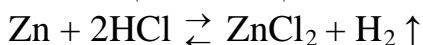


1. Реакция замещения:



2. В уравнении реакции, схема которой $\text{P} + \text{O}_2 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5$, коэффициент перед формулой восстановителя

4

3. В уравнении реакции, схема которой $\text{Fe} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{FeCl}_3$, коэффициент перед формулой окислителя

3

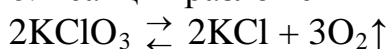
4. Тип реакции взаимодействия оксида магния с соляной кислотой

Обмена

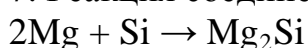
5. Тип реакции взаимодействия оксида железа (II) с соляной кислотой

Обмена

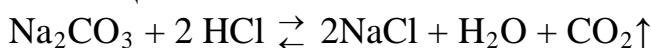
6. Реакция разложения



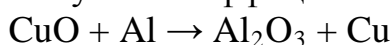
7. Реакция соединения:



8. Реакция обмена:



9. Сумма коэффициентов в схеме реакции



9

10. В реакциях соединения образуется:

Одно сложное вещество

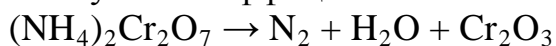
11. При сгорании 6г магния образуется оксид магния массой

10 г

12. Масса железа, необходимая для получения 32,5 г. хлорида железа (III)

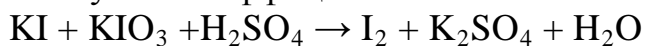
11,2 г

13. Сумма коэффициентов в схеме реакции



7

14. Сумма коэффициентов в окислительно – восстановительной реакции

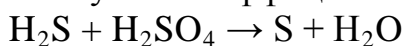


18

15. При взаимодействии 32 г меди с кислородом выделилось 155 кДж теплоты. Тепловой эффект реакции

620 кДж

16. Сумма коэффициентов в окислительно – восстановительной реакции



12

17. Для получения 20 г оксида меди (II) потребуется медь количеством вещества

0,25 моль

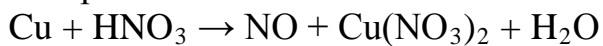
18. Необратимо протекает реакция в водном растворе

Сульфата алюминия и хлорида бария

19. Реакция протекает в растворе до конца с выделением газа при смешивании

Карбоната кальция и соляной кислоты

20. Коэффициент перед формулой восстановителя в уравнении, схема которого



3

21. Масса железа, полученного при взаимодействии Fe_3O_4 с 5,6 л (н.у.) водорода

10,5 г

22. При разложении 31,6 г перманганата калия получили кислород объемом (н.у.)

2,24 л

23. К раствору, содержащему 18,8 г нитрат меди (II) добавили 30 г железных опилок. Масса полученной меди

6,4 г

24. Масса осадка, полученного взаимодействием 40г 10% раствора серной кислоты с 2,61г нитрата бария

2,33 г

25. К раствору содержащему 16 г сульфата меди (II), прибавили 12 г железных опилок. Масса полученной меди

6,4 г

26. При полном сгорании неизвестного вещества массой 0,34г образовалось 0,64г оксида серы (IV) и 0,18г воды. Формула этого соединения:

H_2S

27. Масса $9,03 \cdot 10^{23}$ атомов магния

36г.

28. Количество вещества $9,03 \cdot 10^{23}$ атомов магния

1,5 моль.

29. Масса 1,5 моль оксида ртути (I)

627г.

30. Число молекул в 3 молях хлороводорода

$18,06 \cdot 10^{23}$

31. Химическое явление:

Скисание молока.

32. Признак протекания химической реакции

Образование осадка.

33. Вещество:

Медь

34. Физическое явление

Таяние льда

35. Простое вещество:

Кислород.

36. Сложное вещество:

Вода

37. Наибольшая относительная атомная масса у:

Хлора.

38. Наибольшая относительная молекулярная масса у:
HCl
39. Валентность фосфора в P_2O_5 :
V.
40. Масса 0,2 моль сульфата железа (III):
80г.
41. Наивысшая валентность хлора в:
 $HClO_4$.
42. Количество вещества в 40г карбоната кальция
0,4 моль.
43. Массовая доля кислорода в оксиде ЭО₂ равна 53,3%. Этот элемент
Si
44. Число молекул в 4г газа кислорода
 $0,75 \cdot 10^{23}$
45. Относительная молекулярная масса сахарозы 342, а массовая доля углерода 42,1 % .
Число атомов углерода в молекуле
12.
46. Массы воды и соли, которые потребуются для приготовления 200г 5%-
ного раствора соли
190г и 10г
47. При растворении 30г соли в 170г воды получили раствор с массовой
долей соли
15%
48. В 327г воды растворили 44,8л (н.у.) хлороводорода, массовая доля
хлороводорода в полученном растворе соляной кислоты
18,25%
49. Кристаллические вещества, содержащие молекулы воды, называют:
Кристаллогидратами
50. В результате электролиза водного раствора хлорида меди получают
Хлор, медь
51. При электролизе водного раствора сульфата натрия получают
Водород, кислород
52. Чтобы получить 5%-ный раствор нужно растворить соль в 190г воды
массой:
10г
53. Чтобы получить 20%-ный раствор, нужно добавить к 5г 50%-ного
раствора воду массой
7,5г
54. При реакции нейтрализации 200г 9,8%-ного раствора серной кислоты и
400г 7%-ного раствора гидроксида калия получили соль массой
34,85г
55. К 40г 5% раствора соли добавили 5г соли. Массовая доля соли в
полученном растворе
15,5%
56. Массовая доля соли в растворе, полученном при сливании 100г 5%
раствора с 300г 15% раствора
12,5%

57. К 300г 5 % раствора гидроксида калия добавили 20г гидроксида калия.
Массовая доля щелочи в полученном растворе
10,9%
58. Массовая доля вещества в растворе, полученном сливанием 100мл 20%-ного раствора гидроксида натрия ($\rho=1,2\text{г/мл}$) и 100мл 40%-ного раствора гидроксида натрия ($\rho=1,5\text{г/мл}$)
31,1%
59. Массовые отношения элементов в молекуле воды
1:8
60. С водой при комнатной температуре реагируют
Барий и оксид кальция
61. При комнатной температуре с водой не реагируют
Медь и оксид меди.
62. При комнатной температуре вода реагирует с
Натрием.
63. Гидриды щелочных металлов взаимодействуют с водой с образованием
Щелочи и водорода.
64. При сгорании 80 г водорода образуется вода массой:
720 г
65. Масса воды, полученной при сжигании 10г водорода в кислороде
90 г.
66. Гидролиз-это
реакция взаимодействия ионов соли с водой
67. Метилловый, оранжевый в растворе карбоната натрия окрасится в
Желтый цвет.
68. Лакмус в растворе сульфата аммония окрасится в
Красный цвет.
69. Фенолфталеин в растворе нитрата калия будет
Бесцветным.
70. Вода может вступать в реакцию замещения с
Кальцием.
71. 2 г водорода из воды вытеснит кальций массой
40 г.
72. При взаимодействии с водой 2,1 г гидроксида кальция выделится водород
объемом (н.у.)
2,24 л.
73. Только при повышенной температуре с водой взаимодействует металл:
Железо.
74. При комнатной температуре с водой взаимодействует металл
Натрий.
75. Не взаимодействует с водой металл
Платина.
76. Массовая доля серной кислоты в растворе, полученном при сливании
400мл ($\rho= 1,1\text{г/мл}$) 15% раствора с 60г серной кислоты
13,2%.

77. При действии воды на гидрид металла со степенью окисления +2 и массой 0,84 г выделился водород объемом 896 мл (при н.у.). Этот металл Кальций.
78. При взаимодействии 3,425 г щелочноземельного металла с водой выделился водород объемом 560 мл (н.у.). Этот металл Барий.
79. Массовая доля воды в кристаллогидрате $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ составляет 62,94%. Число n равно 10.
80. Массовая доля H_2CrO_4 , полученная растворением 50г оксида хрома (VI) в 186г воды. 25%
81. При реакции с водой 15,6 г одновалентного металла, выделяется 4,48 г газа (н.у.). Этот металл Калий.
82. Формула соли:
KCl
83. Формула средней соли:
 Na_2SeO_4
84. Формула кислой соли:
 KHCO_3
85. Формула основной соли:
 BaOHCl
86. Формула двойной соли:
 KNaSO_4
87. Возможна реакция:
 $\text{Fe} + \text{CuCl}_2 \rightleftharpoons \text{Cu} + \text{FeCl}_2$
88. Практически осуществима реакция
 $\text{CaCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons \text{CaCO}_3 \downarrow + 2\text{NaCl}$
89. Качественный состав хлорида алюминия можно установить, используя растворы, содержащие ионы:
 OH^- и Ag^+
90. Качественный состав хлорида бария можно установить, используя растворы, содержащие ионы
 SO_4^{2-} и Ag^+
91. Сульфат- и хлорид- ионы можно распознать соответственно:
 Ba^{2+} и Ag^+
92. Сульфат - ионы можно обнаружить при помощи катиона
 Ba^{2+}
93. Фосфат - ионы можно обнаружить при помощи катиона:
 Ag^+
94. Йодид - ионы можно обнаружить при помощи катиона
 Ag^+
95. Сульфат бария можно получить при взаимодействии

Серной кислоты с хлоридом бария

96. Карбонат – ионы можно обнаружить водным раствором

Хлороводорода

97. При взаимодействии растворов, содержащих 31,7г CrCl_3 и 16,8 КОН образуется осадок массой

10,3г.

98. Масса кислой соли, полученной взаимодействием 200г 9,8% - ного раствора серной кислоты с 50г 12% раствора гидроксида натрия

18г.

99. Масса соли (выход 90%), которая получается взаимодействием гидроксида натрия с 252г азотной кислоты

306г.

100. При разложении 107г хлорида аммония получено 33,6л аммиака (н.у.).

Объемная доля выхода аммиака

75%

101. При нагревании 21,4г. хлорида аммония с 8 г гидроксида натрия выделился аммиак объемом (н.у.):

4,48л

102. Масса карбида кальция (выход 50%), если при взаимодействии 11,2г оксида кальция с 36г углерода образуется карбид кальция и угарный газ.

6,4 г

103. Масса сульфата меди (II), которую необходимо добавить к 270г воды для получения 10% раствора

30г.

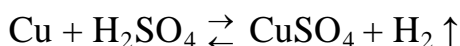
104. Валентность кислотного остатка равна I в кислоте

HNO_3

105. Водород из соляной кислоты не вытеснит металл:

Cu

106. Невозможна химическая реакция



107. Серная кислота взаимодействует с оксидом

CaO

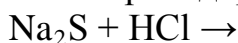
108. Кислоту получают



109. Серную кислоту получают

Кислотный оксид + вода

110. Сероводородная кислота образуется в реакции:



111. Разбавленная серная кислота не может реагировать ни с одним веществом группы

Серебро, медь, оксид кремния (IV)

112. Концентрированную H_2SO_4 перевозят в стальных цистернах, так как:

Чистая кислота с железом не реагирует

113. При взаимодействии разбавленной HNO_3 с двумя различными

металлами получены соответственно оксид азота (II) и нитрат аммония. Это металлы

Cu и Ca

114. Сила кислот в ряду $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{HPO}_3 \rightarrow \text{HAsO}_3$:

Убывает

115. Сила кислот увеличивается в ряду:

HF, HCl, HBr, HI

116. Даны формулы кислот: HCl, H_2SO_4 , HNO_3 , HPO_3 , H_3PO_4 , HClO_4 . Среди них:

Одна трехосновная, одна двухосновная, четыре одноосновных

117. Индикаторы лакмус фиолетовый, метиловый, оранжевый, фенолфталеин изменяют окраску в растворе соответственно на

Красный, розовый, бесцветный

118. стакан с раствором серной кислоты имеет массу 273 г. Масса стакана с раствором после реакции, если в него поместили 27г алюминия.

297 г

119. Для получения 287 г хлорида серебра требуется нитрат серебра и соляная кислота количеством вещества:

2 моль AgNO_3 , 2 моль HCl

120. Наибольшая массовая доля водорода в кислоте

H_2S

121. В реакции между 4 г оксида магния и 4,9 г серной кислоты останется в избытке вещество массой

2 г MgO

122. Относительная плотность йодоводорода по водороду

64

123. Для растворения 300 г известняка (содержание CaCO_3 50%) в растворе с массовой долей HCl 20% ($\rho=1.5$ г/мл) потребуется соляная кислота объемом (мл, н.у.):

365 мл

124. При обработке 10 г смеси алюминия и меди избытком соляной кислоты выделился 5,6 л водорода (н. у.). Массовая доля Al в смеси:

45 %

125. Оксидом металла является:

Cr_2O_3

126. Оксид неметалла

SO_2

127. Основной оксид

CrO

128. Кислотный оксид

SO_2

129. Амфотерный оксид

Al_2O_3

130. Кислотный оксид

CrO_3

131. Формула оксида



132. Оксид Na_2O реагирует с



133. Оксид CO_2 реагирует с



134. Взаимодействует с раствором щелочи



135. Основные свойства проявляет оксид



136. Проявляем амфотерные свойства:



137. Реакция получения оксида лития:



138. Оксид железа (II) реагирует с веществами ряда серной кислотой и водородом

139. Оксид углерода (IV) реагирует с веществами ряда водой и оксидом кальция

140. При взаимодействии 126г CaO и 126 г HNO_3 образуется соль количеством вещества

1 моль

141. При взаимодействии 56г CaO и 189г HNO_3 образуется соль массой:

164г

142. В состав 160г оксида меди (II) входит медь массой

128г

143. Формула оксида, образованного элементом со степенью окисления +2, если для растворения 4,05г его потребовалось 3,65г соляной кислоты



144. Формула соединения, содержащего 68,4% хрома и 31,6% кислорода



145. Степень окисления марганца в оксиде, если на 1г марганца приходится 1,02г кислорода

+7

146. В оксиде одновалентного элемента массовая доля кислорода 53,3%. Этот элемент

Этот элемент



147. Масса воды, необходимая для растворения 188г оксида калия, если получили раствор с массовой долей KOH 5,6%:

4000г

148. При восстановлении углеродом 32г оксида железа (III) образовалась 21,28г железа. Выход железа

95%

149. На восстановление 4,56г оксида трёхвалентного металла потребовалось 0,18г водорода. Этот металл



150. При нагревании разлагается
 $\text{Cu}(\text{OH})_2$
151. Гидроксид натрия реагирует с
Оксидом углерода(IV)
152. С раствором ZnCl_2 реагирует
KOH
153. С раствором MgSO_4 реагирует
 $\text{Ba}(\text{OH})_2$
154. Щелочь образуется при взаимодействии с водой
 Na_2O
155. Зеленую окраску имеет гидроксид
Гидроксид железа(II)
156. Пропаналь и гидроксид меди(II) относятся к классам
Альдегидов и нерастворимых оснований
157. К классам спиртов и амфотерных гидроксидов соответственно относятся
этанол и гидроксид цинка
158. К классам спиртов и щелочей соответственно относятся вещества
Метанол и гидроксид калия
159. Раствор гидроксида натрия реагирует с веществами в ряду:
Хлоридом железа(III) и углекислым газом
160. Метиламин и гидроксид цинка относятся соответственно к
Аминам и амфотерным гидроксидам
161. Гидроксид меди (II) реагирует с веществами в ряду:
Соляной кислотой, серной кислотой
162. Вещества, общие формулы которых R-O-R_1 и $\text{Me}(\text{OH})_2$, относятся
соответственно к
Простым эфирам и основаниям
163. Гидроксид цинка может реагировать со всеми веществами в ряду
Гидроксидом натрия и соляной кислотой
164. Формулы амфотерного гидроксида и кислоты соответственно:
 $\text{Zn}(\text{OH})_2$ и H_2SO_4
165. При взаимодействии металлического натрия с водой выделилось 0,25
моль водорода. Масса полученного гидроксида натрия
20г
166. Масса гидроксида калия содержащего, такое же количества вещества,
сколько его заключается в 4г гидроксида натрия
5,6 г
167. К 300г 15% раствора гидроксида калия прибавили 300г воды. Массовой
доля вещества в растворе
7,5%
168. Масса осадка, полученная в результате взаимодействия 42,6г нитрата
алюминия и 12г гидроксида натрия
7,8 г
169. Для получения 20% -ного раствора к 200г 10%-ного раствора гидроксида
калия нужно добавить гидроксид калия массой

25г

170. Если пропустить 2,24 л углекислого газа через 200г 17,1% -ного раствора гидроксида бария образуется осадок массой

19,7г

171. Смешали 300г 20%-ного и 500г 40%-ного раствора гидроксида калия. Массовая доля КОН в полученном растворе

32,5%

172. Для получения 40% раствора к 400г 25% раствора гидроксида натрия необходимо добавить щелочи массой

100г

173. Смешали 200г 10% и 800г 20% раствора гидроксида натрия. Массовая доля NaOH в полученном растворе

18%

174. При обработке раствором NaOH 27г смеси Al с его оксидом выделилось 3,36мл газа (н.у). Массовая доля алюминия в смеси

10%

175. К халькогенам относится:

S

176. На внешнем энергетическом уровне у халькогенов

6ē

177. Электронная формула внешнего слоя химических элементов VI A группы

ns^2np^4

178. В ряду O-S-Se-Te электроотрицательность

Уменьшается

179. В ряду O-S-Se-Te окислительная способность нейтральных атомов

Понижается

180. В ряду O-S-Se-Te восстановительная способность отрицательных ионов

Увеличивается

181. Сера взаимодействует с неметаллом

O₂

182. Относительная плотность сероводорода по гелию

8,5

183. Для перевозки концентрированной серной кислоты используют цистерны, изготовленные из

Fe

184. Ион S²⁻ имеет электронную формулу внешнего энергетического уровня $3s^2 3p^6$

185. В лаборатории кислород не получают из

Жидкого воздуха

186. Контактному способу производства серной кислоты из колчедана соответствует схема

$FeS_2 \rightarrow SO_2 \rightarrow SO_3 \rightarrow H_2SO_4$

187. Элементам VI A группы соответствует общая формула высшего оксида:

ЭО₃

188. Элементы VI A группы имеют формулу летучего водородного соединения
ЭН₂
189. Атому с электронной формулой $1S^2 2S^2 2p^6 3S^2 3p^4$, соответствует высший оксид
SO₃
190. Оксид серы (VI) реагирует с веществами пары
Гидроксид калия и оксид кальция
191. Объемная доля кислорода в воздухе
21%
192. Кислород в природе в процессе
Фотосинтеза
193. Валентность кислорода в соединениях
II
194. Состав молекулы кислорода
O₂
195. Физические свойства озона
Газ с характерным запахом свежести
196. Молекула ромбической серы состоит из:
8 атомов
197. Сера проявляет восстановительные свойства в реакции
 $S + O_2 \rightarrow SO_2$
198. Сероводород можно отличить от сернистого газа при помощи
Pb(NO₃)₂
199. Сульфат-ионы можно отличить от хлорид-ионов с помощью
BaCl₂
200. Производство серной кислоты контактным способом из серного колчедана осуществляется в
Три стадии
201. На первой стадии производства серной кислоты контактным способом получают
SO₂
202. Наличие кислорода в сосуде можно определить
При помощи тлеющей личинки
203. Объем кислорода (н.у.), который расходуется для окисления 1,7г сероводорода до конца серы (IV)
1,68 л
204. Самое высокое содержание серы в
FeS₂
205. При взаимодействии 14 г железа и 10 г серы образовался сульфид железа (II) массой
22 г
206. При взаимодействии 20,8 г хлорида бария с 28,4 г сульфата натрия выпал осадок массой:
23,3 г

207. Формула кристаллогидрата сульфата магния, в составе которого 51,2 % воды.
 $\text{Mg SO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$
208. Объем водорода (н.у.), который выделяется при взаимодействии 200мл ($\rho=1,1$ г/мл) 49% - ного раствора серной кислоты с избытком алюминия.
 22,64 л
209. Массовая доля вещества в растворе, полученном сливанием 160г 10% - ного раствора и 340 г 2 % раствора
 4,56%
210. Массовая доля вещества в растворе, полученном соединением 400мл ($\rho=1,1$ г/мл) 15%-ного раствора серной кислоты с 60г воды
 13,2%
211. Масса серной кислоты в 200 мл 10% раствора ($\rho=1,066$ г/мл)
 21,32 г
212. Даны вещества: 1)Mg, 2)CuO, 3)HCl, 4)BaCl₂, 5)P₂O₅, 6)NaOH. Число веществ вступающих в реакцию с разбавленной H₂SO₄
 4
213. С разбавленной серной кислотой будут взаимодействовать все вещества группы
 Zn, Al, Mg
214. Через раствор, содержащий 10 г гидроксида натрия, было пропущено 20 г сероводорода. При этом образовалась соль массой
 14 г NaHS
215. Максимальный объем сернистого газа (н.у.), который может быть поглощен 800г 10% раствора едкого натра
 44,8 л
216. При взаимодействии 10 г Na₂S с 10 г Pb (NO₃)₂ образуется осадок количеством вещества:
 0,03 моль
217. При взаимодействии 12,6 г Na₂SO₃ и 12,6 г HCl выделится SO₂ при (н.у.) объемом
 2,24 л
218. При взаимодействии 20,8 г Na₂SO₄ с 20,8 г BaCl₂ образуется осадок количеством вещества (в моль):
 0,1 моль
219. На полное сжигание 3,2 г серы расходуется при (н.у.) воздух объемом (объемная доля кислорода в воздухе 20 %):
 11,2 л
220. Объем оксида серы (IV) (н.у.), который выделяется при сжигании серы в 5л воздуха (20% кислорода)
 4 л
221. Из 240 г железного колчедана (25% примесей) получили оксид серы (IV) объемом (н.у.)
 67,2 л

222. Количество вещества соли, полученной взаимодействием 200г 49% раствора серной кислоты с 6,5г цинка

0,1 моль

223. Масса 9,8% раствора серной кислоты, которую необходимо взять для реакции с хлоридом бария, чтобы получить 466 г сульфата бария

2000 г

224. При взаимодействии 20 г 2%-ного раствора гидроксида натрия и раствора, содержащего 100 г серной кислоты, получили соль количеством вещества

0,01 моль NaHSO_4

225. Молекулярная масса основного продукта взаимодействия 2-аминопропановой кислоты и этилового спирта:

117

226. Молярная масса основного продукта взаимодействия аминоксусной кислоты и гидроксида натрия:

97 г/моль

227. При взаимодействии аминоксусной кислоты и 2-аминопропановой кислоты образуется дипептид с молярной массой

146 г/моль

228. Молярная масса основного продукта взаимодействия аминоксусной кислоты и соляной кислоты:

111,5 г/моль

229. Аминокислоты не могут реагировать:

С предельными углеводородами.

230.

Органические вещества с общей формулой $\text{R}-\text{CH}-\text{COOH}$ относятся к

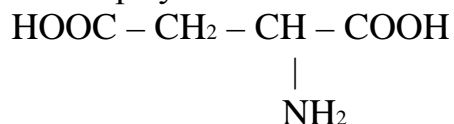


Аминокислотам.

231. Аминокислоты не взаимодействуют с

Циклоалканами.

232. Формула аминокислоты:



233. Число изомеров аминотетракарбоновой кислоты состава $\text{C}_3\text{H}_6(\text{NH}_2)\text{COOH}$

5

234. Для взаимодействия с 189 г хлоруксусной кислоты необходим аммиак объемом (н.у.)

44,8 л.

235. Масса соли, которая получается при взаимодействии 150 г аминоксусной кислоты с 730 г 20 %- ного раствора соляной кислоты

223 г.

236. Объем 50 %- ного раствора метанола ($\rho = 0,64$ г/мл), необходимый для взаимодействия с 17,8 г аминопропионовой кислоты

20 мл.

237. При взаимодействии 150 г 10 %- ного раствора аминокислотной кислоты с этиловым спиртом образуется эфир массой:

20,6 г.

238. При взаимодействии аминокислотной кислоты с 146 г 10 %- ного раствора соляной кислоты образуется соль массой:

44,6 г.

239. При взаимодействии 150 г 1 %- ного раствора аминокислотной кислоты с гидроксидом калия образуется соль массой

2,26 г.

240. Количество изомерных аминокислот состава $C_4H_9O_2N$:

5

241. Биполярный ион аминокислоты образуется при:

Внутренней нейтрализации.

242. Аминокислоты – амфотерные соединения, так как:

Содержат амино- и карбоксильные группы.

243.

$$\begin{array}{c} CH_3 \\ | \\ CH_3 - C - CH_2 - CH_2 - COOH \\ | \\ NH_2 \end{array}$$

Аминокислота состава $CH_3 - C - CH_2 - CH_2 - COOH$ называется:

4-метил – 4-аминопентановая кислота.

244. Формула аминокислоты:

$$\begin{array}{c} HS - CH_2 - CH - COOH \\ | \\ NH_2 \end{array}$$

245. Мономеры белков:

Аминокислоты.

246. Вторичная структура белка обусловлена связью:

Водородной.

247. Группа атомов – CO – NH – входит в состав

Белков

248. В результате полного гидролиза белков образуются

Аминокислоты.

249. При нагревании белков в растворах кислот и щелочей происходит:

Денатурация.

250. Карбоксил и аминогруппа в белках связаны

Пептидной связью.

251. Вторичная структура белковой молекулы образуется благодаря

Водородным связям

252. Наличие белков в пищевых продуктах можно определить с помощью:

HNO_3

253. Желтое окрашивание возникает при действии на белок:

HNO_3

254. Биуретовая реакция

Белок + $\text{CuSO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow$

255. Уистиновая реакция

Белок + $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2 + \text{NaOH} \rightarrow$

256. Массовая доля азота в дипептиде глицилаланине $\text{H}_2\text{N} - \text{CH}_2 - \text{CONH} - \text{CH}(\text{CH}_3) - \text{COOH}$ равна:

19,2%.

257. При взаимодействии 75 г глицина с аланином образовался дипептид массой:

146г.

258. При взаимодействии 225 г глицина с аланином образуется дипептид количеством вещества:

3 моль.

259. При взаимодействии 146 г глицилаланина $\text{H}_2\text{N} - \text{CH}_2 - \text{CONH} - \text{CH}(\text{CH}_3) - \text{COOH}$ с водой образуется аланин массой:

89 г

260. Объем водорода (н.у.), который выделяется при взаимодействии кальция с аминокислотой, полученной при гидролизе 14,6г глицилаланина

1,12 л

261. Масса 40% раствора гидроксида натрия, необходимого для взаимодействия с глицином, полученным при гидролизе 14,6г глицилаланина

10 г

262. Масса сложного эфира, который получается при взаимодействии 200мл 92% раствора

($\rho = 0,5$ г/мл) этилового спирта с аминокислотой, полученной гидролизом 14,6г глицилаланина

10,3 г

263. Объем 36,5 % -ного раствора соляной кислоты ($\rho = 0,8$ г/мл), необходимый для взаимодействия с глицином, полученным в результате гидролиза 14,6г глицилаланина

13,5 мл

264. С этиламиноом реагирует

H_2O

265. Анилин не используется для получения

Полиэтилена

266. Органическое вещество, имеющее состав С-53,3%, Н-15,6%, N-31,1% и относительную плотность паров по водороду 22,5- это

$\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$

267. Масса нитробензола, необходимая для получения 279г анилина, при 75%-ном выходе продукта:

492 г

268. При взаимодействии анилина с избытком бромной воды образуется

2,4,6-триброманилин

269. Метиламин не реагирует с

щелочами

270. При восстановлении 12,3 г нитробензола образовалось 4,65 г анилина. Выход анилина

50%

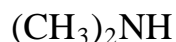
271. Масса анилина, полученного из 24,6 г нитробензола при 80% - ном выходе 14,88 г

272. Формула анилина



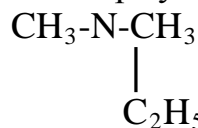
273. Кроме углекислого газа при горении метиламина образуется азот и вода

274. Наиболее выражены основные свойства

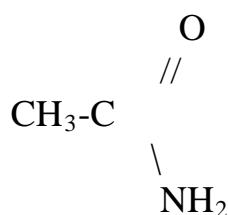


275. Если общая формула органических веществ $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}-\text{NH}_2$, то это класс аминов

276. Формула диметилэтиламина



277. Не относится к аминам



278. Функциональная группа первичных аминов

$-\text{NH}_2$

279. При восстановлении нитросоединения образуется

амин

280. При взаимодействии солей аминов со щелочами образуются

амины

281. Масса 8% - ного раствора брома, необходимая для взаимодействия с 18,6 г анилина

900 г

282. Количество вещества оксида углерода (IV), которое образуется при сжигании 42 л (н.у) метиламина, в котором доля негорючих примесей 20%

1,5 моль

283. Количество вещества анилина, которое образуется из 375 г нитробензола, содержащего 18% примесей

2,5 моль

284. При сгорании 9,3 г метиламина образуется оксид углерода (IV) объемом (н.у.) 6,72 л

285. Объем воздуха (н.у., 20% кислорода), необходимый для сжигания 8,96 л (н.у.) метиламина

100,8 л

286. Молекулярная формула вещества, если массовые доли углерода, водорода, азота соответственно 53,3%, 15,6%, 31,1%, а относительная плотность по воздуху 1,551



287. Молекулярная формула вещества, если при сгорании 6,2 г его образовалось 4,48 л (н.у.) CO_2 , 9 г H_2O и 2,24 л (н.у.) N_2 . Относительная плотность паров этого вещества по водороду 15,5.



288. При сжигании 17,7 г пропиламина выделяется азот объемом (н.у.)

3,36 л

289. При сгорании 50 г этиламина с массовой долей негорючих примесей 10% образуется оксид углерода (IV) (н.у.)

44,8 л

290. При восстановлении 24,6 г нитробензола получено 12,09 г анилина. Массовая доля выхода продукта

65%

291. Масса продукта взаимодействия 37,2 г анилина с хлороводородом

51,8 г

292. Масса триброманилина, полученная взаимодействием анилина с 80 г 6%-ного раствора брома равна

3,3 г

293. Масса 3%-ной бромной воды необходимой для получения 7,92 г триброманилина при 80% его выходе

480 г

294. При сжигании 22,4 л (н.у.) метиламина получено 7 г азота. Массовая доля выхода газа

50%

295. Из 307,5 г технического нитробензола (20% примесей) получено 93 г анилина.

Массовая доля выхода продукта

50%

296. Формула амина



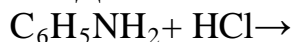
297. Практически осуществима реакция

азотная кислота + фениламин

298. Промышленный способ получения анилина

Реакция Зинина

299. Для анилина характерна реакция



300. Амин - это

Азотсодержащее органическое соединение

301. Название вещества $\text{CH}_3-\underset{\text{NH}_2}{\text{CH}}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$

2-аминобутан

302. Даны вещества 1) CH_3NH_2 ; 2) NH_3 ; 3) $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$

4) $(\text{C}_6\text{H}_5)_2\text{NH}$ Ряд убывания основных свойств

1,2,3,4

303. Анилин образует соль с

HCl

304. При полном сгорании метиламина на воздухе образуется

N_2, H_2O, CO_2

305. С этиламином реагирует

HNO_3

306. Газовый бензин, сухой газ и пропанобутановую смесь выделяют из попутного газа

307. Главным продуктом крекинг-процесса является

Бензин

308. Основной способ переработки нефти

Перегонка

309. Перегонка нефти производится с целью получения

Различных нефтепродуктов

310. Для сжигания 1 мл (н.у.) природного газа, содержащего 95% CH_4 , требуется кислород объемом

1,9 мл

311. Основной целью крекинга нефтепродуктов является получение

Бензина

312. Риформинг нефтепродуктов применяется для получения

Ароматических углеводородов

313. При сжигании 4,4 г углеводорода с плотностью по водороду 22 получили 13,2 г углекислого газа. Молекулярная формула вещества.

C_3H_8

314. Объем природного газа (80% метана), для сжигания которого необходимо затратить 560 мл воздуха (20% кислорода)

70 мл

315. При полном разложении 10 л природного газа (90% метана) образуется водород объемом

18 л

316. Смесь углеводородов, содержащих 6-10 атомов углерода, образует:

Бензин

317. Продукты перегонки нефти: 1) мазут; 2) бензин; 3) керосин; 4) лигроин; 5) газойль расположены в порядке возрастания температуры кипения в ряду:

2,4,3,5,1,

318. При сгорании 11,2 л метана (н.у.) $CH_4 + 2O_2 = CO_2 + 2H_2O + 803 \text{ кДж}$ выделится теплота

401,5 кДж

319. Количество вещества уксусного альдегида, которое получится из 100 л (н.у.) природного газа, содержащего 11,2 % этана.

0,5 моль

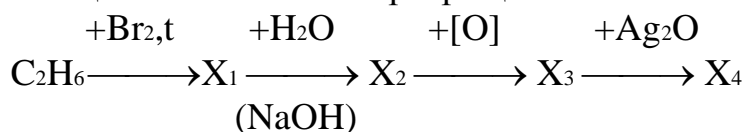
320. Масса природного газа (80 % метана), необходимая для синтеза 2 моль метанола

40 г

321. Объёмная доля выхода углекислого газа, если при сжигании 1 кг угля, в котором массовая доля углерода 84% образовалось 0,784 м³ углекислого газа (н.у.)

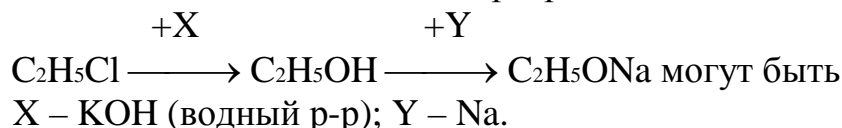
50%

322. Вещество X₄ в схеме превращений

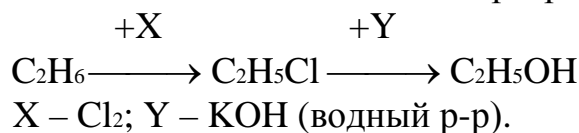


Карбоновая кислота.

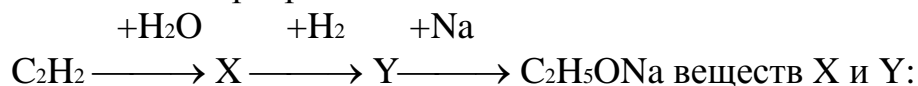
323. Вещества X и Y в схеме превращений



324. Вещества X и Y в схеме превращений

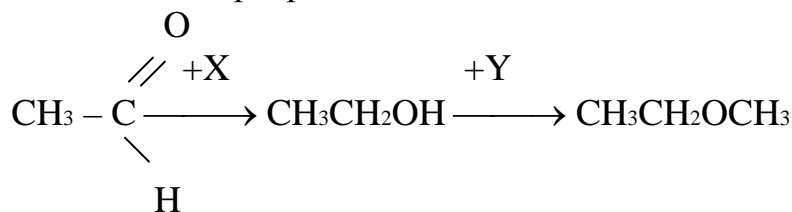


325. В схеме превращений вещества X и Y



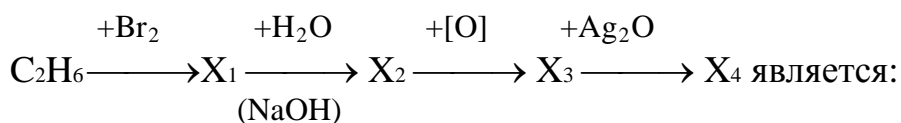
X – CH₃COH; Y – C₂H₅OH.

326. В схеме превращений вещества X и Y



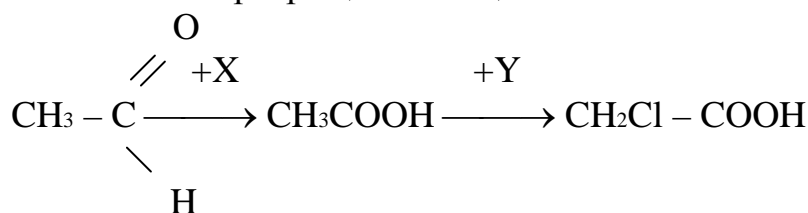
X – H₂; Y – CH₃OH.

327. Веществом X₄ в схеме превращений является



Уксусная кислота.

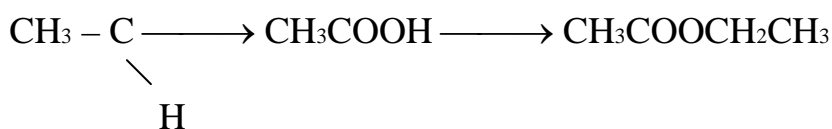
328. В схеме превращений вещества X и Y



X – [O]; Y – Cl₂.

329. В схеме превращений вещества X и Y



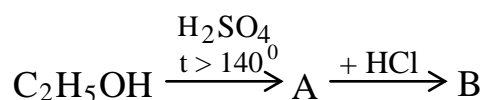


X – [O]; Y – C₂H₅OH.

330. Молекулярная формула органического вещества, содержащего 52,17% углерода, 13,04% водорода, 34,78% кислорода, имеющего плотность паров по водороду 23

C₂H₆O.

331. Вещества А и В в схеме



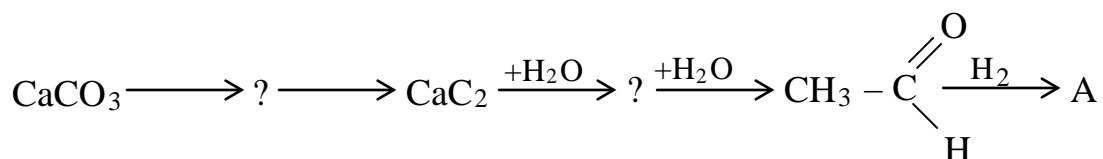
А – этилен; хлорэтан.

332. Вещество X в схеме превращений этан → хлорэтан → этанол → X

→ уксусная кислота

Уксусный альдегид.

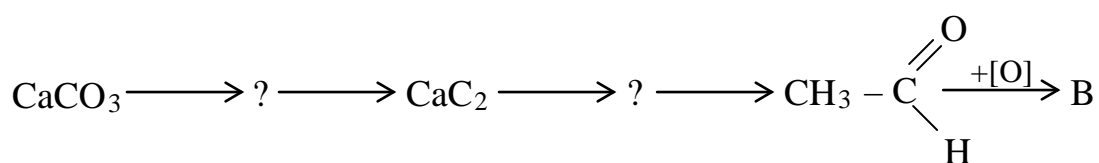
333. Из 1 т известняка, содержащего 10% примесей, в результате



образуется вещество А массой (в кг)

C₂H₅OH, 414 кг.

334. Из 1 т известняка, содержащего 10% примесей, в результате



образуется вещество В массой

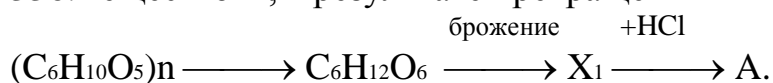
CH₃COOH, 540 кг.

335. Карбоновые кислоты вступают в реакцию с веществами: 1) CH₃OH; 2) Mg;

3) NaOH; 4) Ag; 5) Cu(OH)₂:

1, 2, 3, 5

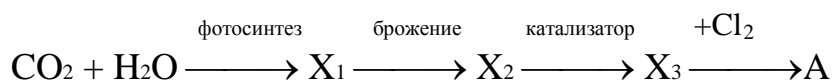
336. Вещество А, в результате превращений



Хлорэтан.

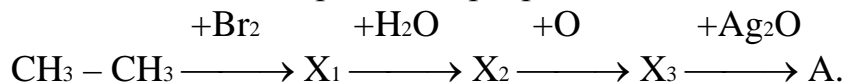
337. Вещество А, в результате превращений

+O₂,



Монохлоруксусная кислота.

338. Вещество А в процессе превращений



Карбоновая кислота

339. Если при взаимодействии 120 г 20%-ного раствора уксусной кислоты

с

метанолом образовался сложный эфир, то масса спирта, вступившего в реакцию

12,8 г.

340. Фенол полученный 39 г бензола, вступил в реакцию с 40% - ным раствором

гидроксида натрия, массой

50 г.

341. Для образования 9,2 г муравьиной кислоты необходим природный газ (80%

метана) объемом (в литрах, н.у.):

5,6 л.

342. Масса продукта, полученная в результате взаимодействия на свету 117 г бензола и

112 (н.у.) хлора.

436,5 г.

343. Масса продукта, полученная взаимодействием 0,2 моль толуола и 50 г 94,6% -ной

азотной кислоты.

45,4 г.

344. При реакции разложения:

из одного вещества образуется несколько других веществ

345. Тип реакции $\text{Fe} + \text{CuCl}_2 = \text{FeCl}_2 + \text{Cu}$:

замещения

346. В реакции обмена не могут участвовать вещества простые

347. Тип реакции $\text{HNO}_3 + \text{KOH} = \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

обмена

348. Реакция нейтрализации

$\text{HCl} + \text{NaOH} =$

349. Тип реакции, протекающей между железными опилками и раствором сульфата меди (II)

замещение

350. Реакция замещения произойдет между

Mg , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$

351. К реакции обмена относится взаимодействие оксида кальция и соляной кислоты

352. Тип реакции взаимодействия Fe_3O_4 с Al замещением

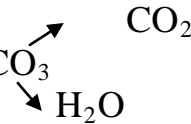
353. Реакция замещения обязательно будет окислительно-восстановительной

354. Взаимодействие H_2O с K_2O относится к реакции соединения

355. Тип реакции взаимодействия аммиака с кислотой соединения

356. Химическая реакция горение полиэтилена

357. Тип реакции

$$\text{K}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{KCl} + \text{H}_2\text{CO}_3$$


обмена

358. В раствор хлорида ртути (II) помещают медную монету. Тип реакции замещения

359. Тип реакции взаимодействия соляной кислоты с сульфидом железа (II) обмена

360. Реакция замещения



361. Для полной нейтрализации раствора, содержащего 14 г гидроксида калия, необходим оксид серы (IV) объемом (н.у.) :

2,8 л

362. Сумма всех коэффициентов в уравнении реакции разложения малахита $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$:

5

363. Сумма коэффициентов продуктов реакции обмена между фосфорной кислотой и гидроксидом магния:

7

364. Масса оксида кальция, необходимая для получения 62 г фосфата кальция, путем реакции обмена с фосфорной кислотой

33,6 г

365. По схеме реакции $\text{C} + \text{HNO}_3 \xrightarrow{\text{разб.}}$ $\text{CO}_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ масса углерода, реагирующего с 8 моль азотной кислоты

72 г

366. Относительная молекулярная масса продукта реакции соединения оксида фосфора (V) с избытком оксида натрия:

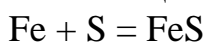
164

367. Массовая доля кислорода в карбонате кальция CaCO_3 :

48%

368. Наибольшая относительная атомная масса у: железа

369. Реакция соединения:



370. Не является химической реакции:

изменение агрегатного состояния

371. Валентность алюминия в соединении Al_2O_3 :

3

372. Чистое вещество:

дистиллированная вода

373. Сложное вещество:

вода

374. Закон, на основе которого составляют уравнения химической реакции (Ломоносов М., 1748г.):

закон сохранения массы вещества

375. Массовые доли железа и кислорода в минерале Fe_3O_4 :

72,4% и 27,6%

376. Количество вещества хлорида алюминия AlCl_3 , получающееся из 10,2 г оксида алюминия при взаимодействии с соляной кислотой HCl :

0,2 моль

377. Масса 8 моль хлорида алюминия:

1068

378. Масса водорода, которая выделяется при взаимодействии 0,8г кальция с водой

0,04 г

379. Формула оксида серы, если относительная плотность его по водороду 32

SO_2

380. Количество вещества кислорода, необходимого для взаимодействия с 6 г магния

0,125 моль

381. При взаимодействии 4 моль алюминия с соляной кислотой выделяется водород массой

12 г

382. Количество вещества сульфида железа (II), которое образуется при взаимодействии 8г серы с железом.

0,25 моль

383. В эвдиометре взорвали смесь, состоящую из 4 г водорода и 64 г кислорода. Количество вещества непрореагировавшего газа после реакции

1 моль кислорода

384. Масса кислорода, необходимого для получения 3 моль оксида серы (IV)

96 г

385. Если массовые доли элементов N-36,82%; O-63,16%, то формула вещества

N_2O_3

386. Количество вещества – это:

порция вещества, измеренного в молях

387. При взаимодействии железа с раствором, содержащим 32 г сульфата меди (II), в раствор перейдет число частиц железа

$1,204 \times 10^{23}$

388. Масса 8 моль меди больше массы 8 моль кислорода в

2 раза

389.Количество вещества соляной кислоты, необходимой для взаимодействия с 216г алюминия.

24 моль

390.Масса воды, полученная взаимодействием 8г водорода с 8г кислорода
9 г

391.В ядре атома алюминия число протонов
13

392.Число нейтронов в атоме химического элемента можно вычислить по формуле

$$N = A_r - Z$$

393.Число электронов в атоме кислорода
8

394.На внешнем энергетическом уровне у элементов подгруппы углерода содержится электронов:

4

395.В атоме азота электронами заполняется:

2p - подуровень

396.Водород и гелий являются элементами:

s- и s-

397.Максимальное число электронов на энергетическом уровне определяется по формуле:

$$N = 2n^2$$

398.Число энергетических уровней у атома элемента с порядковым номером 29:

4

399.Общее число протонов в атомах Al и Ca

33

400.Элемент, имеющий строение внешнего энергетического уровня $\dots 3s^2 3p^1$, находится в группе:

III

401.Схема расположения электронов на энергетических уровнях у алюминия:

2e 8e 3e

402.Электронная формула атома $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ соответствует химическому элементу:

Ar

403.Электронная формула внешнего энергетического уровня атома кремния:

$3s^2 3p^2$

404.Элемент проявляющий металлические свойства:

$4s^1$

405.Элемент побочной подгруппы:

$4s^1 3d^{10} 4p^0$

406.Элемент третьего периода шестой группы

$3s^2 3p^4$

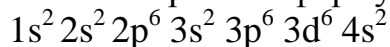
407.Ядро атома меди ${}_{29}^{64}\text{Cu}$ содержит

29 протонов, 35 нейтронов

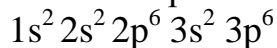
408. Число энергетических уровней у атома элемента с порядковым номером 37

5

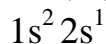
409. Электронная формула атома железа



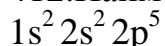
410. Электронная формула иона хлора



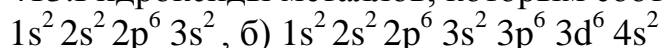
411. Наибольший атомный радиус у элемента с электронной формулой



412. Наименьший атомный радиус у элемента с электронной формулой

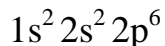


413. Гидроксиды металлов, которым соответствуют электронные формулы: а)



Mg (OH)₂, Fe (OH)₂

414. Электронная формула, соответствующая строению иона алюминия Al³⁺:



415. Свойства, которые Д. И. Менделеев положил в основу классификации химических элементов:

атомную массу и валентность

416. В ряду элементов Na, Mg, Al, Si, P, S, Cl возрастают:

неметаллические свойства

417. Если формула высшего оксида RO₃, то формула летучего водородного соединения:



418. Порядковый номер элемента, находящегося в четвертом периоде, в пятой группе, главной подгруппе:

33

419. Большие периоды от малых отличает:

наличие d- и f- элементов

420. Наиболее выраженными кислотными свойствами обладает оксид:



421. Свойства элементов в периоде изменяются с увеличением порядкового номера:

металлические уменьшаются, неметаллические усиливаются

422. Элемент подгруппы алюминия:

In

423. Высшие оксиды элементов с конфигурациями ...2s² 2p² и ...3s¹

различаются по молекулярной массе на:

18

424. Радиусы атомов в ряду O-S-Se-Te:

возрастают

425. В формуле высшего оксида азота сумма индексов элементов:

7

426. Неметаллические свойства усиливаются в ряду:

Si – P – S – Cl

427. Основные свойства гидроксидов в ряду

$\text{Be}(\text{OH})_2 - \text{Mg}(\text{OH})_2 - \text{Ca}(\text{OH})_2 - \text{Sr}(\text{OH})_2 - \text{Ba}(\text{OH})_2$

усиливаются

428. Группы амфотерных гидроксидов:

$\text{Al}(\text{OH})_3, \text{Zn}(\text{OH})_2, \text{Pb}(\text{OH})_2$

429. Радиусы атомов элементов в малых периодах слева направо:

уменьшаются

430. Порядковый номер элемента в периодической системе, если электронная формула его атома $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$:

17

431. Общая формула электронной конфигурации атомов элементов VI группы главной подгруппы периодической системы:

$ns^2 np^4$

432. В ряду N – P – As – Sb – Bi :

электроотрицательность уменьшается

433. Гидроксиды элементов Na, Al, Si проявляют свойства:

щелочей, амфотерных гидроксидов, кислот

434. Степень окисления в высших оксидах p-элементов в пределах периода:

возрастает

435. Степень окисления p-элементов в летучих водородных соединениях в

пределах периода:

уменьшается

436. Важнейшие характеристики химической связи:

длина, энергия, направленность

437. Низшая степень окисления «-4» характерна для

углерода

438. Наиболее полярная связь в молекуле

HF

439. Возможные степени окисления фтора:

0; -1

440. Ионную связь образуют

сера и магний

441. В молекуле NaCl химическая связь

ионная

442. Соединения с ковалентной полярной связью в группе:

$\text{H}_2\text{S}, \text{HCl}$

443. Тип химической связи в молекуле хлора Cl_2

ковалентная неполярная

444. Электроотрицательность возрастает (слева направо) в ряду

N, O, F

445. Степень окисления серы в серной кислоте

+6

446. Химическая связь в молекуле озона

ковалентная неполярная

447. Химическая связь в NaClO_4

ковалентная полярная и ионная

448. Тип кристаллической решетки ромбической серы

молекулярная

449. Соединение брома с наименьшей степенью окисления

HBr

450. В образовании металлической связи не принимают участие

анионы

451. Наиболее полярная связь в молекуле

HF

452. Число электронов, участвующих в образовании химической связи в молекуле N_2

6

453. Ковалентная полярная связь образована по донорно-акцепторному механизму в молекуле

NH_4Cl

454. Электронная конфигурация наружного слоя элемента ns^2np^5 . Тип химической связи в простом веществе, образуемом этим элементом: ковалентная неполярная

455. Тип гибридизации электронных орбиталей атома бериллия в молекуле

BeCl_2 :

sp

456. Вещества с водородной связью

HF , H_2O

457. Угловую форму имеет молекула

H_2O

458. Коэффициент перед формулой окислителя в уравнении реакции образования сернистого газа при горении серы:

1

459. Сера восстановитель в реакции

$\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow$

460. Степень окисления серы в $\text{Ca}(\text{HSO}_4)_2$:

+6

461. Процессу окисления соответствует превращение

$\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+}$

462. Не может быть восстановителем

F

463. Сумма всех коэффициентов в уравнении реакции $\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 = \text{S} + \text{H}_2\text{O}$

7

464. Коэффициент перед формулой восстановителя в уравнении реакции

$\text{Cr}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{Cr}(\text{OH})_3$

4

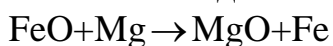
465. В переходе $\text{S} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4$ степень окисления серы и её изменение

0, повышение

466. Число принятых окислителем электронов в схеме $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl}$

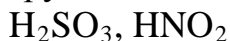
6

467. Число отданных восстановителем электронов в схеме

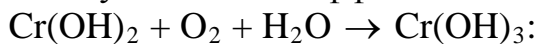


2

468. Окислительно-восстановительную двойственность проявляют вещества группы



469. Сумма всех коэффициентов в реакции



11

470. Только восстановительные свойства проявляет



471. Только окислительные свойства проявляет

472. Коэффициент перед формулой оксида серы (IV) в схеме реакции KMnO_4 

5

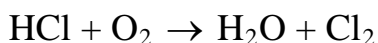
473. Если в реакцию $\text{C} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ вступают 6 моль восстановителя, то масса окислителя (в г)

504

474. Количество моль окислителя, необходимого для получения 8 г серы по схеме $\text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{HCl} + \text{S}$

0,5 моль

475. Масса окислителя, взаимодействующего с 2 моль восстановителя по схеме



16 г

476. Схема реакции: $\text{CuS} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$, число молей восстановителя

3

477. Схема реакции: $\text{CuS} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$, число молей окислителя

14

478. Сумма всех коэффициентов в окислительно-восстановительном процессе $\text{Al} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaAlO}_2 + \text{H}_2$

11

479. Кислороду не соответствует свойство:

легче воздуха

480. Тлеющей лучинкой можно отличить от других газов

кислород

481. Два разных оксида образует с кислородом элемент:

углерод

482. Формула аллотропного видоизменения кислорода:

 O_3

483. Кислород выделяется при термическом разложении соли:



484. Масса кислорода объемом 22,4 л (н.у.):

32 г

485. В промышленности кислород получают:

перегонкой воздуха

486. Роль озонового слоя Земли заключается в:

защите всего живого на Земле от губительного излучения Солнца

487. Превращение кислорода в озон выражается уравнением:



488. Кислороду не соответствует свойство:

электропроводен

489. Три атома кислорода содержит в своем составе:

азотная кислота

490. Взаимодействие металла с кислородом приводит к образованию

основного оксида

491. Самым распространенным элементом на Земле является

сера

492. Массовая доля кислорода в молекуле воды:

88,89%

493. Массовая доля кислорода наименьшая:

PbO

494. В природе кислород образуется в результате реакции:

фотосинтеза

495. Кислород не используется

для заполнения воздушных шаров

496. Сумма всех коэффициентов в уравнении горения пропана C_3H_8 :

13

497. Для сжигания кремния количеством вещества 0,5 моль потребуется

кислород объемом (н.у.):

11,2 л

498. Массовые доли железа и кислорода в минерале Fe_3O_4 :

72,4% и 27,6%

499. Относительная плотность кислорода по азоту:

1,14

500. Количество моль озона, составляющих 24 г данного вещества:

0,5

501. При разложении 21,7 г оксида ртути HgO образуется кислород объемом

1,12 л

502. Для сжигания 0,72 кг магния требуется кислород количеством моль

15

503. Газ массой 8 г (н.у.) занимает объем 5,6 л. Молярная масса газа:

32 г/моль

504. Для сгорания 100 л оксида углерода (II) необходим кислород объемом

(н.у.)

50 л

503. Молекулярный кислород тяжелее аммиака в:
1,9 раза
504. Сумма коэффициентов в левой части уравнения реакции горения фосфора
9
505. При одинаковых условиях быстрее окислится:
К
506. Реакция получения кислорода, которая протекает под действием электрического тока:
 $2\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_2 + \text{O}_2$
507. Из 3 моль хлората калия при его полном термическом разложении $2\text{KClO}_3 = 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$ образуется кислорода:
4,5 моль
508. Объемные отношения водорода и кислорода в гремучей смеси:
2:1
509. Газ легче воздуха:
 H_2
510. В схеме реакции $\text{C}_2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ коэффициент перед формулой кислорода равен:
5
511. Относительная плотность озона по кислороду
1,5
512. Сумма индексов в формулах аллотропных модификаций кислорода
5
513. Массовая доля кислорода в оксиде мышьяка (V) As_2O_5 :
34,8%
514. Объем, занимаемый 10 г кислорода больше объема, занимаемого 10 г оксида серы (IV) (н.у.), в:
2 раза
515. За сутки дерево в процессе фотосинтеза превращаем 44 г углекислого газа в углевод, при этом объем (н.у.) выделившегося кислорода составит:
22,4 л
516. Через озонатор пропущен кислород объемом 100 л (н.у.) и в озон превратилось 20% кислорода. Объем, занимаемый озонированным кислородом
93,3 л
517. Степень окисления кислорода равна (-2) в веществах ряда
KOH, H_2O
518. Объем воздуха (содержание O_2 в воздухе 20%), необходимого для сжигания 10 л ацетилена C_2H_2 (н.у.)
125 л
519. В уравнении горения ацетилена C_2H_2 коэффициент перед газообразным веществом, имеющим относительную плотность по водороду 22
4

520. Количество молей кислорода, которое можно получить из $2,24\text{ м}^3$ воздуха (н.у.) (содержание O_2 20%)

20 моль

521. Легче и тяжелее воздуха соответственно

NH_3 и NO_2

522. Наибольшая массовая доля кислорода в соединении

KClO_4

523. Наибольшее число молекул содержится в 1 г газа

H_2

524. Формула вещества, содержащего 70% железа и 30% кислорода

Fe_2O_3

525. Кислород хранят в приборе с названием

газометр

526. Водород можно получить взаимодействием HCl с веществами

Zn , Mg

527. Газ с наименьшей молекулярной массой

H_2

528. Валентность I характерна для

водорода

529. Промышленный способ получения водорода

$\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$

530. Водород

легче воздуха, плохо растворим в воде

531. Не характерно для водорода

хорошо проводит электрический ток

532. Водород образует гидрид с

K

533. Водород горит активнее

в кислороде

534. Газ, пригодный для заполнения воздушных шаров

H_2

535. Объем 4 г водорода

44,8 л

536. Масса 4,5 моль водорода

9 г

537. Количество вещества $3,01 \times 10^{23}$ молекул водорода

0,5 моль

538. Газообразное водородное соединение, которое легче воздуха

CH_4

539. «Гремучая» смесь газов

2v H_2 и 1v O_2

540. Относительная плотность водорода по кислороду

0,0625

541. Газ массой 1 г (н.у.), содержащий большее количество молекул

H_2

542. Объем водорода, выделившийся при растворении в воде 1 моль натрия
11,2 л
543. Объемные отношения водорода и кислорода при горении
2:1
544. Водород нельзя получить реакцией
$$\text{Zn} + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2$$
545. Объем водорода, необходимый для восстановления 4 г оксида меди (II)
1,12 л
546. Количество моль водорода, необходимого для синтеза 33,6 л
хлороводорода
0,75 моль
547. При взаимодействии 2,3 г натрия с водой выделяется водород (н.у.)
объемом
1,12 л
548. При взаимодействии 89,6 л водорода и 67,2 л хлора (н.у.) образуется
соединение массой
219 г
549. Элемент, формула летучего водородного соединения которого $\text{H}_2\text{Э}$
Se
550. Соединение, в котором степень окисления водорода (-1)
 CaH_2
551. Растворение продукта взаимодействия неметалла с водородом приводит
к образованию
бескислородной кислоты
552. Объем водорода, необходимый для синтеза 89,6 л аммиака
134,4 л
553. Объем, занимаемый 6 г водорода, больше объема, занимаемого 6 г
кислорода при нормальных условиях, в
16 раз
554. Масса водорода, выделившегося при растворении в воде 28 г лития
4 г
555. Схема уравнения
$$\text{H}_2 + \text{H}_2\text{O} =$$
556. Отрицательная степень окисления водорода в
 NaNH_2
557. При взаимодействии 100 г кальция с соляной кислотой выделяется
водород (н.у.) объемом
56,0 л
558. При взрыве газовой смеси, состоящей из 11,2 л водорода и 8 л кислорода
образовалась вода массой
9 г
559. Массовая доля водорода больше в
 CH_4
560. При реакции $6,02 \times 10^{22}$ атомов цинка с серной кислотой образуется
водород массой

0,2 г

561. Ученый, которому принадлежит открытие водорода

Г. Кавендиш

562. Химический элемент, который наиболее распространен в Солнечной системе:

H

563. Объем водорода, который выделится при взаимодействии раствора серной кислоты с 24 г магния и 130 г цинка, равен (н.у.):

67,2 л

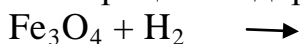
564. Нельзя получить водородотермией металл

натрий

565. Водородное соединение, которое склонно к образованию водородных связей

H₂O

566. Процесс водородотермии представлен схемой



567. Над раскаленным оксидом меди (II) массой 4 г пропустили избыток водорода. Масса твердого остатка

3,2 г

568. Если водород пропустить последовательно над оксидами CuO, Fe₂O₃, Na₂O (при t⁰), то сумма молекулярных масс, получающихся металлов будет равна

120

569. Атомные массы изотопов водорода

1, 2, 3

570. Щелочной металл, при взаимодействии 34,2 г которого с водой, выделяется 4,48 л водорода (н.у.), имеет символ:

Rb

571. Прибор, в котором хранят водород, называется аппаратом Киппа

572. Экологически самое чистое топливо

водород

573. Не используется водород

для дыхания летчиков, космонавтов

574. Соляная кислота взаимодействует с

CaO

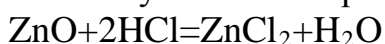
575. Основание образуется в реакции воды с

CaO

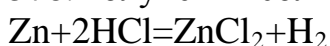
576. Кислота образуется в реакции воды с

P₂O₅

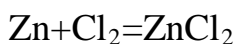
577. Получение соли реакцией обмена



578. Получения соли реакцией замещения



579. Получения соли реакцией соединения



580. Взаимодействуют между собой



581. Не могут взаимодействовать между собой



582. Водород образуется при взаимодействии



583. Хлорид железа (II) образуется при взаимодействии



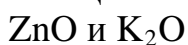
584. Доказать амфотерность можно с помощью веществ



585. Составные одного генетического ряда



586. Цинкат калия можно получить взаимодействием



587. Высший гидроксид состава H_2XO_3 соответствует элементу

C

588. Высший гидроксид состава $\text{X}(\text{OH})_3$ соответствует элементу

Al

589. Высший гидроксид состава XOH соответствует элементу

Li

590. Медь из раствора нитрата меди (II) могут вытеснить

Zn, Fe

591. В лампах накаливания применяют нить из металла

W

592. При сгорании натрия в кислороде образуется вещество X, а при сгорании железа в избытке кислороде - Y

X – Na_2O_2 , Y – Fe_3O_4

593. В схеме $\text{Fe} \rightarrow \text{X} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Y} \rightarrow \text{FeCl}_2$, вещества X и Y

$\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$ - X, FeO - Y

594. Ослабление металлических свойств в ряду

$\text{Na} \rightarrow \text{Mg} \rightarrow \text{Al}$

595. С гидроксидом калия реагирует вся вещества группы

H_2SO_4 , $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$, ZnCl_2 , CO_2

596. Соли натрия, калия и кальция окрашивают пламя в цвет соответственно желтый, фиолетовый, красно-коричневый

597. Практически осуществима реакция

$\text{Mg} + \text{HCl}$

598. При сгорании натрия в кислороде образуется вещество X, а при сгорании железа в избытке кислороде - Y

X – Na_2O_2 , Y – Fe_3O_4

599. Из приведенных ниже металлов энергичнее реагирует с кислородом Fe

600.Металл, вытесняющий водород из воды при высокой температуре с образованием оксида металла

Fe

601.Не идет реакция



602.Степень окисления хрома в соединении $\text{Fe}(\text{CrO}_2)_2$

+3

603.Из 1 моля алюминия образуется оксида алюминия количеством вещества (в молях)

0,5

604.Из 8 моль алюминия образуется оксида алюминия количеством вещества (в молях)

4

605.Из 4 моль алюминия образуется оксида алюминия количеством вещества (в молях)

2

606.Из 2 моль алюминия образуется оксида алюминия количеством вещества (в молях)

1

607.При электролизе расплава хлорида меди (II) на катоде выделилось 12,8г меди. Объем выделившегося газа на аноде (н. у.) в л

4,48

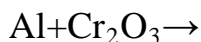
608.При электролизе расплава хлорида меди(II) на катоде выделилось 6,4 г меди. Объем выделившегося газа на аноде (н. у.) в л

2,24

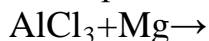
609.При электролизе расплава хлорида меди (II) на катоде выделилось 25,6 г меди. Объем выделившегося газа на аноде (н. у.) в л

8,96

610.Металл нельзя получить реакцией



611.Процесс перехода $\text{Al}^{+3} \rightarrow \text{Al}^0$ происходит



612.Наиболее чистый натрий можно получить, используя в качестве восстановителя

электрический ток при электролизе расплава хлорида натрия

613.Получение металла с помощью электролиза называется:

электрометаллургия

614.Водородотермией нельзя получить металл

кальций

615.Для получения металлов из оксидов в промышленности в качестве восстановителей не используют

S

616.При электролизе расплава 234 г хлорида натрия образуется металл массой

92 г

617. При электролизе расплава 117 г хлорида натрия образуется металл массой

46 г

618. При электролизе расплава 468 г хлорида натрия образуется металл массой

184 г

619. При электролизе расплава 58,5 г хлорида натрия образуется металл массой

23 г

620. Магний высокой чистоты в промышленности получают электролизом расплава $MgCl_2$

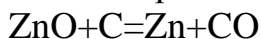
621. Магний можно получить из:

гипса

622. Сырьём в производстве алюминия является

боксит

623. Водородотермия - это



624. Рафинирование меди электролизом относится к методу

электрометаллургия

625. При электролизе 1,02 кг Al_2O_3 образуется алюминий массой (кг) 0,54

626. При электролизе 2,04 кг Al_2O_3 образуется алюминий массой (кг) 1,08

627. При электролизе 3,06 кг Al_2O_3 образуется алюминий массой (кг) 1,62

628. При электролизе 4,08 кг Al_2O_3 образуется алюминий массой (кг) 2,16

629. На внешнем энергетическом уровне щелочноземельных металлов содержится электронов

2

630. На внешнем энергетическом уровне щелочных металлов содержится электронов

1

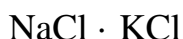
631. По распространенности в природе натрий занимает

6 место

632. По распространенности в природе калий занимает

7 место

633. Сильвинит - это



634. Щелочи образует в результате реакции



635. Щелочные металлы в промышленности получают электролизом расплавов солей

636. Объем водорода (н.у.), который выделится при взаимодействии 100 г сплав меди и натрия (46 %) с водой
1,12 л
637. Для щелочных металлов характерны свойства: 1) высокая плотность; 2) пластичность; 3) металлический блеск; 4) электропроводность; 5) желто-красный цвет;
2, 3, 4,
638. Гидриды щелочных и щелочноземельных металлов реагируют с водой с образованием:
щелочи и водорода
639. Соли натрия и калия окрашивают пламя горелки соответственно в цвет желтый и фиолетовый
640. Для получения гидроксида натрия в промышленности проводят реакцию электролиз раствора NaCl
641. Концентрированные растворы щелочей в лаборатории хранят в:
полиэтиленовой или стеклянной емкости
642. При взаимодействии 13,7 г двухвалентного металла с водой выделяется 2,24 л (н.у.) водорода. Этот металл
Ba
643. Число протонов в ядре атома алюминия
13
644. Ион Al^{3+} содержит
10 электронов
645. Природным соединением алюминия
боксит
646. Реакция, отражающая процесс алюминотермии:
 $MnO_2 + Al \rightarrow$
647. В алюминиевой посуде нельзя кипятить раствор
NaOH
648. Оксид, образующийся на поверхности алюминиевых предметов, относится к:
амфотерным
649. $Al(OH)_3$ взаимодействует с: 1) H_2O 2) NaOH 3) HCl 4) BaO 5) $FeCl_3$ 6) $ZnSO_4$
2, 3
650. Электронная формула атома алюминия
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$
651. На первом месте по распространенности металлов в природе
Al
652. Природными минералами алюминия являются нефелин, бокситы, корунд и криолит, основной состав которых выражают формулы
 $KNaAlSiO_4$, $Al_2O_3 \cdot nH_2O$, Al_2O_3 , Na_3AlF_6
653. Защитная пленка на поверхности алюминия
 Al_2O_3
654. Реакцией, доказывающей амфотерные свойства оксида алюминия, является реакция с

кислотой и щелочью при нагревании

655. Для установления амфотерности гидроксида алюминия используют реактивы

NaOH и H_2SO_4

656. Смесь алюминия и меди массой 9г обработали соляной кислотой.

Собрали 5,6л газа. Массовая доля меди в смеси (%)

50

657. Смесь алюминия и меди массой 18г обработали соляной кислотой.

Собрали 11,2л газа. Массовая доля меди в смеси (%)

50

658. Смесь алюминия и меди массой 1,8г обработали соляной кислотой.

Собрали 1,12л газа. Массовая доля меди в смеси (%)

50

659. При электролизе 510 кг оксида алюминия в растворе криолита (выход 80%) образовался алюминий массой

216кг

660. При электролизе 255 кг оксида алюминия в растворе криолита (выход 80%) образовался алюминий массой

216кг

661. При электролизе 127,5кг оксида алюминия в растворе криолита (выход 80%) образовался алюминий массой

108кг

662. Медь получается в результате реакции

$\text{CuSO}_4 + \text{Zn}$

663. Не содержит медь сплав

нихром

664. Медь вытеснит из раствора солей металл

Ag

665. Металлы побочных подгрупп

Fe, Co, Ni

666. Амальгамы – сплав металла с

Hg

667. Металлы расположены по уменьшению их активности в ряду

Zn, Fe, Pb, Cu

668. Раствор сульфата меди(II) имеет цвет

синий

669. Оксид меди (II) имеет цвет

черный

670. Ионы меди окрашивают пламя

сине - зеленый

671. Способностью люминесцировать обладает

ZnS

672. Для восстановления 4 моль оксида меди(II) необходим водород массой $8 \cdot 10^{-3}$

673. Для восстановления 2 моль оксида меди(II) необходим водород массой

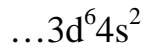
4г

674. Для восстановления 8 моль оксида меди(II) необходим водород массой 16г

675. Железо нельзя получить

разложением карбоната железа(II) при нагревании

676. Электронная формула атома железа



677. Число неспаренных электронов в основном состоянии атома железа равно

4

678. При обычных условиях железо не реагирует с гидроксидом натрия

679. Схем превращения $Fe^0 \rightarrow Fe^{2+}$ соответствует химическое уравнение $Fe + 2HCl = FeCl_2 + H_2$

680. В отличие от гидроксида железа(III) гидроксид железа(II) реагирует с кислородом во влажном воздухе

681. Различить водные растворы $FeCl_2$ и $FeCl_3$ можно с помощью гидроксида натрия

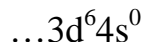
682. Сплав железа

чугун

683. Железо по распространенности среди металлов занимает место

2

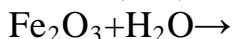
684. Электронная формула иона Fe^{2+}



685. Пластинка, покрываемая розовым налетом в растворе сульфата меди(II)

железная

686. $Fe(OH)_3$ не может быть продуктом реакции



687. При сплавлении Cr_2O_3 с КОН образуется



688. Химическое соединение CaH_2 называют

гидрид кальция

689. При обработке смеси меди и железа концентрированной азотной кислотой, выделилось 4,48л газа. А при действии на ту же смесь соляной кислотой – 2,24л газа. Масса смеси

12 г

690. При обработке смеси меди и железа концентрированной азотной кислотой, выделилось 8,96л газа. А при действии на ту же смесь соляной кислотой – 4,48л (объемы измерены при нормальных условиях). Масса смеси

24 г

691. Масса оксида железа (III), восстановленного водородом, если получено 280г железа

400г

692. Масса оксида железа(III), восстановленного водородом, если получено 140г железа
200г
693. Масса оксида железа(III), восстановленного водородом, если получено 70г железа
100г
694. Масса оксида железа(III), восстановленного водородом, если получено 210г железа
300г
695. Объем (н.у.) сернистого газа образуется при обжиге 500 кг цинковой обманки, содержащей 97% сульфида цинка
 112 м^3
696. Объем (н.у.) сернистого газа образуется при обжиге 250 кг цинковой обманки, содержащей 97 % сульфида цинка
 56 м^3
697. Объем (н.у.) сернистого газа образуется при обжиге 50 кг цинковой обманки, содержащей 97 % сульфида цинка
 $11,2 \text{ м}^3$
698. Известно видов органических соединений
> 8 млн.
699. Главный элемент органических соединений
С
700. Органическая химия как наука сформировалась:
в XIX веке
701. Термин органическая химия ввёл
Берцелиус И.Я.
702. Теория строения органических веществ создана. Бутлеровым А.М
в 1861 г.
703. Углерод в органических соединениях всегда проявляет валентность
IV
704. Не является природным источником углеводов
пирит
705. Не является углеводородом
 $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$
706. Формула циклоалкана
 C_3H_6
707. Не относится к признакам органических веществ
связи в молекулах веществ ионные
708. Изомеры не различаются
составом молекул
709. Гомологическая разность
 CH_2
710. Суффикс в названиях предельных углеводов
ан
711. Формула предельного углеводорода



712. Не имеет изомеров



713. Не является органоеном

F

714. Для предельных углеводородом характерна изомерия

углеродной цепи

715. Порядок соединения атомов в молекулах показывает

структурная формула

716. Предельный углеводород



717. Число атомов углерода в предельном углеводороде, содержащем 30 атомов водорода

14

718. Число атомов углерода в предельном углеводороде, содержащем 32 атомов водорода

15

719. Число атомов углерода в предельном углеводороде, содержащем 26 атомов водорода

12

720. Число атомов углерода в предельном углеводороде, содержащем 22 атомов водорода

10

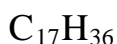
721. Число атомов углерода в предельном углеводороде, содержащем 18 атомов водорода

8

722. Газообразный углеводород(н.у.):



723. Твердый углеводород (н.у.)



724. Масса 6 литров кислорода больше массы 6 литров метана (н.у.) в:

А) 2 раза

725. Объем кислорода, необходимый для сжигания метана, больше объема метана в:

2 раза

726. Непредельный углеводород



727. Объем углекислого газа (н.у.), образовавшегося при сжигании 3 моль метана

67,2 л.

728. Объем углекислого газа (н.у.), образовавшегося при сжигании 1 моль метана

22,4 л.

729. Объем углекислого газа (н.у.), образовавшегося при сжигании 2 моль метана

44,8 л.

730. Сумма коэффициентов перед формулами продуктов сгорания метана

3

731. Сумма коэффициентов перед формулами исходных веществ в уравнении реакции горения пропана

6

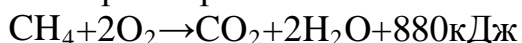
732. Сумма коэффициентов перед формулами продуктов горения бутана

18

733. Сумма коэффициентов в уравнении реакции горения этана

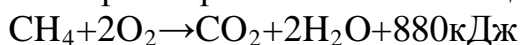
19

734. При сгорании 10 г метана выделилось теплоты



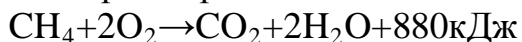
550 кДж

735. При сгорании 8 г метана выделилось теплоты



440 кДж

736. При сгорании 4 г метана выделилось теплоты



220 кДж

737. По термохимическому уравнению $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 880 \text{ кДж}$ масса метана при выделении 5280 кДж теплоты

96,0 г.

738. По термохимическому уравнению $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 880 \text{ кДж}$ масса метана при выделении 2640 кДж теплоты

48,0 г.

740. По термохимическому уравнению $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 880 \text{ кДж}$ масса метана при выделении 1760 кДж теплоты

32,0 г.

741. По термохимическому уравнению $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 880 \text{ кДж}$ масса метана при выделении 4400 кДж теплоты

80,0 г.

742. По термохимическому уравнению $2\text{C}_2\text{H}_6 + 7\text{O}_2 \rightarrow 4\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O} + 3080 \text{ кДж}$, если выделилось 770 кДж, то объем израсходованного кислорода:

39,2 л.

743. По термохимическому уравнению $2\text{C}_2\text{H}_6 + 7\text{O}_2 \rightarrow 4\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O} + 3080 \text{ кДж}$, если выделилось 1540 кДж теплоты, то сгорел этана объемом

22,4 л

744. По термохимическому уравнению $2\text{C}_2\text{H}_6 + 7\text{O}_2 \rightarrow 4\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O} + 3080 \text{ кДж}$, если выделилось 6160 кДж теплоты, то сгорел этана объемом

89,6 л.

745. По термохимическому уравнению $2\text{C}_2\text{H}_6 + 7\text{O}_2 \rightarrow 4\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O} + 3080 \text{ кДж}$, если выделилось 4106,6 кДж теплоты, то сгорел этана объемом

22,4 л.

746. Изомер гексана

2,2- диметилбутан

747.Изомер октана

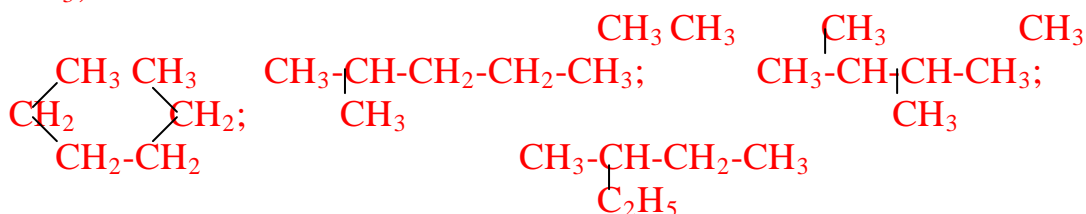
2,3,4- триметилпентан

748.Изомер пентана

2 метилбутан

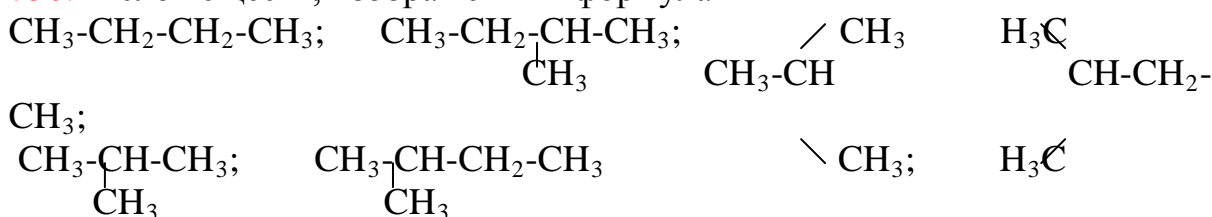
749.Среди приведенных формул число веществ

$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$; $\text{CH}_3\text{-CH-CH-CH}_3$; $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH-CH}_2\text{-CH}_3$;



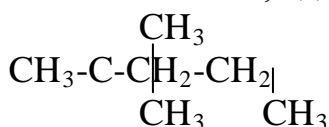
четыре

750.Число веществ, изображенных формулами



три

751.Названию 2,2 диметилпентан соответствует



752.Предельный углеводород с молекулярной массой 100

C_7H_{16}

753.Предельный углеводород с молекулярной массой 72

C_5H_{12}

754.Предельный углеводород с молекулярной массой 86

C_6H_{14}

755.Предельный углеводород с молекулярной массой 114

C_8H_{18}

756.Предельный углеводород с молекулярной массой 142

$\text{C}_{10}\text{H}_{22}$

757.Молярная масса предельного углеводорода, содержащего двадцать атомов водорода

128 г/моль

758.Молярная масса предельного углеводорода, содержащего двенадцать атомов водорода

72 г/моль

759.Молярная масса предельного углеводорода, содержащего восемнадцать атомов водорода

114 г/моль

760.Молярная масса предельного углеводорода, содержащего шестнадцать атомов водорода

100 г/моль

761. Молярная масса предельного углеводорода, содержащего четырнадцать атомов водорода

86 г/моль

762. Количество изомеров у предельного углеводорода, содержащего четырнадцать атомов водорода

пять

763. Количество изомеров у предельного углеводорода, содержащего двенадцать атомов водорода

три

764. Массовая доля углерода в пропане

81,8 %

765. Массовая доля углерода в метане

75 %

766. Массовая доля углерода в пентане

83,3 %

767. Массовая доля углерода в бутане

82,76 %

768. Массовая доля углерода в этане

80 %

769. Бутан тяжелее воздуха в (н.у.):

2 раза

770. Декан тяжелее воздуха в (н.у.):

≈5 раз

771. Гентан тяжелее воздуха в (н.у.):

3 раза

772. Пропан тяжелее воздуха в (н.у.):

1,5 раза

773. Количество вещества 352 г пропана

8 моль

774. Количество вещества 176 г пропана

4 моль

775. Количество вещества 264 г пропана

6 моль

776. Количество вещества 132 г пропана

3 моль

777. Количество вещества 88 г пропана

2 моль

778. Реакция, получения предельных углеводородов с большим числом атомов углерода через образование галогеноводородов

Вюрца

779. В схеме $\text{CH}_4 \rightarrow \text{X} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6$ вещество X

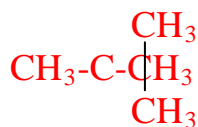
C_2H_2

780. Гомолог вещества $\text{CH}_3\text{-CH-CH}_3$

CH_3



781. Для вещества $\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ | \\ \text{CH}_3\text{-C-CH}_2\text{-CH}_3 \\ | \\ \text{CH}_3 \end{array}$ гомолог – это:



782. Вторичных атомов углерода в гексане
четыре

783. Третичных атомов углерода в 2,3,4- триметилпентане
три

784. 75 г этана занимают объем (н.у.)
56 л.

785. 25 г этана занимают объем (н.у.)
22,4 л.

786. 60 г этана занимают объем (н.у.)
44,8 л.

787. 15 г этана занимают объем (н.у.)
11,2 л.

788. 45 г этана занимают объем (н.у.)
33,6 л.

789. 30 г этана занимают объем (н.у.)
22,4 л.

790. Масса 1 л бутана (н.у.)
2,59 г.

791. Масса 16,8 л метана (н.у.)
12,00 г.

792. Объем пропана, на сжигание которого израсходовано 134,4 л кислорода
26,88 л

793. Объем метана, на сжигание которого израсходовано 88 л кислорода
44,0 л

794. Объем бутана (н.у.), при сжигании которого выделилось 134,4 л
углекислого газа

33,6 л

795. Для полного сгорания 5,6 л этана (н. у.) израсходован кислород объемом
19,6 л

796. Для сжигания смеси 6 л метана и 4 л этана потребуется воздух 20 %
кислорода объемом (н.у.)

130 л

797. Объем воздуха (м^3 , н.у. 20 %) необходимый для сжигания 44,8 м^3 пропана
1066,7

798. Правильное название

2- метилгептан

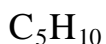
799. При полном хлорировании 10 л метана израсходовано хлора (л, н.у.)

40

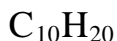
780. На первой стадии хлорирования 20 л этана израсходовано хлора (л, н.у.)
20
781. На первой стадии хлорирования 20 л пропана израсходовано хлора (л, н.у.)
40
782. При первой стадии хлорирования 20 л метана израсходовано хлора (л, н.у.)
20
783. При горении этан и кислорода взаимодействуют в объемных отношениях
1:3,5
784. При горении метан и кислорода взаимодействуют в объемных отношениях
1: 2
785. При горении пропан и кислорода взаимодействуют в объемных отношениях
1:5
786. При взаимодействии 142 г йодометана с металлическим натрием образовался этан объемом (л, н.у.)
11,2
787. При взаимодействии 284 г йодометана с металлическим натрием образовался этан объемом (л, н.у.)
22,4
788. При взаимодействии 426 г йодометана с металлическим натрием образовался этан объемом (л, н.у.)
33,6
789. При взаимодействии 568 г йодометана с металлическим натрием образовался этан объемом (л, н.у.)
44,8
790. При взаимодействии 69 г металлического натрия с йодометаном с образовался этан объемом (л, н.у.)
33,6
791. При взаимодействии 46 г металлического натрия с йодометаном с образовался этан объемом (л, н.у.)
22,4
792. При взаимодействии 23 г металлического натрия с йодометаном с образовался этан объемом (л, н.у.)
11,2
793. При взаимодействии 92 г металлического натрия с йодометаном с образовался этан объемом (л, н.у.)
44,8
794. При взаимодействии 284 г йодометана с 46 г металлического натрия (при нормальных условиях) образовался этан объемом (л, н.у.)
22,4
795. Формула алкена



796. Формула алкена



797. Формула алкена



798. Формула алкена



799. Название алкена, формула которого $CH_3 - \underset{\substack{| \\ CH_3}}{CH} - CH=CH_2$ называется



3 метилбутен 1

800. Молярная масса алкена, содержащего 16 атомов водорода

112 г/моль

801. Молярная масса алкена, содержащего 10 атомов водорода

70 г/моль

802. Молярная масса алкена, содержащего 12 атомов водорода

84 г/моль

803. Молярная масса алкена, содержащего 6 атомов водорода

42 г/моль

804. Масса 1 л пропилена (н.у., в г)

1,875

805. Пары алкена, содержащего 10 атомов водорода тяжелее воздуха (н.у.) в

2,4 раза

806. 10,5 г пропилена занимают объем (в л, н.у.)

5,6

807. Массовая доля углерода (в%) в алкенах

85,7

808. В молекуле пропена соотношение σ и π – связи составляет

2:1

809. Пространственная изомерия в ряду этиленовых начинается с

бутена

810. Цис-, транс изомерия возможна у

бутена 2

811. В молекуле 2,3-диметилпентена-2 первичных атомов углерода

4

812. Третичных атомов углерода в молекуле 2,3-диметилпентена-2

2

813. Количество вещества 210 г 2,3-диметилбутена-1

2,5 моль

814. Сумма всех коэффициентов в уравнении реакции горения пентена

37

815. При горении 42 г пропилена образовался углекислый газ количеством вещества

3 моль

817. Молекулярная формула алкена, плотность которого по водороду 21, а массовая доля углерода 85,7%
 C_3H_6
818. При дегидрировании 6г этана образуется этилен объемом (н.у.)
 4,48 л
819. При дегидрировании 12г этана образуется этилен объемом (н.у.)
 8,96 л
820. Молекулярная формула алкена массой 5,6г, если он присоединяет 32г брома.
 C_2H_4
821. Массовая доля углерода в ацетилене (%)
 92,3
822. Общая формула алкинов
 C_nH_{2n-2}
823. Число атомов углерода в алкине, содержащем двенадцать атомов водорода
 7
824. Массовая доля углерода в пропине (в %)
 90,0
825. Массовая доля углерода в бутине (в %)
 88,9
826. Между атомами углерода в молекуле ацетилена
 одна σ - и две π -связи
827. Ацетиленовый углеводород с молекулярной массой 68
 3-метилбутин-1
828. Ацетиленовый углеводород с молекулярной массой 82
 гексин-2
829. Молярная масса ацетиленового углеводорода, содержащего 14 атомов водорода
 110г/моль
830. Молярная масса ацетиленового углеводорода, содержащего 10 атомов водорода:
 82г/моль
831. Масса одного литра пропина (н.у.)
 1,79 г
832. Пары пентина тяжелее воздуха в
 2,34 раза
833. В молекуле бутина-1 соотношение σ - и π -связей
 9:2
834. Среди приведенных формул углеводородов соединение с одной тройной связью
 C_5H_8
835. Алкин, в молекуле которого 12 атомов водорода, тяжелее водорода (н.у.)
 в

48 раз

836. 13,5 г бутина-1 занимает объем (н.у.)

5,6 л

837. Вторичных атомов углерода в 3,4-диметилпентине-1

один

838. Для полного сжигания 3 моль бутина-2 потребовался кислород объемом

(н.у.):

369,6

839. Объем пропина (н.у.), при сжигании которого выделилось 134,4 л (н.у.)

углекислого газа

44,8

840. Для сжигания 11,2 л бутина-1 необходим воздух (объемная доля кислорода 20 %) объемом (в л, н.у.)

294,7

841. При взаимодействии 32 кг карбида кальция с водой получен ацетилен (выход 75%) объемом (н.у., м³)

8,4

842. Объем ацетилена (м³, н.у.), который получен из 4 кг карбида кальция, содержащего 20% примесей

1,12

843. Объем ацетилена (м³, н.у.), который можно получить из 48 м³ метана

24

844. Общая формула алкадиенов

C_nH_{2n-2}

845. Алкадиены изомерны классу

Алкинов

846. Число атомов углерода в диеновом углеводороде, содержащем 14 атомов водорода

8

847. В молекуле пропадиена соотношение σ - и π -связей составляет

6:2

848. Число атомов углерода в молекуле бутадиена-1,3 в состоянии sp^2 -гибридизации

4

849. Вторичных атомов углерода в молекуле 3 метилгексадиена-1,3

3

850. Число атомов углерода в молекуле бутадиена-1,2, находящихся в состоянии sp^2 -гибридизации

3

851. 110 г/моль - это молярная масса алкадиена

C_8H_{14}

852. Молярная масса 138 г/моль у алкадиена

$C_{10}H_{18}$

853. Называние алкадиена $CH_2=CH-C=CH-CH_3$



3метилпентадиен-1,3

854.10л 2-метилбутадиена-1,3 тяжелее 10 литров воздуха (н.у.) в 2,34 раза

855.Масса бутана, из которого получают 216г бутадиена-1,2
232

856.Масса бутана, необходимая для получения 108г бутадиена -1,2
116

857.Объем (н.у) бутадиена, полученный при дегидрировании 87г бутана
33,6 л.

858.Если при дегидрировании 112 литров бутана получен бутадиен-1,2, то образовался водород объемом (л, н.у.). Образовалось водорода (в литрах)
224

859.Бутадиен и 89,6 литров водорода (при н.у) получены при дегидрировании бутана массой (г)
116

860.Объем образовавшегося бутадиена (в л, н.у.), если дегидрированию подверглось 3,5 моль бутана
78,4

861.340 кг 2-метилбутадиена-1,3 можно получить из 2-метилбутана массой (кг)
360

862.Масса 2-метилбутадиена-1,3, которую можно получить из 200 тонн 2-метилбутана, если выход продукта 0,9
170

863.Для полного сжигания 11,2 м³ (н.у.) 3метилбутадиена-1,2 необходим воздух (20% кислорода) объем (м³, н.у.)
392

864.При бромировании 108 бутадиена-1,3, образовался 1,4-дибромбутен-2 образовалось 1,4дибром-2бутена массой
321 г

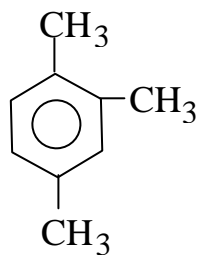
865.Масса 1,4-дибромбутена-2, которая получается при взаимодействии 240г брома с бутадиеном-1,3
321

866.Сумма коэффициентов перед формулами исходных веществ в уравнении горения пропана
5

867.Сумма коэффициентов перед формулами продуктов в уравнении горения бутадиена-1,3 равна
14

868.Сумма всех коэффициентов перед формулами веществ в уравнении горения пентадиена-1,3
17

869.Ароматический углеводород называется



1,2,4-триметилбензол

870. Ароматический углеводород

C_8H_{10}

871. В молекуле 1,3-диметилбензола первичных атомов углерода

2

872. Вторичных атомов углерода в молекуле этилбензола

6

873. Число атомов углерода в ароматическом углеводороде, содержащем 14 атомов водорода

10

874. Молекулярной формуле C_8H_{10} соответствует изомеров

4

875. Массовая доля углерода в молекуле бензола (в %)

92,3

876. Масса этилбензола количеством вещества 0,75 моль

79,5 г

877. Объем водорода (н.у.), полученный в результате дегидрирования 150 г гептана (образуется ароматический углеводород)

134,4

878. В результате дегидрирования 42 г циклогексана до бензола получен водород объемом (в литрах, н.у.)

33,6

879. Масса циклогексана, необходимая для получения 390 г бензола

420

880. При дегидрировании 336 г циклогексана получен бензол массой (в г)

312

881. 0,8 моль толуола тяжелее 0,8 моль бензола в

1,18

882. Относительная плотность паров 1,3,5-триметилбензола по воздуху

2,19

883. Из 26,88 литра ацетилена получен бензола массой:

31,2 г

884. 234 г бензола получено из ацетилена (в литрах, н.у.)

201,6

885. Из 26,88 л ацетилена получено 23,4 г бензола. Выход продукта от теоретически возможного (в %)

75

886. 16,8 л, получен бензол массой 15,6 г. Выход составил (в %)

80

887. Объем воздуха (н.у., 21% O₂), необходимый для сжигания 10,6г 1,3-диметилбензола

112

888. Из 19,5г бензола получено 31,4г бромбензола. Выход продукта в% от теоретически возможного

80

889. При бромировании бензола в присутствии солей железа (III) был получен бромводород, который пропустили через избыток раствора нитрата серебра. При этом образовался осадок массой 18,8 грамм. Масса бромбензола (в г):

15,7

890. Масса нитробензола (г), которую получают нитрованием 390 г бензола, если выход продукта составляет 0,8

492

891. Масса нитробензола (в г), образующегося при нитровании 156 г бензола 94,5 г азотной кислоты

184,5

892. Масса бензола, необходимая для получения 147,6г (выход %) нитробензола

117

893. Реакция, протекающая с выделением теплоты:

экзотермическая

894. Реакция, протекающая с поглощением энергии:

эндотермическая

895. Количество энергии, которое выделяется или поглощается в химических реакциях, может быть измерено:

калориметром

896. Количество теплоты, которое выделяется или поглощается при химических реакциях, называется:

тепловым эффектом

897. Химическое уравнение, в котором указывается тепловой эффект называется:

термохимическим

898. Реакция, протекающая самопроизвольно, если нагреть их до температуры воспламенения:

горение бензина

899. Пример эндотермической реакций:

взаимодействие азота и кислорода

900. Пример экзотермической реакций:

горение угля

901. Реакции, протекающие только при постоянном нагревании:

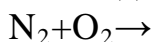
разложение известняка

902. Термохимическое уравнение $2\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow 2\text{H}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow - 572 \text{ кДж}$ означает: полученные O₂ и H₂ богаче энергией

903. Единица измерения теплового эффекта:

килоджоуль со знаком + и -

904. Эндотермическая реакция:



905. При взаимодействии 7 г. железа с серой выделилось 12,15 кДж.

Термохимическое уравнение реакций:



906. Сколько теплоты выделится при сжигании серы массой 1 г. зная, что теплота образования оксида серы (IV) из кислорода и серы равна 297 кДж/моль:

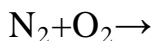
9,3 кДж

907. При взаимодействии железа массой 2,1 г с серой выделилось 3,58 кДж теплоты. Теплота образования сульфида железа (II) равна:

95,46 кДж

908. Термохимическое уравнение $2\text{HgO} = 2\text{Hg} + \text{O}_2 - 180 \text{ кДж}$ означает: полученные O_2 и Hg богаче энергией

909. Эндотермическая реакция:



910. Термохимическое уравнение:



911. Термохимическое уравнение реакции горения углерода

$\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2 + 402,24 \text{ кДж}$. Масса сгоревшего углерода в граммах, если при реакции выделилось 167600 кДж теплоты:

5000

912. При горении угля выделилось 3352 кДж энергии. Масса сгоревшего угля:

100

913. Термохимическое уравнение $2\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow 2\text{H}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow - 572 \text{ кДж}$. Количество теплоты, которое выделится при сгорании 10 моль водорода:

2860

914. Термохимическое уравнение разложения воды $2\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow 2\text{H}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow - 572 \text{ кДж}$. Энергия, необходимая для разложения 360 г. воды:

5720

915. Для образования 22,4 л. оксида азота (II) требуется 21,5 кДж энергии. Количество теплоты для образования 500 л. оксида азота (II):

479,91

916. По термохимическому уравнению реакций

$3\text{Fe}_3\text{O}_4 + 8\text{Al} = 4\text{Al}_2\text{O}_3 + 9\text{Fe} + 3300 \text{ кДж}$ рассчитать количество теплоты, выделившейся при получении 2,12 кг железа:

13880,95

917. При взаимодействии алюминия массой 9 г. с кислородом выделилось 274,44 кДж теплоты. Теплота образования оксида алюминия:

1646,67

918. Гомогенная система

чистый воздух

919. Скорость гетерогенной реакции:

$$g = \pm \frac{\Delta v}{S \Delta t}$$

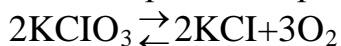
920. Явление увеличения скорости реакции в присутствии катализатора катализ

921. Крупнейший ученый, академик АН Каз. ССР в области гетерогенного катализа:

Сокольский Д.В.

922. Вещества, усиливающие действие катализаторов промоторы

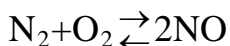
923. Гетерогенная реакция



924. Гетерогенная реакция



925. Гомогенная реакция



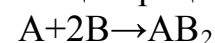
926. Кинетическое уравнение реакции $\text{A}_{(г)} + 2\text{B}_{(г)} = \text{D}$:

$$g = k[\text{A}] \cdot [\text{B}]^2$$

927. Кинетическое уравнение реакции $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{FeCl}_3$:

$$g = k \cdot [\text{Cl}_2]^3$$

928. При увеличении концентрации А в реакции 2 раза и снижении концентрации В в 2 раза, скорость снижается в 2 раза:



929. Для увеличения скорости неоратимой реакции $\text{CO}_{(г)} + 2\text{H}_2_{(г)} \rightarrow \text{CH}_3\text{OH}_{(г)} + \text{Q}$ необходимо повысить температуру

930. С наибольшей скоростью при комнатной температуре протекает взаимодействие между

Mg и HCl

931. При повышении температуры от 10° до 50° C, (температурный коэффициент равен 3), скорость реакции увеличится в 81 раз

932. При понижении температуры от 10° до 0° C, (температурный коэффициент равен 3), скорость реакции уменьшится в 3 раза

933. Если концентрацию вещества А увеличить в 3 раза в реакции с кинетическим уравнением $g = k[\text{A}]^2 \cdot [\text{B}]$, то скорость реакции: увеличится в 9 раз

934. Если концентрацию вещества В увеличить в 3 раза в реакции с кинетическим уравнением $g = k[\text{A}]^2 \cdot [\text{B}]$, то скорость реакции: увеличится в 3 раза

935. Если концентрацию вещества А увеличить в 3 раза, концентрацию В уменьшить в 3 раза в реакции с кинетическим уравнением $\rho = K[A]^2 \cdot [B]$, то скорость реакции:

увеличится в 3 раза

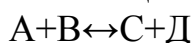
936. Скорость реакции между газами А и В при уменьшении давления в 2 раза, если кинетическое уравнение $\rho = K[A] \cdot [B]^2$:

уменьшится в 8 раз

937. Химические реакции, в результате которых вещества полностью превращаются в продукты реакции:

необратимые

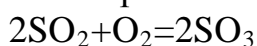
938. Общий вид уравнения системы в состоянии равновесия:



939. Необратимая реакция:



940. Обратимая реакция:



941. Константа равновесия не показывает:

во сколько раз обратная реакция протекает быстрее, чем прямая

942. Фактор, не влияющий на смещение равновесия:

катализатор

943. Закон, выражающий зависимость скорости от концентрации реагирующих веществ:

Закон действующих масс

944. Формула, которая соответствует математическому выражению закона действующих масс:

$$U = k [A]^m [B]^n$$

945. Необратимые реакции:

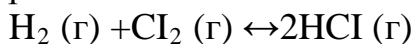
все перечисленное

946. Равновесие реакций $SO_2 + O_2 \leftrightarrow 2SO_3 + Q$ сместится влево (\leftarrow) при: понижении давления

947. Равновесие реакции $3Fe_2O_3(т) + CO(г) \leftrightarrow 2Fe_3O_4(г) + CO_2(г) - Q$ сместится вправо (\rightarrow) при:

повышении температуры

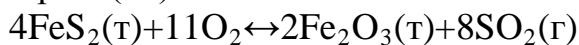
948. Реакция, в которой повышение давления не вызовет смещения равновесия:



949. Химическое равновесие реакции $CH_4(г) + CO_2(г) \leftrightarrow 2CO(г) + 2H_2(г) - Q$ сместится в сторону продуктов реакции при:

повышении температуры

950. Реакция, при которой повышение давления смещает равновесие вправо (\rightarrow):



951. Равновесие реакции $CO(г) + H_2O(г) \leftrightarrow CO_2(г) + H_2(г) + Q$ сместится вправо (\rightarrow) при:

понижении температуры

952. В уравнении реакции $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$ равновесие установилось при $[N_2]=1,3$ моль/л, $[H_2]=1,4$ моль/л, $[NH_3]=1,8$ моль/л. Константа равновесия этой реакции:

0,9

953. В уравнении реакции $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$ равновесие установилось при $[N_2]=3,1$ моль/л, $[H_2]=2,5$ моль/л, $[NH_3]=4,6$ моль/л. Исходные концентрации $[N_2]$ и $[H_2]$:

5,4 и 9,4

954. В уравнении реакции $2SO_2 + O_2 \leftrightarrow 2SO_3$ равновесие установилось при $[SO_2]=2,2$ моль/л, $[O_2]=1,8$ моль/л, $[SO_3]=3,2$ моль/л. Исходные концентрации $[SO_2]$ и $[O_2]$:

5,4 и 3,4

955. В уравнении реакции $H_2 + J_2 \leftrightarrow 2HJ$ равновесие установилось при следующих концентрациях $[H_2]=3,8$; $[J_2]=2,1$; $[HJ]=4,0$. Константа равновесия этой реакции:

2

956. В реакции $CO + H_2 \leftrightarrow CO + H_2O$ установилось равновесие с концентрациями веществ $[CO_2]=0,5$ моль/л; $[H_2]=0,3$ моль/л; $[CO]=0,6$ моль/л $[H_2O]=0,4$ моль/л. Установите K равновесия до и после добавления водорода в количестве 1 моль/л.:

1,6; 0,275

957. В уравнении реакции $C_2H_4 + H_2 \leftrightarrow C_2H_6$ равновесие установилось при концентрациях $[C_2H_4]=1,8$ моль/л; $[H_2]=0,75$ моль/л; $[C_2H_6]=3,5$ моль/л. Константа равновесия и исходные концентрации $[C_2H_4]$ и $[H_2]$:

2,6; 5,3; 4,25

958. В уравнении реакции $2NO + O_2 \leftrightarrow 2NO_2$ равновесие установилось при концентрациях $[NO]=3,6$ моль/л; $[O_2]=2,5$ моль/л; $[NO_2]=4,8$ моль/л.

Константа равновесия и исходные концентрации $[NO]$ и $[O_2]$:

0,71; 8,4; 4,9

959. При синтезе аммиака равновесие установилось при концентрации $[N_2]=1,1$ моль/л, $[H_2]=2,3$ моль/л, $[NH_3]=4,5$ моль/л. Константа равновесия и исходные концентрации азота и водорода:

1,51; 3,35; 9,05

960. Реакция протекает в растворе по уравнению $A + B \leftrightarrow 3C$, исходная концентрация $[A]=0,6$ моль/л, $[B]=1,2$ моль/л, $K_{равн.}=10$. Равновесные концентрации $[A]$, $[B]$, $[C]$ равны:

0,19; 0,79; 1,23

961. Реакция протекает в растворе по уравнению $A + B \leftrightarrow 2C$, исходная концентрация $[A]=0,5$ моль/л, $[B]=0,7$ моль/л, $K_{равн.}=50$. Равновесные концентрации $[A]$, $[B]$, $[C]$ равны:

0,06; 0,26; 0,88

962. Неэлектролитами являются пара веществ метанол и этиленгликоль

963. Электролит

ацетат натрия

964. Электролиты в паре

хлорид натрия (р-р) и бромид калия

965. Электролиты в паре

уксусной кислоты и хлорида натрия

966. Неэлектролиты

водный раствор сахарозы

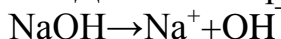
967. Слабый электролит

угольная кислота

968. Все электролиты в группе

растворы гидроксида натрия, ацетата натрия и соляная кислота

969. Два иона образуется при диссоциации



970. Все неэлектролиты в группе

сахароза, глицерин, оксид серы (IV)

971. В уравнении реакции оксида алюминия с серной кислотой сумма

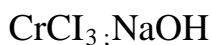
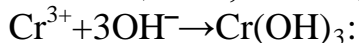
коэффициентов перед формулами сильных электролитов

4

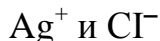
973. Щелочная среда в растворе



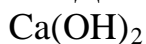
974. Вещества, необходимые для осуществления процесса



975. При сливании растворов нитрата серебра и хлорида калия в реакции взаимодействуют ионы AgNO_3 к раствору KCl :



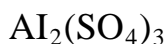
976. Диссоциирует только по типу основания:



977. В уравнении реакции Na_2SiO_3 с HCl сумма коэффициентов перед формулами сильных электролитов

5

978. Кислая среда в растворе



979. Число анионов, полученных при диссоциации 50 молекул сульфата алюминия, если степень диссоциации соли 80%:

120

980. Может диссоциировать по типу кислоты



981. Число всех ионов, полученных при полной диссоциации 100 молекул гидросульфата калия, если степень диссоциации 70%:

210

982. Число всех ионов, полученных при диссоциации 100 молекул серной кислоты, если степень диссоциации кислоты 98%:

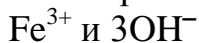
294

983. Число всех катионов, полученных при диссоциации 100 молекул сульфата натрия, если степень диссоциации соли 90%:
180
984. В растворе объемом 1 л, содержащем 0,1 моль хлорида железа (III), суммарное число молей ионов Fe^{3+} и Cl^- :
0,4
985. В растворе объемом 1 л, содержащем 0,15 моль нитрата магния, суммарное число молей ионов Mg^{2+} и NO_3^- :
0,45
986. Число молей ионов натрия, образующегося при полной диссоциации одного моля фосфата натрия:
3
987. Качественная реакция на сульфат-анион взаимодействует с хлоридом бария
988. Протекает до конца реакция
 $\text{MgSO}_4 + \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow$
989. С выделением газа реагируют между собой вещества
 $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$
990. Цвет лакмуса в растворе хлорида алюминия
красный
991. Реагируют между собой с образованием осадка вещества
 FeCl_3 и AgNO_3
992. Реакции в растворах электролитов не протекают до конца, если образуются растворимые вещества
993. Реактив на хлорид-ионы
катионы серебра
994. Сумма всех коэффициентов в полном и сокращенном ионных уравнениях реакции между уксусной кислотой и гидроксидом бария
12 и 6
995. Сумма всех коэффициентов в полном и сокращенном ионных уравнениях реакции между уксусной кислотой и гидроксидом лития
7 и 3
996. Сумма всех коэффициентов в полном ионном уравнении реакции между растворами гидроксида бария и сульфата меди(II):
7
997. Сумма всех коэффициентов в сокращенном ионном уравнении реакции между растворами гидроксида бария и сульфата натрия
3
998. Сокращенное ионное уравнение реакции $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow$ соответствует взаимодействию
 CuCl_2 (р-р) и NaOH (р-р)
999. По схеме $\text{R}^{n+} + \text{HOH} \leftrightarrow \text{HR}^{(n-1)+} + \text{OH}^-$ идет гидролиз вещества
 Na_2S
1000. По схеме $\text{R}^{n+} + \text{HOH} \leftrightarrow \text{ROH}^{(n-1)+} + \text{H}^+$ идет гидролиз вещества
 AlCl_3

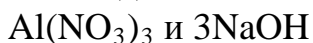
1001. Не протекает реакция между ионами



1002. Протекает реакция между ионами



1003. Сокращенное ионное уравнение $Al^{3+} + 3OH^- = Al(OH)_3 \downarrow$ соответствует взаимодействию



1004. При взаимодействии 80 г гидроксида натрия и 21 г азотной кислоты образуется вода массой

6

1005. При сливании растворов, содержащих 159 г карбоната натрия и 73 г соляной кислоты, образуется углекислый газ объемом (в л) (н.у.):

22,4

1006. При сливании растворов, содержащих 276 г карбоната калия и 73 г соляной кислоты, образуется углекислый газ объемом (в л) (н.у.):

22,4

1007. При взаимодействии 40 г гидроксида натрия и 75 г азотной кислоты образуется вода массой (в г):

18

1008. При сливании растворов, содержащих 1,6 г сульфата меди (II) и 30 г гидроксида калия, образуется осадок массой (в г):

0,98

1009. При сливании растворов, содержащих 14,2 г сульфата натрия и 50 г нитрата бария, образуется осадок массой (в г):

23,3

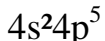
1010. Соль хлорноватой кислоты $HClO_3$:

хлорат

1011. Соль хлорноватистой кислоты:



1012. Электронная формула атома брома



1013. Реактив для обнаружения иона хлора Cl^- :



1014. Жидкий галоген:



1015. Наиболее сильный окислитель:



1016. Степень окисления хлора в бертолетовой соли:

+5

1017. Галоген, проявляющий наибольшее значение электроотрицательности:

F

1018. Черно-синий кристаллический галоген:



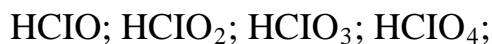
1019. Степень окисления хлора в хлорной кислоте $HClO_4$:

+7

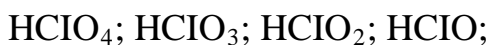
1020. Образование бертолетовой соли:



1021. Усиление кислотных свойств в ряду:



1022. Усиление окислительных свойств в ряду:



1023. Сумма коэффициентов в уравнении реакции $\text{KBr} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{KCl} + \text{Br}_2$:

6

1024. Галоген, способный возгоняться:



1025. Коэффициент перед MnCl_2 в уравнении $\text{MnO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$:

1

1026. Бром и хлор отличаются друг от друга:

химической активностью

1027. В лаборатории хлор обычно получают окислением:



1028. Объем хлора и водорода (н.у.), (м^3), необходимые для получения 30 м^3 хлороводорода:

15; 15

1029. Объем кислорода и воздуха (объемная доля кислорода 21%), необходимый для сжигания 134,4 л оксида углерода (II):

67,2; 320

1030. Объем хлороводорода, образовавшегося при взаимодействии 3 л. водорода с хлором (н.у.):

6 л.

1031. Масса хлора, необходимая для получения 22,2 г хлорида кальция

14, 2

1032. Масса (в г) натрия и хлоре, необходимая для получения 0,25 моль хлорида натрия

5,75; 8,875

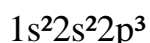
1033. Масса хлора, полученная взаимодействием 1 кг раствора с массовой долей HCl 36,5% с оксидом марганца (IV), если кислота прореагировала полностью:

177,5 г

1034. Самый распространенный газ, входящий в состав воздуха:

азот

1035. Электронная конфигурация атома азота:



1036. Молекула аммиака имеет форму:

пирамиды

1037. Количество протонов и нейтронов в ядре атома азота соответственно

7; 7

1038. Относительная плотность азота по водороду:

14

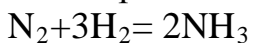
1039. Число электронов в атоме азота на внешнем энергетическом уровне:

5

1040. К физическим свойствам концентрированной азотной кислоты относится:

жидкость

1041. Промышленный способ получения аммиака:



1042. В промышленных масштабах азот получают из воздуха

1043. К физическим свойствам азота не относится:

хорошо растворим в воде

1044. В уравнении реакции кальция с азотом коэффициент перед формулой продукта реакции:

1

1045. К физическим свойствам аммиака относится:

1, 7 раза легче воздуха

1046. Азот не проявляет степень окисления:

-4

1047. Азот в переводе означает:

«Безжизненный»

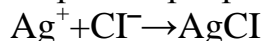
1048. Азот не образует оксид:



1049. Качественный реактив на ион аммония:



1050. Сокращенное ионное уравнение взаимодействия хлорида аммония и нитрата серебра:



1051. Степень окисления азота в азотной кислоте:

+5

1052. Азот проявляет степень окисления +3 в:



1053. Вещество X в уравнении реакции $\text{P} + \text{X} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$:



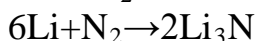
1054. Вещество X в уравнении реакции $4\text{X} + 5\text{O}_2 \rightarrow 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$:



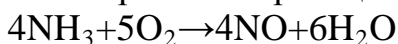
1055. Газ, выделяющийся при взаимодействии азотной кислоты (конц.) с медью:



1056. N_2 является окислителем в реакции:



1057. Уравнение реакции каталитического окисления аммиака:



1058. Молекулярная масса сульфата аммония:

132

1059. Сумма все X коэффициентов в уравнении реакции $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{Ca}(\text{OH})_2 =$:

8

1060. Коэффициент перед оксидом азота (IV) в реакции взаимодействия меди с концентрированной азотной кислотой

2

1061. Азотная кислота реагирует с веществом:

MgO

1062. Продукты разложения нитрата цинка при нагревании:

ZnO; NO₂; O₂

1063. Продукты разложения нитрата серебра(I) при нагревании:

Ag; NO₂; O₂

1064. При комнатной температуре HNO₃(конц.) реагирует с веществами ряда Cu и CaCO₃

1065. В реакции, схема которой $C + HNO_3 \rightarrow NO_2 + CO_2 + H_2O$, коэффициент перед окислителем:

4

1066. Азотная кислота не реагирует с:

оксидом кремния (IV)

1067. Коэффициент перед формулой восстановителя в уравнении реакции, схема которой $S + HNO_3 \rightarrow H_2SO_4 + NO$:

1

1068. Если масса азота в нитрате кальция 7 г, то масса кальция в нем

10

1069. Сколько литров NO выделится, если в реакцию окисления вступило 34 г NH₃

44, 8

1070. Объем (н.у.) аммиака, который выделяется при взаимодействии 5,35 г хлорида аммония с 0,4 г гидроксида натрия

0,224 л

1071. Объем NO₂ (н.у.), который выделяется при взаимодействии 24 г углерода с избытком конц HNO₃.

179,2 л

1072. При взаимодействии 31,5 г азотной кислоты с 168 г гидроксида калия образуется соль количеством вещества:

0,5 моль

1073. Масса нитрата кальция, образованного при взаимодействии 14 г оксида кальция и 0,5 моль азотной кислоты:

41 г

1074. Количество вещества нитрата аммония, которое образуется при взаимодействии 0,5 моль азотной кислоты с 5,6 л (н.у.) аммиака

0, 25 моль

1075. Масса хлорида аммония, которая получается при взаимодействии 5,1 г аммиака с 4,48 л (н.у.) хлороводорода

10,7 г

1076. Масса хлорида аммония, которую можно получить при взаимодействии 73 г хлороводорода с 22,4 л (н.у.) аммиака:

53,5 г

1077. Газ, выделившийся при нагревании 5,35 г. хлорида аммония с гидроксидом натрия, поглощен азотной кислотой. Масса полученной соли равна:
8 г
1078. Объем аммиака (н.у.), полученный при взаимодействии 30 г. H_2 с N_2 при 10%-ном выходе продукта
22,4 л
1079. 14 г оксида кальция взаимодействует с 63 г азотной кислоты. Масса нитрата кальция
41 г
1080. Валентность фосфора в продукте реакции X, протекающей по схеме $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{X}$:
+III
1081. Для белого фосфора не характерно:
Имеет запах чеснока
1082. Дигидроортофосфат аммония образуется в реакции:
 $\text{NH}_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 = \text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$
1083. Степень окисления фосфора -3 в соединении:
 Ca_3P_2
1084. Гидрофосфат аммония образуется в реакции:
 $2\text{NH}_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 = (\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$
1085. При сгорании 1 моль фосфора в 44,8 л. (н.у.) кислорода образуется оксид фосфора(V) количеством вещества:
0,5 моль
1086. Количество вещества P_2O_5 , полученного при взаимодействии 0,1 моль фосфора с 11,2 л. (н.у.) кислорода:
0,05 моль
1087. В уравнении реакции $\text{P} + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NO}$ коэффициент перед формулой окислителя
5
1088. Вещества X Y, Z в цепи
$$\text{P} \rightarrow \text{Ca}_3\text{P}_2 \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{X} \rightarrow \text{P}_4\text{O}_{10} \xrightarrow{+2\text{H}_2\text{O}} \text{Y} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \xrightarrow{\text{t}} \text{Z}$$
- X = PH_3 ; Y = HPO_3 ; Z = $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$
1089. Масса оксида фосфора (V), необходимого для получения 9,8 г фосфорной кислоты
7,1 г
1090. Объем кислорода (н.у.) необходимый для сгорания 340 г фосфина образуется оксид фосфора (V):
448
1091. Соль, полученная взаимодействием 1 моль фосфорной кислоты с 2 моль гидроксида калия
гидроортофосфат калия

1092. Масса оксида фосфора(V), необходимая для получения 196г. 50% ортофосфорной кислоты:
71 г
1093. В 100г. 9,8%-ного раствора фосфорной кислоты растворили 14,2 г оксида фосфора (V). Массовая доля фосфорной кислоты в полученном растворе
45,7%
1094. Масса осадка, образованного взаимодействием (98г 1% раствора) фосфорной кислоты и 510 г 10%-ного нитрата серебра
4,19 г
1095. 49 г 50% раствора ортофосфорной кислоты взаимодействует с гидроксидом кальция и образуется 17г гидрофосфата кальция. Выход продукта реакции
50%
1096. Три основных питательных элемента, входящие в состав минеральных удобрений:
N; K; P
1097. Задерживает образование зеленой массы растений недостаток элемента:
N
1098. Задерживает рост и развитие репродуктивных органов растений недостаток элемента:
P
1099. Нитраты не используются для получения
Сахара
1100. Массовая доля азота в нитрате натрия:
16,4%
1101. Массовая доля азота наибольшая в:
 $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$
1102. Массовая доля ионов аммония в сульфате аммония:
27, 2%
1103. Содержание калия в сильвините
29, 3%
1104. Массовая доля фосфора в фосфорите $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$:
20%
1105. Масса дигидрофосфата кальция, полученного действием 196 г фосфорной кислоты на фосфат кальция, если потери в производстве составляют 20%
280,8
1106. Масса аммиачной селитры, полученной взаимодействием 448 л NH_3 (н.у.) и раствора азотной кислоты, если массовая доля выхода нитрата аммония от теоретически возможного равна 75%:
1200
1107. Объем аммиака (н.у.), необходимый для получения 13,2 г $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$:
4480 м³
1108. Общая формула предельных одноатомных спиртов



1109. Число изомерных спиртов с формулой $C_4H_{10}O$:

4

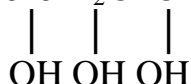
1110. Историческое название метанола

Древесный спирт

1111. Взаимодействие кислоты и спирта с образованием сложного эфира – реакция:

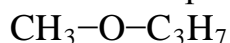
Этерификации

1112. Вещество, формула которого $H_2C-CH-CH_2$ является



Спиртом

1113. Изомер бутанола-1



1114. Функциональная группа $-OH$ характерна для спиртов

1115. В промышленности этиловый спирт получают взаимодействием C_2H_4 и H_2O

1116. Продукт окисления вторичных спиртов хромовой смесью

Кетон

1117. При окислении этилового спирта оксидом меди(II) образуется

Ацетальдегид

1118. Для осуществления превращения $CH_3-CH_2OH \rightarrow CH_3-COOH$ необходимо

Окислить спирт

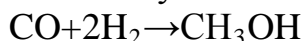
1119. Реактивом на глицерин является

Гидроксид меди (II) свежеприготовленный

1120. При добавлении к некоторому веществу свежесажженного гидроксида меди (II) в присутствии щелочи образуется ярко-синий раствор. Это вещество

Глицерин

1121. Получению метанола в промышленности соответствует реакция:



1122. При нагревании спирта в присутствии концентрированной серной кислоты при температуре ниже 140° получают:

Простые эфиры

1123. Продукт окисления первичных спиртов оксидом меди (II):

Альдегид

1124. Ферментативный способ получения этанола из углевода



1125. Объем водорода (н.у.), который выделяется при взаимодействии 9,2 г натрия с 100 мл ($\rho = 0,8 \text{ г/см}^3$) 96 %-ного раствора этанола

4, 48

1126. Объем оксида углерода (IV) (н.у., в л), выделившегося при брожении глюкозы, если при этом образовался этиловый спирт массой 460 г

224

1127. Из 92 г этанола получили 33,6 л (н. у) этилена. Выход продукта в процентах от теоретически возможного

75

1128. Из 0,5 моль этанола получили 38,0 г бромэтана. Выход продукта реакции в процентах от теоретически возможного

69, 7

1129. Из 23 г глицерина можно получить тринитроглицерин массой (в г):

56,75

1130. Для получения 14,75 г. 1,2,3- трихлорпропана необходим хлороводород объемом (в л, н.у.):

6, 72

1131. Фенол иначе называется:

Карболовой кислотой

1132. Характерное свойство фенола:

При окислении-розового цвета

1133. Формула фенола:

 C_6H_5OH

1134. Химическое свойство фенола:

 $C_6H_5OH + NaOH \rightarrow C_6H_5ONa + H_2O$

1135. Фенол реагирует с:

Щелочью и бромом

1136. Цветную реакцию на фенол дает раствор:

хлорида железа(III)

1137. Пикриновая кислота:

2, 4, 6 - тринитрофенол

1138. В результате поликонденсации фенола с формальдегидом образуется:

Фенолформальдегидная смола

1139. Качественная реакция на фенол

 $C_6H_5OH + 3Br_2 \rightarrow C_6H_2Br_3OH + 3HBr$

1140. При бромировании фенола избытком брома образуется:

2, 4, 6 - трибромфенол

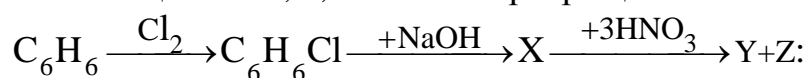
1141. Для осуществления превращения фенол \rightarrow фенолят натрия + водород необходимо к фенолу прибавить:

Натрий

1142. При добавлении к некоторому органическому веществу бромной воды образовался белый осадок. Это органическое вещество:

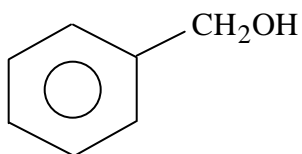
Фенол

1143. Вещества X, Y, Z в схеме превращения



X – фенол; Y – пикриновая кислота; Z – вода

1144. Ароматический спирт:



1145. Масса фенолята натрия, полученная взаимодействием 0,5 моль фенола с гидроксидом натрия, если выход составляет 75%

43,5 г

1146. Для получения 10,6 т фенолформальдегидной смолы необходимы фенол и альдегид массой

9,4т и 3т

1147. При взаимодействии 940г фенола с гидроксидом натрия получилось 580г фенолята натрия. Практический выход фенолята натрия.

50%

1148. Для получения 2,29г пикриновой кислоты необходимы фенол и азотная кислота соответственно

0,94г и 1,89г

1149. Для получения 4,7г фенола (выход 50%) необходим хлорбензол массой 11,25г

1150. Масса брома, необходимая для взаимодействия с 9,4г фенола

48г