{BaCl}_2 + \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow$.	126. $\text{NaHPO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow$.
109. $\text{BaCl}_2 + \text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow$.	127. $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$.
110. $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 \rightarrow$.	128. $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow$.
111. $\text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$.	129. $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{Sr}(\text{OH})_2 \rightarrow$.
112. $\text{CaCO}_3 + \text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow$.	130. $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2 + \text{KOH} \rightarrow$.
113. $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow$.	131. $\text{NiSO}_4 + (\text{NH}_4)_2\text{S} \rightarrow$.
114. $\text{CdCl}_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$.	132. $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow$.
115. $\text{CH}_3\text{COOK} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$.	133. $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{KI} \rightarrow$.
116. $\text{HCOOK} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$.	134. $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$.
117. $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow$.	135. $\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{NaOH} \rightarrow$.
118. $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow$.	

2. Окислительно-восстановительные реакции

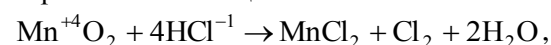
Окислительно-восстановительными называются химические реакции, сопровождающиеся изменением степени окисления атомов элементов.

Окислением называется процесс отдачи электронов, а *восстановлением* процесс принятия электронов. Окисление и восстановление взаимосвязаны.

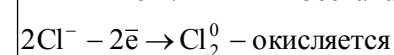
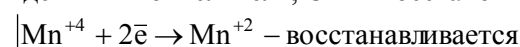
Окислителем называется вещество, атомы которого принимают электроны, при этом он восстанавливается. *Восстановителем* называется вещество, атомы которого отдают электроны, при этом он окисляется.

Все окислительно-восстановительные реакции классифицируют следующим образом:

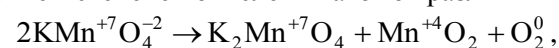
1. Межмолекулярные реакции. Это реакции, в которых окислитель и восстановитель являются различными веществами.



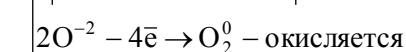
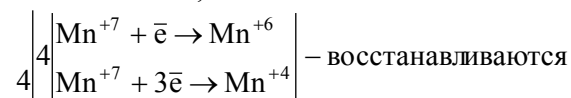
где Mn^{+4} – окислитель, Cl^{-1} – восстановитель.



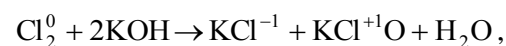
2. Реакции внутримолекулярного окисления. Это реакции, которые протекают с изменением степеней окисления атомов различных элементов одного и того же вещества.



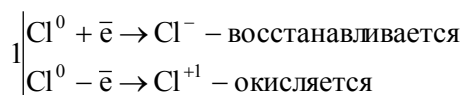
где Mn^{+7} – окислитель, а O^{-2} – восстановитель.



3. 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.



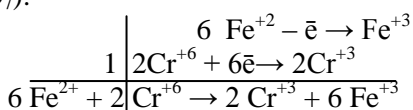
О возможности того или иного вещества проявлять окислительные, восстановительные или двойственные свойства можно судить по степени окисления элементов, выполняющих эти функции.

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.

2.1. Примеры решения задач

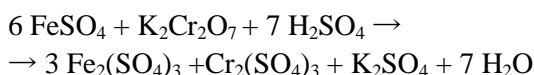
Пример 1. Составить электронную схему и закончить уравнение реакции: $\text{FeSO}_4 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$

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 $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$):

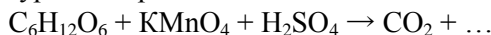


Расставим полученные коэффициенты в левую и правую части исходного уравнения. Учитывая, что реакция протекает при избытке серной кислоты, конечным продуктом реакции будут сульфаты всех металлов. Водород образует воду. Недостаток сульфат-ионов слева компенсируют семью молями серной кислоты. В последнюю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

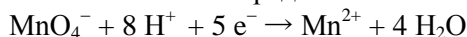
Окончательно



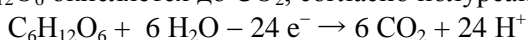
Пример 2. Закончить и уравнять реакцию:



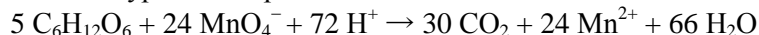
Решение. Необходимо составить схему процесса. В кислой среде перманганат-ион восстанавливается до иона марганца со степенью окисления +2. Для уравнивания числа атомов кислорода добавляют воду или ионы H^+ в кислой среде или OH^- в щелочной:



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



Приводим число электронов к наименьшему общему кратному, в примере к 120. Для этого уравнения полуреакций домножают на соответствующие коэффициенты, в примере на 24 и 5. Суммируют уравнения полуреакций, сокращая одинаковые члены в левой и правой частях. В результате получают ионное уравнение реакции:



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



2.2. Задачи для решения

2.2.1. Уравнять окислительно-восстановительную реакцию методом полу-реакций.

136. $\text{MnO}_2 + \text{KClO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{KCl} + \dots$
137. $\text{HgS} + \text{HNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{S} + \text{NO} + \dots$
138. $\text{SO}_2 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \dots$
139. $\text{Mn}(\text{OH})_2 + \text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{KCl} + \dots$
140. $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{KMnO}_4 + \dots$
141. $\text{KNO}_3 \rightarrow \text{KNO}_2 + \text{O}_2 + \dots$
142. $\text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Ag} + \text{NO}_2 + \text{O}_2 + \dots$

143. $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{PbO} + \text{NO}_2 + \text{O}_2 + \dots$
144. $\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{NO} + \dots$
145. $\text{I}_2 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ba}(\text{IO}_3)_2 + \text{BaI}_2 + \dots$
146. $\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2 + \dots$
147. $\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}_2 + \dots$
148. $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{NO} + \dots$
149. $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{O}_2 + \dots$
150. $\text{H}_2\text{S} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{S} + \dots$
151. $\text{KNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{K}_3\text{NO}_3 + \dots$
152. $\text{KNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{KNO}_3 + \dots$
153. $\text{Zn} + \text{KClO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + \text{KCl} + \dots$
154. $\text{Al} + \text{KNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_3[\text{Al}(\text{OH})_6] + \text{NH}_3 + \dots$
155. $\text{Al} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6] + \dots$
156. $\text{SnCl}_2 + \text{HCl} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_2[\text{SnCl}_6] + \text{NO} + \dots$
157. $\text{SnCl}_2 + \text{HgCl}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{Hg} + \text{H}_2[\text{SnCl}_6] + \dots$
158. $\text{KNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KNO}_3 + \dots$
159. $\text{FeSO}_4 + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KCl} + \dots$
160. $\text{CuCl}_2 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CuCl} + \dots$
161. $\text{CrCl}_3 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \dots$
162. $\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \dots$
163. $\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \dots$
164. $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{HIO}_3 \rightarrow \text{I}_2 + \dots$
165. $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$
166. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{SO}_2 + \dots$
167. $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2 + \text{O}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2 + \dots$
168. $\text{NaCrO}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \dots$
169. $\text{HBr} + \text{HBrO}_3 \rightarrow \text{Br}_2 + \dots$
170. $\text{HClO} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{HCl} + \dots$
171. $\text{CrO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 + \dots$
172. $\text{PH}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \dots$
173. $\text{NaBr} + \text{NaBrO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Br}_2 + \dots$
174. $\text{SnS} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO} + \dots$
175. $\text{HgI}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \dots$
176. $\text{KMnO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \dots$
177. $\text{H}_2\text{MnO}_4 \rightarrow \text{HMnO}_4 + \text{MnO}_2 + \dots$
178. $\text{Hg} + \text{HNO}_3(\text{b.p.}) \rightarrow \text{NH}_3 + \dots$
179. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{SnCl}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{K}_2[\text{SnCl}_6] + \dots$
180. $\text{Na}[\text{Cr}(\text{OH})_4] + \text{NaClO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{NaCl} + \dots$
181. $\text{FeS}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO} + \dots$
182. $\text{MnSO}_4 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HMnO}_4 + \dots$
183. $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KClO}_3 + \dots$
184. $\text{NO}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KNO}_3 + \dots$
185. $\text{MnSO}_4 + \text{NaBiO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) \rightarrow \dots$
186. $\text{MnSO}_4 + \text{PbO}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{HMnO}_4 + \dots$
187. $\text{MnSO}_4 + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HMnO}_4 + \dots$
188. $\text{SnCl}_2 + \text{NaBiO}_3 + \text{HCl}_p \rightarrow \text{SnCl}_4 + \dots$
189. $\text{Ca}(\text{ClO}_2)_2 + \text{NaI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$
190. $\text{NaClO} + \text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) \rightarrow \dots$
191. $\text{NaIO}_3 + \text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \dots$
192. $\text{KClO}_3 + \text{S} \rightarrow \dots$
193. $\text{NaClO}_3 + \text{MnO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{MnO}_4 + \dots$

194. $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{CrCl}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \dots$
195. $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{MnO}_2 + \dots$
196. $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl}_p \rightarrow \dots$
197. $\text{H}_2\text{S} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$
198. $\text{SO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$
199. $\text{SO}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб.})} \rightarrow \dots$
200. $\text{SO}_2 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$
201. $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} + \text{Mg} \rightarrow \text{H}_2\text{S} + \dots$
202. $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{SO}_2 \rightarrow \dots$
203. $\text{H}_2\text{S} + \text{SO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \dots$
204. $\text{PH}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб.})} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \dots$
205. $\text{P} + \text{KOH} \rightarrow \dots$

2.2.2. Написать уравнения окислительно-восстановительных реакций и расставить коэффициенты, пользуясь методом полу-реакций.

В сернокислой среде

206. Перманганатом калия и сульфитом калия
207. Перманганатом и нитритом калия
208. Перманганатом и гидросульфитом калия
209. Перманганатом калия и сульфитом железа (II)
210. Перманганатом калия и сульфитом олова (II)
211. Перманганатом калия и пероксидом водорода
212. Перманганатом калия и сульфидом калия
213. Перманганатом калия и сероводородом
214. Перманганатом калия и соляной кислотой (конц.)
215. Перманганатом калия и бромистоводородной кислотой
216. Перманганатом калия и бромистоводородной кислотой
217. Перманганатом калия и иодидом калия
218. перманганатом калия и бромидом калия
219. перманганатом кальция и сульфитом калия
220. перманганатом кальция и хлоридом олова (II)
221. Перманганатом кальция и нитритом калия
222. Дихроматом калия и сульфитом калия
223. Дихроматом калия и нитритом калия
224. дихроматом калия и сульфатом железа (II)
225. Дихроматом калия и сульфатом олова (II)
226. Дихроматом калия и пероксидом водорода
227. Дихроматом калия и сульфидом натрия
228. Дихроматом калия и диоксидом серы
229. Дихроматом калия и бромистоводородной кислотой
230. Дихроматом калия и иодистоводородной кислотой
231. Дихроматом калия и бромидом калия
232. Дихроматом калия и иодидом калия
233. Дихроматом калия и гидросульфитом калия
234. Хроматом калия и сульфитом калия
235. Хроматом калия и нитритом калия
236. Манганатом калия и сульфидом калия
237. Манганатом калия и иодидом калия
238. Манганатом калия и бромидом калия
239. Хлоратом калия и сульфатом железа (II)
240. Хлоратом калия и сульфатом олова (II)

3. Общие закономерности химических процессов

3.1 Примеры решения задач

Пример 1. Определить массовую долю алюминия в его оксиде и вычислить, сколько алюминия теоретически можно выделить из боксита массой 15 т 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 составит $2 \cdot 27 = 54$ 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:

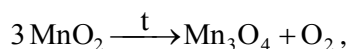
$$m_{(\text{Al}_2\text{O}_3)} = \frac{\omega_{(\text{Al}_2\text{O}_3)}}{100} m_{\text{боксита}} = \frac{87}{100} \cdot 15 = 13,05 \text{ т}.$$

Масса алюминия, которую можно получить из боксита:

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

Пример 2. 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. 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

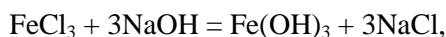
$$n_{(\text{O}_2)} = \frac{n_{(\text{MnO}_2)}}{3} = \frac{6,67}{3} = 2,223 \text{ моль}.$$

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

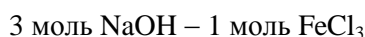
Решение. Составим уравнение реакции:



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

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

Составим пропорцию:



0,24 моль NaOH – x моль FeCl₃,

из которой вычислим количество вещества гидроксида железа (III):

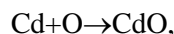
$$n_{(\text{Fe}(\text{OH})_3)} = \frac{0,24 \cdot 1}{3} = 0,08 \text{ моль.}$$

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

Решение. По массе кадмия и массе его оксида найдем массу кислорода:

$$m_{(\text{O})} = m_{(\text{CdO})} - m_{(\text{Cd})} = 3,21 - 2,81 = 0,4 \text{ г.}$$

Образование оксида кадмия можно записать в виде схемы реакции



для которой составим пропорцию согласно закону эквивалентов:

$$\frac{m_{(\text{Cd})}}{m_{(\text{O})}} = \frac{\mathcal{E}_{(\text{Cd})}}{\mathcal{E}_{(\text{O})}}$$

откуда

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

Сравнивая численные значения эквивалентной массы и молярной массы кадмия, находим:

$$\frac{M_{(\text{Cd})}}{\mathcal{E}_{(\text{Cd})}} = \frac{112,4}{56,2} = 2,$$

следовательно, валентность кадмия равна 2.

3.2 Задачи для решения

3.2.1. Выполнить расчеты по химической формуле вещества

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

242. 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.

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

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

245. 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.

246. 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?

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

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

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

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

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

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

253. Какую массу алюминия можно получить из одной тонны нефелина NaAlSiO_4 ?
254. Составить формулу дигидрососульфата железа (III) и рассчитать процентное содержание в нем оксида серы (VI).
255. KHSO_4 можно представить себе как бы составленным из K_2O и SO_3 . Найти процентное содержание оксида серы (VI) в этом соединении и назвать его.
256. Написать формулу сульфата железа (III) и рассчитать содержание железа в этом соединении.
257. Определить, сколько серебра и оксида серебра можно получить из 10 кг хлорида серебра.
258. Вычислить содержание оксида меди (II) и назвать соединение: $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$.
259. Дать химическое название и рассчитать процентное содержание хлора в $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$
260. Дать название соединения и рассчитать процентное содержание в нем никеля: $(\text{NiOH})_3(\text{PO}_4)$.
261. Дать систематическое название соединения $\text{CePO}_4 \cdot 0,5\text{H}_2\text{O}$ и вычислить а) массовую долю церия и б) массовую долю оксида церия (III).

3.2.2. Выполнить расчеты с использованием закона эквивалентов

262. В результате реакции 4,45 г металла с водородом образовалось 5,1 г гидроксида. Определить эквивалентную массу металла.
263. При взаимодействии 0,385 г металла с хлором образовалось 1,12 г хлорида этого металла. Вычислить эквивалентную массу данного металла.
264. Для реакции 0,44 г металла с бромом потребовалось 3,91 г брома. Определить эквивалентную массу металла.
265. 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.
266. При пропускании сероводорода через раствор, содержащий 7,32 г хлорида двухвалентного металла, было получено 6,133 г его сульфида. Определить эквивалентную массу металла.
267. При разложении 4,932 г оксида металла получено 0,25 л кислорода (н. у.). Определить эквивалентную массу металла.
268. При взаимодействии пластинки металла массой 10,2 г с раствором сульфата меди (II) масса пластинки увеличилась на 1,41 г. Вычислить эквивалентную массу металла.
269. В оксиде свинца содержится 7,14 % (масс.) кислорода. Определить эквивалентную массу свинца.
270. Соединение металла с галогеном содержит 64,5 % (масс.) галогена, оксид того же металла содержит 15,4 % (масс.) кислорода. Определить эквивалентную массу галогена и назвать его.
271. На восстановление 6,33 г оксида металла израсходовано 0,636 л водорода (н. у.). Определить эквивалентную массу металла.
272. 2 г некоторого металла соединяются с 1,39 г серы или с 6,95 г брома. Вычислить эквивалентную массу металла.
273. 0,321 г алюминия и 1,168 г цинка вытесняют из кислоты одинаковое количество водорода. Найти эквивалентную массу цинка, если эквивалентная масса алюминия равна 8,99 г/экв.
274. Сколько литров водорода (н. у.) потребуется для восстановления 112 г оксида металла, содержащего 71,43 % металла? Какова эквивалентная масса металла?
275. Вычислить молярную и эквивалентную массу двухвалентного металла, если 2,2 г его вытесняют из кислоты 0,81 л водорода при 22°C и 102,9 кПа. Определить металл.
276. Вычислить эквивалентную массу кислоты, если на нейтрализацию 0,234 г ее потребовалось 28,9 мл раствора гидроксида натрия концентрацией 0,1 моль/л.
277. На нейтрализацию 2 г основания потребовалось 3,04 г соляной кислоты. Вычислить эквивалентную массу основания.
278. 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.

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

280. 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.

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

282. В азотной кислоте растворили 0,58 г меди. Полученную соль прокалили, в результате получили 0,726 г оксида меди. Вычислить эквивалентную массу меди.

283. 1,02 г металла растворили в кислоте. При этом выделилось 0,94 л водорода, измеренного при нормальных условиях. Вычислить эквивалентную массу металла.

284. Одной из операций при получении стали бессемеровским методом является соединение основных оксидов металлов с оксидом кремния (IV) по уравнению: $MnO + SiO_2 \rightarrow MnSiO_3$. 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.

285. Для восстановления 15,9 г хлорида железа было израсходовано 2,8 л водорода (н.у.). Рассчитать эквивалентную массу хлорида железа.

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

287. 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.

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

289. 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.

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

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

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

293. Эквивалентная масса металла 8,99 г/экв. Какой объем водорода при $T=3^\circ C$ и давлении 106,6 кПа выделится при взаимодействии 0,449 г металла с соляной кислотой?

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

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

296. Из 1,35 г оксида некоторого металла получили 3,15 г нитрата этого металла. Найти эквивалентную массу этого металла.

3.2.3. Решить задачу с использованием расчетов по уравнению реакции

297. При синтезе аммиака израсходовано 22,4 мл азота (н.у.). Сколько аммиака может быть при этом теоретически получено?

298. При сжигании 3 кг каменного угля получили 5,3 м³ CO₂ (н.у.). Какова массовая доля углерода в данном образце каменного угля?

299. Какой объем воздуха (н.у.) потребуется для обжига пирита по реакции $4 FeS_2 + 11 O_2 \rightarrow 2 Fe_2O_3 + 8 SO_2$, чтобы получить 1000 м³ оксида серы (IV). Объемное содержание кислорода в воздухе – 21 %.

300. Вычислить, какой объем воздуха (н.у.) потребуется для обжига 2 т пирита, содержащего 92 % FeS₂. Объемное содержание кислорода в воздухе – 21 %.

301. Какая масса раствора серной кислоты концентрацией 70 % потребуется для получения ортофосфорной кислоты из 200 кг по реакции $Ca_3(PO_4)_2 + 3H_2SO_4 \rightarrow 2H_3PO_4 + 3CaSO_4$, фосфорита содержащего 70 % Ca₃(PO₄)₂?

302. 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?

303. 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?

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

305. 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.

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

307. 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°C и давлении 11 атм.?

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

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

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

311. 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°C? Реакция обжига пирита: $4 \text{FeS}_2 + 11 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Fe}_2\text{O}_3 + 8 \text{SO}_2$.

312. 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°C и давлении 820 мм рт. ст.?

313. 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 (7°C и 98,64 кПа)?

314. При прокаливании пирита (FeS_2) массой 20 т был получен оксид серы (IV) объемом 7000 м³ (н.у.). Определить чистоту пирита и объем воздуха, необходимый для обжига пирита?

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

316. 10 г порошка латуни (сплав меди с цинком) обработали избытком соляной кислоты и получили 1,3 л водорода, измеренного при 18°C и 90000 Па. Каков процентный состав сплава?

317. 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°C и давлении 101,3 кПа, а также массу необходимого углерода.

318. Для очистки типографского шрифта от вредных примесей цинка в его расплав добавляют хлорид аммония, который реагирует с находящимся в сплаве цинком. Уравнение этой 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?

319. 100 г почвы обработали соляной кислотой. При этом получили 500 мл углекислого газа, измеренного при 25°C и 1 атм. Определить процентное содержание карбонатов в почве.

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

321. При действии на 5,1 г плотного известняка избытком соляной кислоты выделилось 1,12 л CO_2 (н.у.). Сколько процентов карбоната кальция содержится в данном известняке?

322. 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?

323. 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. Определите процентное содержание карбоната магния в магнезите.

324. Составить уравнение реакции горения сероуглерода и вычислить измеренный при 100°C и 780 мм рт. ст. объем газообразных продуктов, которые получают сжиганием 25 г CS₂.

325. Вычислить объем кислорода, полученный при разложении 15 г бертолетовой соли KClO₃ при 25°C и 1 атм.

326. 50 г чистого металлического порошка цинка внесли в раствор комплексной соли золота K[Au(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?

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

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

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

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

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

332. 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 Примеры решения задач

Пример 1. Раствор серной кислоты в воде с концентрацией 16 % (мас.) имеет плотность $d = 1,109$ г/см³. Выразить концентрацию этого раствора всеми способами.

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

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

Найдем массу растворенного вещества (H₂SO₄):

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

Вычислим концентрацию раствора серной кислоты в г/л:

$$C_{\text{г/л}} = \frac{m_{(\text{H}_2\text{SO}_4)}}{V_{\text{р-р}}} = \frac{160}{0,902} = 177,4 \text{ г/л}.$$

Найдем количество молей серной кислоты:

$$n_{(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{m_{(\text{H}_2\text{SO}_4)}}{M_{(\text{H}_2\text{SO}_4)}} = \frac{160}{98} = 1,63 \text{ моль}$$

и вычислим молярную концентрацию раствора серной кислоты:

$$C_{M(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{n_{(\text{H}_2\text{SO}_4)}}{V_{\text{р-р}}} = \frac{1,63}{0,902} = 1,81 \text{ моль/л}.$$

Найдем массу растворителя (H₂O):

$$m_{(\text{H}_2\text{O})} = m_{\text{р-р}} - m_{(\text{H}_2\text{SO}_4)} = 1000 - 160 = 840 \text{ г} = 0,84 \text{ кг}$$

и вычислим молярную концентрацию раствора серной кислоты:

$$m_{(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{n_{(\text{H}_2\text{SO}_4)}}{m_{(\text{H}_2\text{O})}} = \frac{1,63}{0,84} = 1,94 \text{ моль/кг} .$$

Найдем количество молей воды:

$$n_{(\text{H}_2\text{O})} = \frac{m_{(\text{H}_2\text{O})}}{M_{(\text{H}_2\text{O})}} = \frac{840}{18} = 46,67 \text{ моль} .$$

Найдем молярную долю серной кислоты:

$$x_{(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{n_{(\text{H}_2\text{SO}_4)}}{n_{(\text{H}_2\text{SO}_4)} + n_{(\text{H}_2\text{O})}} = \frac{1,63}{1,63 + 46,67} = 0,03 .$$

Определим нормальную концентрацию раствора серной кислоты (для серной кислоты количество обменных эквивалентов в одном моле вещества $z = 2$):

$$C_{N(\text{H}_2\text{SO}_4)} = zC_{M(\text{H}_2\text{SO}_4)} = 2 \cdot 1,81 = 3,62 \text{ экв/л} .$$

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. Найдем массу серной кислоты, содержащейся в 200 мл 1 н. раствора. Для этого вычислим молярную концентрацию раствора:

$$C_M = \frac{C_N}{z} = \frac{1}{2} = 0,5 \text{ моль/л} ,$$

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

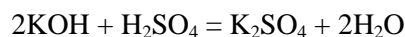
$$m_{(\text{H}_2\text{SO}_4)} = n_{(\text{H}_2\text{SO}_4)} M_{(\text{H}_2\text{SO}_4)} = 0,1 \cdot 98 = 9,8 \text{ г} .$$

Вычислим объем 10 % раствора:

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

Пример 3. 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. Составим уравнение реакции:



Найдем количество вещества KOH

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

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.

Найдем объем раствора серной кислоты:

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

4.2 Задачи для решения

4.2.1. Выразить концентрацию заданного раствора всеми возможными способами

333.	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	0,15 экв/л	1,009
334.	$\text{Al}(\text{NO}_3)_3$	5,47 г/л	1,01
335.	AlCl_3	0,041 моль/кг	1,007
336.	BaCl_2	1,69 моль/л	1,28
337.	$\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$	0,525 моль/л	1,092
338.	CaCl_2	22 %	1,203
339.	$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$	2%	1,01
340.	CdCl_2	0,5 моль/л	1,08
341.	CrCl_3	0,6 экв/л	1,022
342.	$\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$	0,3 моль/л	1,021
343.	$\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$	3%	1,02
344.	CuSO_4	1,037 моль/кг	1,206
345.	CuCl_2	0,04 моль/л	1,009
346.	$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$	1,037 экв/л	1,20
347.	FeSO_4	0,3 экв/л	1,02
348.	$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$	0,3 моль/л	1,03
349.	$\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$	0,3 %	1,0
350.	H_2SO_4	15 %	1,1
351.	H_3PO_4	24 %	1,14
352.	HCl	0,4 мол. %	1,002
353.	$\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$	0,25 моль/л	1,174
354.	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	0,18 моль/кг	1,033
355.	KMnO_4	0,25 экв/л	1,027
356.	KOH	6,3 мол. %	1,147
357.	MgSO_4	20 %	1,219
358.	MgCl_2	2 %	1,02
359.	$\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$	0,05 моль/л	1,01
360.	MnSO_4	1 %	1,0
361.	Na_2CO_3	41,34 г/л	1,019
362.	NaBr	26 %	1,21
363.	NaCl	4,5%	1,03
364.	NaOH	13 %	1,142
365.	NH_4OH	9 %	0,961
366.	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	30 %	1,328
367.	ZnSO_4	87 г/л	1,084

4.2.2. Выполнить расчет приготовления раствора.

368. Какой объем 88 % раствора серной кислоты плотностью $1,8 \text{ г/см}^3$ надо взять, чтобы приготовить 2 л этой же кислоты концентрацией 2,36 моль/л?

369. Требуется приготовить 500 мл 15 % раствора едкого кали плотностью $1,14 \text{ г/см}^3$. Какое количество миллилитров 12-ти нормального раствора едкого кали (KOH) надо для этого взять?

370. Какое количество воды надо добавить к 200 мл 52 % раствора едкого натра, плотность которого $1,35 \text{ г/см}^3$, чтобы получить раствор с концентрацией 2,78 моль/л?

371. Раствор серной кислоты концентрацией 3 моль/л имеет плотность $1,18 \text{ г/см}^3$. Какое количество воды надо прилить к 118 г этого раствора, чтобы получить раствор с концентрацией 12 %?

372. Сколько воды надо добавить к 125 мл 26 % раствора соляной кислоты плотностью $1,13 \text{ г/см}^3$, чтобы получить раствор с концентрацией 14,5 %?

373. Какое количество воды надо добавить к 150 г раствора хлорида бария в воде, концентрация которого 2 экв/л, а плотность $1,2 \text{ г/см}^3$, с тем, чтобы получить раствор с концентрацией 8 %?

374. 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 %?
375. Сколько миллилитров 2,25 М раствора хлорида калия надо взять, чтобы приготовить 1,5 л 6 % раствора, плотностью $1,04 \text{ г/см}^3$?
376. Какой объем 38 % раствора соляной кислоты плотностью $1,189 \text{ г/см}^3$ потребуется для приготовления 250 мл 0,08 н. раствора?
377. Сколько миллилитров 96 % раствора серной кислоты плотностью $1,84 \text{ г/см}^3$ потребуется для приготовления 2 л 0,25 н. раствора?
378. Сколько граммов едкого кали надо взять для приготовления двух литров 10 % раствора плотностью $1,09 \text{ г/см}^3$?
379. Сколько миллилитров 98 % раствора серной кислоты плотностью $1,837 \text{ г/см}^3$ надо взять для приготовления 500 мл 0,1 н. раствора?
380. Сколько миллилитров 3 н. раствора фосфорной кислоты надо взять для приготовления 1 л 0,5 М раствора?
381. Как приготовить 500 мл 0,5 н. раствора соды из 2 н. ее раствора?
382. Сколько миллилитров воды надо прибавить к 300 мл 25 % раствора едкого кали, плотностью $1,236 \text{ г/см}^3$, чтобы получить 8 % раствор?
383. Сколько миллилитров 56 % азотной кислоты плотностью $1,345 \text{ г/см}^3$ потребуется для приготовления 1 литра 0,1 М раствора?
384. Сколько миллилитров воды надо прибавить к 100 мл 48 % раствора серной кислоты плотностью $1,376 \text{ г/см}^3$, чтобы получить 0,5 н. раствор?
385. До какого объема надо разбавить 200 мл 1 н. раствора хлорида натрия, чтобы получить 4,5 % раствор плотностью $1,029 \text{ г/см}^3$?
386. Сколько граммов сульфата натрия надо прибавить к 1 л 10 % раствора плотностью $1,09 \text{ г/см}^3$, чтобы получить 15 % раствор?
387. Сколько воды надо прибавить к 200 мл 32 % раствора азотной кислоты плотностью $1,193 \text{ г/см}^3$ чтобы получить 10 % раствор?
388. Сколько 36 % раствора соляной кислоты плотностью $1,179 \text{ г/см}^3$ потребуется для приготовления 1 л 0,5 н. раствора?
389. Сколько воды надо добавить к 50 мл 2 н. раствора, чтобы получить 0,25 н. раствор?
390. Сколько граммов хлорида аммония надо добавить к 5 л 2,1 М раствора плотностью $1,054 \text{ г/см}^3$ чтобы получить 20 % раствор?
391. Сколько граммов едкого натра надо взять для приготовления двух литров 10 % раствора плотностью $1,080 \text{ г/см}^3$?
392. Как приготовить один литр 1 н. раствора КОН из 49 % раствора той же щелочи плотностью $1,5 \text{ г/см}^3$?
393. Имеется 80 % раствор серной кислоты плотностью $1,732 \text{ г/см}^3$. Как из него приготовить 2 л 6 М раствора H_2SO_4 ?
394. Сколько 60 % серной кислоты плотностью $1,503 \text{ г/см}^3$ надо взять для приготовления 10 литров 0,1 н. ее раствора?
395. Сколько воды надо испарить, чтобы из 10 л 0,25 М раствора ортофосфорной кислоты получить 6 М раствор?
396. В лаборатории имеется 20 кг 12 % раствора поташа K_2CO_3 . Сколько килограммов технического поташа, содержащего 8 % посторонних примесей надо взять для повышения концентрации имеющегося раствора до 20 %?
397. Какой объем 10 % раствора карбоната натрия плотностью $1,105 \text{ г/см}^3$ требуется для приготовления 5 л 2 % раствора плотностью $1,02 \text{ г/см}^3$?
398. Сколько граммов хлористого аммония потребуется для приготовления 600 мл 0,5 М раствора?
399. Какую массу нитрата свинца (II) надо взять для приготовления 300 мл 0,2 н. раствора?
400. Сколько граммов медного купороса (пентагидрата сульфата меди (II)) надо взять для приготовления одного литра 2 н. раствора?
401. Какой процентной концентрации получится соляная кислота, если к 100 мл раствора HCl 36 % и плотностью $1,179 \text{ г/см}^3$ прибавить 200 мл воды?
402. Сколько граммов азотной кислоты содержится в 1 л 36 % раствора плотностью $1,221 \text{ г/см}^3$?

403. Какой процентной концентрации получится раствор, если к 500 мл 30 % раствора КОН плотностью $1,288 \text{ г/см}^3$ прибавить 500 мл воды?
404. Какой объем аммиака следует растворить в воде при 25°C и 120 кПа для получения 2 л 10 % раствора гидроксида аммония, плотностью $0,96 \text{ г/см}^3$?
405. Какая масса сульфита натрия потребуется для приготовления 5 л 8 % раствора плотностью $1,075 \text{ г/см}^3$?
406. Сколько воды надо прибавить к 50 мл 2 н. раствора, чтобы получить 0,25 н. раствор?
407. Какой объем воды потребуется для растворения 67,2 л хлороводорода (н.у.) для получения 9 % раствора (плотность $1,04 \text{ г/мл}$)?
408. Сколько грамм десятиводного сульфата натрия нужно растворить в 800 мл воды для получения раствора с концентрацией по безводному сульфату натрия 10 %?
409. Какая масса хлорида калия потребуется для приготовления 200 мл раствора с концентрацией $1,455 \text{ моль/л}$?
410. Необходимо приготовить 100 г раствора хлорида бария с концентрацией 5 %. Какая масса дигидрата хлорида бария потребуется для этого?
411. Какой объем 30 % раствора серной кислоты (плотность $1,12 \text{ г/см}^3$) потребуется для приготовления 2 л раствора концентрацией 0,4 н.?
412. Какой объем аммиака при температуре 25°C и давлении 1 атм. следует растворить в 1 л воды для получения раствора гидроксида аммония концентрацией 20 %?
413. Рассчитать, какой объем воды следует взять для растворения 16 г CH_3OH для получения раствора метанола с мольной долей 0,02
414. Раствор хлорида алюминия в воде имеет концентрацию 2 экв/л и плотность $1,08 \text{ г/см}^3$. К 50 г этого раствора добавили 35 мл воды и его плотность стала $1,035 \text{ г/см}^3$. Найти массовую долю хлорида алюминия в новом растворе.
415. Сколько 5 % раствора можно приготовить из 1 т плавленого сульфида натрия, содержащего 30 % примесей?
416. Раствор хлорида алюминия в воде имеет концентрацию 2,18 экв/л и плотность $1,08 \text{ г/см}^3$. К 50 г этого раствора добавили 35 мл воды и его плотность стала $1,044 \text{ г/см}^3$. Найти концентрацию нового раствора (%).
417. К 200 мл 0,7 н. раствора серной кислоты прибавили 300 г воды. Рассчитать конечную концентрацию серной кислоты (в г/л).
418. 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 избытке?
419. Имеется раствор хлорида бария, содержащий 2,3 г бария. Сколько миллилитров 0,5 н. раствора серной кислоты потребуется для осаждения всего бария в виде сульфата?
420. 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?
421. Какой объем концентрированной серной кислоты концентрацией 96 % и плотностью $1,96 \text{ г/см}^3$ потребуется для приготовления 5 л раствора концентрацией 3 экв/л?
422. Какую массу медного купороса (пентагидрат сульфата меди (II)) следует взять для приготовления 4 л раствора концентрацией по меди 1 г/л?
423. Какой объем концентрированной соляной кислоты (36 %, плотность – $1,17 \text{ г/см}^3$) требуется для приготовления 10 л 5 % раствора плотностью $1,02 \text{ г/см}^3$?
424. Требуется приготовить 1 л раствора 0,088 М хлорида кальция. Какой объем 6 н. раствора для этого потребуется?
425. Концентрация рабочего раствора сульфата никеля в фотометрическом анализе составляет 0,8 ммоль/л. Какой объем раствора с концентрацией по никелю 1 г/л потребуется для приготовления 100 мл рабочего раствора сульфата никеля?
426. У вас есть раствор нитрата натрия, концентрацией 40 %. Как из него приготовить 500 мл раствора концентрацией 1 моль/кг?
427. Концентрация товарной муравьиной кислоты составляет 30 %(масс.), плотность такого раствора – $1,07 \text{ г/см}^3$. Какой объем концентрированной муравьиной кислоты потребуется для приготовления 10 л 0,4 н. раствора?
428. Какой объем 40 % уксусной кислоты плотностью $1,05 \text{ г/см}^3$ нужен для приготовления 5 л раствора уксусной кислоты концентрацией 0,3 н.?

429. Концентрация товарной муравьиной кислоты составляет 30 % (масс.), плотность такого раствора – $1,07 \text{ г/см}^3$. Какой объем концентрированной муравьиной кислоты потребуется для приготовления 10 л 0,5 н. раствора?

430. Какой объем 40 % уксусной кислоты плотностью $1,05 \text{ г/см}^3$ нужен для приготовления 5 л раствора уксусной кислоты концентрацией 1,0 н.?

431. Концентрация товарной муравьиной кислоты составляет 30 % (масс.), плотность такого раствора – $1,07 \text{ г/см}^3$. Какой объем концентрированной муравьиной кислоты потребуется для приготовления 10 л 0,2 н. раствора?

432. Какой объем 46 % азотной кислоты плотностью $1,25 \text{ г/мл}$ потребуется для приготовления 2 л 0,2 н. раствора?

433. Смешали 3 л 5 % соляной кислоты и 5 л 2 % соляной кислоты. Раствор какой концентрации в г/л получился после смешивания?

434. Смешали 1 л 20 % раствора соляной кислоты плотностью $1,098 \text{ г/см}^3$ и 1 л 12,5 % раствора соляной кислоты плотностью $1,06 \text{ г/см}^3$. Какой концентрации (моль/л) раствор получили после смешивания?

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

436. К 100 мл раствора едкого натра (NaOH) концентрацией 10 % плотностью $1,109 \text{ г/см}^3$ прибавили 200 мл раствора NaOH концентрацией 20 % плотностью $1,219 \text{ г/см}^3$. Рассчитать нормальность полученного раствора.

437. К 500 мл 6 % раствора хлорида натрия плотностью $1,04 \text{ г/см}^3$ прибавили 1 л раствора хлорида калия концентрацией 8 % плотностью $1,05 \text{ г/см}^3$. Рассчитать молярную концентрацию хлорид-иона в растворе после смешения.

4.2.3. Выполнить расчет концентрации раствора с учетом протекания химической реакции

438. 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, какая масса хлорида серебра выпала в осадок?

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

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

441. На нейтрализацию одного литра раствора, содержащего 1,4 г гидроксида калия, требуется 50 мл раствора кислоты. Вычислить нормальность раствора кислоты.

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

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

444. 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?

445. Сколько миллилитров 10 % соляной кислоты плотностью $1,047 \text{ г/см}^3$ потребуется для нейтрализации раствора, содержащего 8,5 г гидроксида бария?

446. 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?

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

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

449. 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?

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

451. Сколько граммов карбоната кальция можно растворить в 100 мл 20 % соляной кислоты плотностью $1,1 \text{ г/см}^3$? Вычислить объем, который займет выделившийся газ при нормальных условиях.

452. К 5 г цинка прибавили 100 мл 10,2 % соляной кислоты (плотность раствора $1,05 \text{ г/см}^3$). Какое вещество, и в каком количестве осталось в избытке? Вычислить объем выделившегося водорода при 20°C и 750 мм рт. ст.
453. На нейтрализацию 20 мл 5,66 % раствора гидроксида калия плотностью $1,053 \text{ г/см}^3$ пошло 12,1 мл раствора серной кислоты плотностью $1,052 \text{ г/см}^3$. Определить концентрацию (%) раствора серной кислоты.
454. Какое количество миллилитров 0,5 н. раствора сульфата натрия надо прилить к 100 мл 16 % раствора хлорида бария плотностью $1,156 \text{ г/см}^3$, чтобы полностью осадить сульфат-ион?
455. 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 концентрацию (%) фосфорной кислоты.
456. Для нейтрализации 20 мл 0,1 н. раствора кислоты потребовалось 8 мл раствора гидроксида натрия. Сколько граммов NaOH содержит 1 л этого раствора?
457. Какой объем 0,2 н. раствора кислоты требуется для нейтрализации раствора, содержащего 0,51 г гидроксида калия в 30 мл?
458. 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?
459. Определить эквивалентную массу кислоты, если на нейтрализацию раствора, содержащего 0,63 г кислоты, израсходовано 20 мл 0,5 н. раствора щелочи.
460. На нейтрализацию раствора, содержащего 4,05 г кислоты, израсходовано 40 мл раствора едкого натра (NaOH) концентрацией 10 % плотностью $1,109 \text{ г/см}^3$. Определить эквивалентную массу кислоты.
461. На нейтрализацию 10 мл раствора серной кислоты концентрацией 22 % плотностью $1,155 \text{ г/см}^3$ потребовалось 50 мл раствора щелочи концентрацией 41,6 г/л. Определить из этих данных эквивалентную массу щелочи.
462. Сколько известняка с содержанием карбоната кальция 70 % потребуется для полной нейтрализации 10 л серной кислоты, концентрацией 5 г/л?
463. К раствору объемом 30 мл, содержащему 10 г серной кислоты в 100 мл раствора, прибавили 40 мл раствора NaOH, содержащего 9 г гидроксида натрия в 100 мл раствора. Найти молярную концентрацию того вещества, которое останется в избытке.
464. Смешали раствор нитрата серебра, концентрацией 1 % плотностью $1,01 \text{ г/см}^3$ и раствор соляной кислоты концентрацией 5 % (плотность $1,02 \text{ г/см}^3$) в соотношении 3:4. Рассчитать молярную концентрацию нитрат-иона в полученном растворе.
465. Какой объем раствора серной кислоты концентрацией 10 % (плотность $1,07 \text{ г/см}^3$) потребуется для полной нейтрализации 0,5 л раствора NaOH концентрацией 16 г/л?
466. Смешали 10 мл раствора HCl концентрацией 10 % (плотность $1,047 \text{ г/см}^3$) и 10 мл раствора HCl концентрацией 6 % (плотность $1,028 \text{ г/см}^3$). Рассчитать массовую долю и молярную концентрацию соляной кислоты в полученном растворе.
467. Из раствора нитрата серебра концентрацией 2 % (плотность $1,015 \text{ г/см}^3$) по реакции с хлоридом натрия образуется 14,35 г. хлорида серебра. Вычислить исходный объем раствора нитрата серебра.
468. Сколько миллилитров 0,5 н. раствора сульфата натрия нужно прилить к 100 мл раствора хлорида бария концентрацией 16 % (плотность $1,156 \text{ г/см}^3$), чтобы полностью осадить сульфат-ионы?
469. К 200 мл раствора, содержащего 0,3 г сульфида калия прибавили 300 мл 0,1 % раствора серной кислоты (плотность – $1,0 \text{ г/см}^3$). Найти объем выделившегося газа ($T = 25^\circ\text{C}$, $P = 1 \text{ атм.}$).
470. Смешали 200 мл 4 % раствора сульфата меди (II) (плотность $1,04 \text{ г/см}^3$) и 400 мл 1 % раствора гидроксида натрия (плотностью 1 г/см^3). Определить массу осадка.
471. 5 г карбоната кальция растворили в 150 мл 4 % соляной кислоты (плотность $1,02 \text{ г/см}^3$). Найти объем выделившегося углекислого газа.
472. Смешали 200 мл 0,1 н. раствора бромиды алюминия и 120 мл 0,15 н. раствора нитрата серебра. Определить массу образовавшегося осадка.

5. Равновесия в растворах электролитов

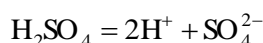
5.1 Примеры решения задач

Пример 1. Вычислить рН раствора серной кислоты концентрацией 0,3 % ($d = 1,0 \text{ г/см}^3$).

Решение. 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.

$$C_{m(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{m_{(\text{H}_2\text{SO}_4)}}{M_{(\text{H}_2\text{SO}_4)} m_{(\text{H}_2\text{O})}} = \frac{0,3}{98 \cdot 0,0997} = 0,031 \text{ моль/кг.}$$

По уравнению диссоциации:



из 1 моль серной кислоты образуется 2 моль H^+ , следовательно,

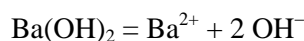
$$[\text{H}^+] = 2C_{m(\text{H}_2\text{SO}_4)} = 2 \cdot 0,031 = 0,062 \text{ моль/кг.}$$

Вычислим значение рН:

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg 0,062 = 1,21.$$

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

Решение. По уравнению диссоциации:



из 1 моль гидроксида бария образуется 2 моль гидроксил-ионов:

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

Найдем значение рОН:

$$\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-] = -\lg 0,0068 = 2,17$$

и вычислим рН:

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2,17 = 11,83.$$

Пример 3. Найти рН раствора борной кислоты с мольной долей 0,0025 ($d = 1,0 \text{ г/см}^3$).

Решение. выделим мысленно 1 кг раствора.

$$m_{\text{p-p}} = m_{(\text{H}_2\text{O})} + m_{(\text{H}_3\text{BO}_3)} = n_{(\text{H}_2\text{O})} M_{(\text{H}_2\text{O})} + n_{(\text{H}_3\text{BO}_3)} M_{(\text{H}_3\text{BO}_3)},$$

$$x_{(\text{H}_3\text{BO}_3)} = \frac{n_{(\text{H}_3\text{BO}_3)}}{n_{(\text{H}_3\text{BO}_3)} + n_{(\text{H}_2\text{O})}} \Rightarrow$$

$$n_{(\text{H}_2\text{O})} = n_{(\text{H}_3\text{BO}_3)} \frac{1 - x_{(\text{H}_3\text{BO}_3)}}{x_{(\text{H}_3\text{BO}_3)}} = n_{(\text{H}_3\text{BO}_3)} \frac{1 - 0,0025}{0,0025} = 399 n_{(\text{H}_3\text{BO}_3)},$$

$$m_{\text{p-p}} = 399 n_{(\text{H}_3\text{BO}_3)} M_{(\text{H}_2\text{O})} + n_{(\text{H}_3\text{BO}_3)} M_{(\text{H}_3\text{BO}_3)}.$$

$$n_{(\text{H}_3\text{BO}_3)} = \frac{m_{\text{p-p}}}{399 M_{(\text{H}_2\text{O})} + M_{(\text{H}_3\text{BO}_3)}} = \frac{1000}{399 \cdot 18 + 61,8} = 0,138 \text{ моль.}$$

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

Диссоциация борной кислоты по первой ступени протекает по реакции:



для которой константа диссоциации $K_{d1} = 7,1 \cdot 10^{-10}$. Второй и третьей степенями диссоциации борной кислоты пренебрегаем.

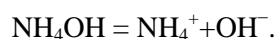
pH раствора борной кислоты:

$$[H^+] = \sqrt{K_{d1(H_3BO_3)} C_{M(H_3BO_3)}} = \sqrt{7,1 \cdot 10^{-10} \cdot 0,138} = 9,9 \cdot 10^{-6},$$

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

Пример 4. Найти pH раствора гидроксида аммония, концентрацией 0,5 моль/л; $K_{d(NH_4OH)} = 1,75 \cdot 10^{-5}$.

Решение: Диссоциация гидроксида аммония протекает по реакции:



В растворе присутствуют OH-группы, следовательно вычисляем $[OH^-]$ по уравнению:

$$[OH^-] = \sqrt{K_{d(NH_4OH)} C_{M(NH_4OH)}} = \sqrt{1,75 \cdot 10^{-5} \cdot 0,5} = 2,97 \cdot 10^{-3}.$$

Далее вычисляем pH:

$$pH = 14 + \lg[OH^-] = 14 + \lg(2,97 \cdot 10^{-3}) = 11,32.$$

5.2 Задачи для решения

5.2.1. Вычислить pH раствора сильного электролита

№ задачи	Электролит	Концентрация раствора	d раствора, г/см ³
473.	Ca(OH) ₂	0,07 %	1,00
474.	H ₂ SO ₄	0,01 % (мольн.)	1,0
475.	Sr(OH) ₂	5 · 10 ⁻⁴ н.	1,0
476.	HCl	1,36 %	1,005
477.	H ₂ SO ₄	1,73 %	1,012
478.	KOH	0,577 %	1,003
479.	H ₂ SO ₄	5 · 10 ⁻⁴ М	1,0
480.	KOH	0,001 н.	1,0
481.	NaOH	2,5 · 10 ⁻³ М	1,0
482.	HNO ₃	3 %	1,01
483.	Ba(OH) ₂	5 %	1,04
484.	HCl	0,3 %	1,0
485.	KOH	5,8 г/л	1,004
486.	H ₂ SO ₄	0,05 г/л	1,0
487.	KOH	0,6 г/л	1,0
488.	NaOH	0,5 %	1,0
489.	HCl	0,01 н.	1,0
490.	Ca(OH) ₂	0,02 н.	1,0
491.	KOH	4 г/л	1,0
492.	NaOH	5 г/л	1,0
493.	HCl	0,006 М	1,0
494.	LiOH	0,8 г/л	1,0
495.	RbOH	1 %	1,0
496.	CsOH	0,5 %	1,0
497.	HCl	0,02 % (мольн.)	1,0
498.	H ₂ SO ₄	0,6 %	1,003
499.	HNO ₃	0,7 % (мольн.)	1,0
500.	H ₂ SO ₄	0,3 %	1,001
501.	HNO ₃	0,05 г/л	1,0
502.	H ₂ SO ₄	0,03 н.	1,0
503.	Ca(OH) ₂	0,03 %	1,00
504.	HCl	0,2 %	1,0
505.	Ba(OH) ₂	0,1 г/л	1,0

506.	$\text{Sr}(\text{OH})_2$	0,02 н.	1,0
507.	$\text{Ca}(\text{OH})_2$	0,09 г/л	1,0

5.2.2. Определить pH и степень диссоциации предложенного раствора слабого электролита

№ задачи	Электролит	Концентрация раствора	d р-ра, г/см ³
508.	NH_4OH	2 %	0,989
509.	CH_3COOH	0,12 %	1,0
510.	HCOOH	4,5 %	1,01
511.	NH_4OH	2,35 %	0,988
512.	$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2\text{OH}$	93,02 г/л	-
513.	$\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$	5 %	1,02
514.	HCOOH	0,5 %	-
515.	CH_3COOH	0,65 %	-
516.	HNO_2	0,8 %	-
517.	HCN	2,7 %	1,01
518.	$\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$	9,4 г/л	-
519.	NH_4OH	0,1 %	-
520.	HCN	8 %	1,04
521.	HCOOH	2,3 %	1,005
522.	CH_3COOH	1 %	-
523.	NH_4OH	0,34 %	1,0
524.	HCOOH	3 %	1,007
525.	H_2S	0,32 н.	
526.	NH_4OH	0,5 %	1,0
527.	H_3PO_4	1 %	1,005
528.	$\text{C}_9\text{H}_6\text{NH}_2\text{OH}$	3 г/л	
529.	Лимонная к-та	120 г/л	
530.	Бензойная к-та	2 %	1,003
531.	$\text{N}_2\text{H}_5\text{OH}$	0,5 %	
532.	HCOOH	4 %	1,01
533.	HNO_2	2 %	1,01
534.	Винная к-та	1 %	1,02
535.	H_3BO_3	5 %	1,03
536.	HBrO	0,1 %	1,0
537.	H_3BO_3	10 %	1,04
538.	$\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$	6,5 г/л	
539.	H_2S	10 г/л	
540.	H_2CO_3	8 %	1,05
541.	HF	6 %	1,03
542.	H_3BO_3	1,5 %	1,01

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

544. Определить 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.

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

546. 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.

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

548. 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.

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

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

551. 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 $pH = 4,1$.
552. Определить объем раствора с $pH=2,14$, если после добавления к нему 1,75 л раствора с $pH = 11,85$ образовался раствор с $pH=10,23$.
553. Смешали 0,2 л 0,5 н. HCl и 0,3 л 0,3 М $NaOH$. Определить pH раствора после смешивания.
554. Определить объем раствора с $pH=10,13$, если после добавления к нему 30 л раствора с $pH = 9,76$ образовался раствор с $pH=9,92$
555. Определить объем раствора с $pH=3,4$, если после добавления к нему 9,8 л раствора с $pH = 9,8$ образовался раствор с $pH=4,6$.
556. 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.
557. Смешали 100 мл 0,015 н. раствора и 100 мл 0,09 н. раствора серной кислоты. Рассчитать pH полученного раствора.
558. Смешали 20 мл 0,5 н. раствора соляной кислоты и 10 мл 0,2 н. раствора гидроксида бария. Найти pH полученного раствора.
559. К 100 мл 0,2 % раствора едкого натра ($NaOH$) прибавили 200 мл 0,1 % раствора $NaOH$. Рассчитать pH полученного раствора.
560. К 200 мл 0,7 н. раствора серной кислоты прибавили 300 г воды. Рассчитать конечную концентрацию серной кислоты и определить pH раствора.
561. Смешали 54 мл 0,5 % раствора $NaOH$ и 10 мл 0,2 % раствора $NaOH$. Рассчитать концентрацию полученного раствора и определить его pH .
562. Какое значение pH получится в растворе, если к 500 мл 0,3 % раствора KOH прибавить 500 мл воды?
563. Смешали 4 мл 0,46 % серной кислоты и 200 мл серной кислоты, концентрацией 0,001 моль/л. Рассчитать pH полученного раствора.
564. 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.
565. 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 моль/л) того вещества, которое останется в избытке, и вычислить pH полученного раствора.
566. Смешали 10 мл 0,12 % раствора HCl и 10 мл 0,076 % раствора HCl . Рассчитать процентную концентрацию и pH полученного раствора.
567. К 10 мл 6 % раствора соляной кислоты плотностью 1,03 г/см³ прибавили 10 мл 1 % раствора гидроксида бария плотностью 1,0 г/см³. Вычислить pH образующегося раствора.
568. Найти pH раствора гидроксида бария концентрацией 0,1 моль/л, если к 1 л этого раствора добавили 7,1 г сульфата натрия.
569. Найти pH раствора серной кислоты концентрацией 0,1 моль/л, если к 1 л этого раствора добавили 7,1 г хлорида бария.
570. Найти pH раствора после выщелачивания боксита по следующим данным: масса руды 1 т; $\omega(Al_2O_3 \cdot H_2O) = 80 \%$; $V(NaOH)=3,1 \text{ м}^3$; $\omega(NaOH)=15 \%$.
571. Найти pH 10 % раствора соляной кислоты ($d = 1,047$ г/мл) при условии, что к 20 л этого раствора прибавили 5 м³ воды, содержащей гидроксид кальция концентрацией 0,02 экв/л.
572. Выщелачивание руды идет по реакции: $Li_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 4SiO_2 + H_2SO_4 \rightarrow Li_2SO_4 + Al_2O_3 \cdot 4SiO_2 \cdot H_2O \downarrow$. Определить pH раствора после выщелачивания по следующим данным: масса руды = 1 т; $\omega(Li_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 4SiO_2)=70 \%$; $V(H_2SO_4)=4 \text{ м}^3$; $\omega(H_2SO_4)=5\%$ ($d=1,032$ г/мл).
573. Найти pH раствора после выщелачивания руды при следующих условиях: масса руды – 1 т, в ней содержится 6 % $Cu_4(SO_4)(OH)_6$; $\omega(H_2SO_4)=3 \%$, $d=1,03$ г/мл, $V(H_2SO_4)=3 \text{ м}^3$.
574. Рассчитайте pH раствора, полученного при разбавлении 20 л 10 % соляной кислоты ($d=1,047$ г/мл) пятью кубометрами воды.
575. Рассчитать pH раствора азотнокислых стоков, если 10 л 5 % азотной кислоты сброшены в резервуар емкостью 5 м³.
576. Найти pH раствора соляной кислоты, если к 100 мл этого раствора, содержащего 5 мг HCl , прибавили 5 мг нитрата свинца (II).
577. Определите pH 10 м³ раствора, содержащего по 50 г серной и дихромовой кислот.

Темы контрольной работы

1. Уравнять окислительно-восстановительную реакцию методом ионно-электронного баланса.
2. Решить задачу с использованием расчетов по уравнению реакции.
3. Выполнить расчет концентрации раствора с учетом протекания химической реакции.
4. Вычислить рН раствора.

Пример задания контрольной работы

1. Уравнять реакцию: $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{O}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.
2. 10 г порошка латуни (сплав меди с цинком) обработали избытком соляной кислоты и получили 1,3 л водорода, измеренного при 18⁰С и 90000 Па. Каков процентный состав сплава?
3. Какое количество миллилитров 0,5 н. раствора сульфата натрия надо прилить к 100 мл 16 % раствора хлорида бария плотностью 1,156 г/см³, чтобы полностью осадить сульфат-ион?
4. Определить рН раствора после смешивания 200 мл 0,5 н. раствора серной кислоты и 300 мл раствора едкого натра с концентрацией 0,3 моль/л.