

Министерство образования и науки Российской Федерации

Государственное образовательное учреждение высшего
профессионального образования

«Санкт-Петербургский государственный технологический университет
растительных полимеров»

Т. Л. Луканина
Т. Т. Овчинникова

Химический минимум
Классы неорганических соединений.
Строение вещества. Растворы.
(для самостоятельной работы студентов)
Учебное пособие

Санкт-Петербург
2010

Введение

Изучение курса общей и неорганической химии обязательно сопровождается выполнением упражнений и решением задач, что необходимо для прочного усвоения, проверки и закрепления теоретического материала.

В процессе изучения химии студенты должны выполнить несколько индивидуальных заданий по следующим темам курса: «Классы неорганических соединений» [1], «Закон эквивалентов», «Способы выражения концентраций растворов» [2,3,4], «Строение атомов. Химическая связь» [5], «Растворы электролитов» [1,5,6]. Каждая тема может содержать один или несколько разделов и сопровождается краткими теоретическими пояснениями к выполнению заданий со ссылками на литературные источники.

Номер варианта определяет преподаватель. Таблицы вариантов заданий для индивидуальной самостоятельной работы приводятся в конце пособия.

При решении задач рекомендуется соблюдать следующие правила выполнения:

1. В соответствии с текстом задачи записать краткое условие.
2. Условие задачи дополнить физико-химическими константами, необходимыми для расчета.
3. Указать искомую величину.
4. Составить необходимые пропорции и вывести формулы для расчета.
5. Подставить численные значения в расчетную формулу и выполнить расчет искомой величины.
6. Записать ответ задачи.

Задания необходимо выполнять в специальной тетради для индивидуальной самостоятельной работы или на отдельных двойных листах, в зависимости от требований преподавателя. Если задание не зачтено, необходимо отдельно выполнить работу над ошибками, в виде отдельного раздела, озаглавив его: «Работа над ошибками к разделу №...» и там внести исправления. Исправленное задание вновь сдается на проверку.

К сдаче зачетов и экзаменов допускаются студенты, выполнившие все индивидуальные задания.

1. КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Все неорганические вещества подразделяются на четыре основных класса: оксиды, кислоты, основания, соли и гидриды.

Оксидами называются сложные соединения, состоящие из двух элементов, одним из которых является кислород. Оксиды бывают *основные*, то есть образованные типичными металлами (Na_2O , CaO , CuO , FeO), *кислотные*, образованные неметаллами (SO_3 , N_2O_5 , CO_2), *амфотерные*, образованные амфотерными металлом со степенью окисления $2 \div 4$ (ZnO , Al_2O_3 , SnO_2) и *необразующе соли* (CO , N_2O , NO). Кислотным оксидам соответствуют - **кислоты**, сложные соединения, в водном растворе диссоциирующие на катионы водорода и анионы кислотного остатка: $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$; $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$. Кислоты классифицируются *по основности* на одно-, двух-, трех- и т.д., по содержанию кислорода: *кислородсодержащие и бескислородные* (H_3PO_4 , H_2S), по способности к диссоциации: *сильные* электролиты и *слабые* электролиты. К сильным относят такие, которые имеют константу диссоциации больше 10^{-2} (Приложение 3). Причем *сильные* диссоциируют в одну ступень и необратимо: $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7 \rightarrow 2\text{H}^+ + \text{S}_2\text{O}_7^{2-}$, *слабые* – ступенчато и обратимо: $\text{H}_3\text{PO}_4 \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^- \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{HPO}_4^{2-} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$.

Основным оксидам соответствуют **основания**, сложные соединения, в водном растворе диссоциирующие на катионы металла и OH^- : $\text{KOH} \rightarrow \text{K}^+ + \text{OH}^-$; $\text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2\text{OH}^-$. Основания классифицируются *по кислотности* на одно-, двух-, трех- и т.д., по способности к диссоциации: *сильные* электролиты и *слабые* электролиты. Причем *сильные*, также как и кислоты, диссоциируют в одну ступень и необратимо: $\text{Ba(OH)}_2 \rightarrow 2\text{OH}^- + \text{Ba}^{2+}$, а слабые – ступенчато и обратимо: $\text{Cu(OH)}_2 \leftrightarrow \text{CuOH}^+ + \text{OH}^- \leftrightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{OH}^-$.

Амфотерным оксидам соответствуют **амфотерные гидроксиды**. Все амфотерные основания – слабые электролиты и диссоциируют обратимо и ступенчато. Для амфотерных соединений соответствует равновесие между кислотными и основными свойствами, которые проявляются в зависимости от партнера по химической реакции: $\text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl} \rightarrow 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ либо $\text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{KOH} \rightarrow 2\text{K[Al(OH)}_4] + \text{H}_2\text{O}$, поскольку наблюдается

равновесие между кислотной и основной формой гидроксида алюминия: $\text{HAlO}_2 \leftrightarrow \text{Al}(\text{OH})_3$.

Реакции взаимодействия между кислотой и основанием называются **реакциями нейтрализации**, в результате которых происходит образование **соли** и воды.

Соли - сложные соединения, в водном растворе диссоциирующие на катионы металла и анионы кислотного остатка. Поскольку все соли являются сильными электролитами, они диссоциируют необратимо и в одну ступень: $\text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3\text{Cl}^-$. Если в реакции участвуют вещества в эквимольных соотношениях, то образуются **средние соли**. При избытке одного из компонентов (кислоты или основания) могут образоваться кислые или основные соли. **Кислые соли** образуются при недостатке основания и содержат незамещенные ионы H^+ . **Основные соли** образуются при недостатке кислоты и содержат незамещенные OH^- группы. Существуют два вида номенклатуры для названий отдельных классов соединений: традиционная для обычных распространенных кислот, таких как: серная, соляная, азотная и систематическая для менее распространенных, содержащих кислотообразующие элементы с переменной степенью окисления, например, тетраоксохлорат (VII) водорода или хлорная, гептаоксотетраборат (III) водорода или дисерная и т.п. (см. Приложение 1).

В названиях оснований преимущество отдается чаще всего систематическим названиям (гидроксид железа (II), гидроксид натрия и т. д.).

Систематические названия в названиях оксидов применяются чаще для обозначения димеров, таких как P_4O_{10} – декаоксидтетрафосфора, традиционные для обозначения распространенных оксидов P_2O_5 – оксид фосфора (V).

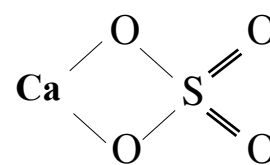
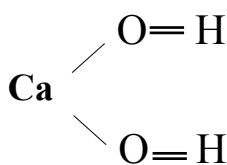
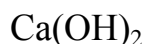
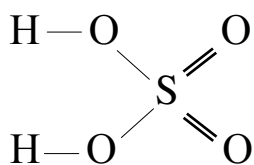
Для обозначения солей традиционных кислот используются традиционные названия, для малораспространенных – систематические (гидрокарбонат калия – KHCO_3 , пероксодисульфат (VI) калия – $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_6(\text{O}_2)$, соответственно, и т. д.). Более детально номенклатура химических соединений рассмотрена в учебнике Степина Б.Д. и Цветкова А.А. [1].

Графические формулы солей в действительности не отвечают настоящей форме молекулы, однако умение их составлять помогает лучше понять последовательность

соединения атомов в молекуле, установить число связей данного атома, а также определить кратность этих связей (одинарные, двойные или тройные). Полученный навык поможет в дальнейшем научиться правильно строить формулы органических молекул.

Суть построения графических формул заключается в том, что, во-первых, число связей данного элемента в молекуле в точности должно соответствовать его валентности. Во-вторых, один элемент соединяется с другим элементом или с водородом (в кислородсодержащих молекулах) через кислород. В-третьих, кислород в молекулах всегда двухвалентен, а водород одновалентен. В-четвертых, в молекулах рядом могут стоять максимум два кислорода, причем такая последовательность характерна только для соединений, содержащих пероксидную группировку - O - O -.

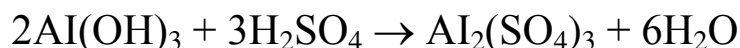
ПРИМЕР 1:

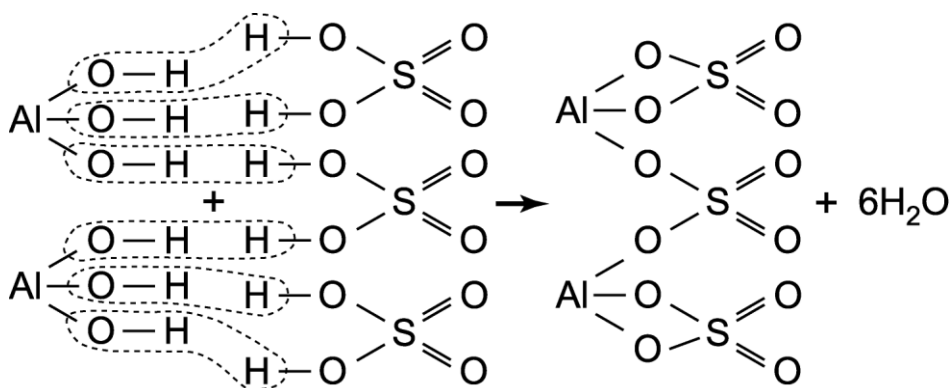


Для построения графической формулы соли более сложного строения можно применить следующий прием.

1. Составляется уравнение химической реакции и расставляются коэффициенты.
2. Данное уравнение записывается в графической форме, причем количество молекул изображается в соответствии с уравнением.
3. Удаляется нужное количество молекул воды (в соответствии с уравнением).
4. Оставшиеся после удаления воды связи соединяются с образованием соли.

ПРИМЕР 2:

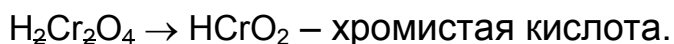
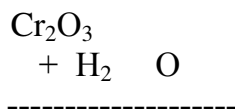




Аналогичным образом можно построить любые основные и кислые соли.

Соли можно получить как при реакции нейтрализации, так и при взаимодействии кислотных и основных оксидов. Каждому основному оксиду соответствует основание. Каждому кислотному оксиду соответствует кислота. Амфотерному оксиду соответствуют и кислота, и основание. Непосредственно с водой вступают в реакцию только растворимые оксиды, при этом может образоваться кислота или основание. Определить эмпирическую формулу кислоты по ее оксиду можно, прибавив воду к данной молекуле оксида, «в столбик».

ПРИМЕР 3:



Причем, сокращать индексы допускается только в неорганических молекулах.

Соответственно, получить формулу оксида по известной формуле кислоты можно достаточно легко, определив предварительно степени окисления атомов в молекуле. При этом учитывается, что водород имеет в большинстве случаев степень окисления +1, а кислород -2. Кроме того, сумма степеней окисления элементов в молекуле всегда равна 0.

ПРИМЕР 4:

Если требуется составить формулу оксида хрома, соответствующую дихромовой кислоте – $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, необходимо сначала определить степень окисления иона хрома. Для этого можно составить простейшее уравнение, где x – степень окисления хрома: $\text{H}_2^+ \text{Cr}_2^x \text{O}_7^{-2}$ или $2(+1) + 2x + 7(-2) = 0$. Решая его, определим, что $x = +6$. Таким

образом, поскольку молекула оксида хрома $\text{Cr}_x^{+6} \text{O}_y^{-2}$ должна быть нейтральна, число положительных зарядов должно быть равно числу отрицательных, то есть $6x = 2y$. Наименьшее общее кратное равно 6, следовательно, $6 \cdot 1 = 2 \cdot 3$, откуда формула имеет вид $\text{Cr}_2^{+6} \text{O}_6^{-2}$ или CrO_3 .

Задания к разделу 1

Составить реакции всех возможных солей. Полученные соли назвать. Написать их графические формулы:

1. Сернистая кислота + гидроксид хрома (III).
2. Серная кислота + гидроксид магния.
3. Селеновая кислота + гидроксид алюминия.
4. Хромовая кислота + гидроксид железа (III).
5. Угольная кислота + гидроксид натрия.
6. Ортофосфорная кислота + гидроксид калия.
7. Дифосфорная кислота + гидроксид цезия.
8. Марганцовая кислота + гидроксид никеля (III).
9. Азотистая кислота + гидроксид висмута (III).
10. Азотная кислота + гидроксид железа (III).
11. Сероводородная кислота + гидроксид магния.
12. Хлороводородная кислота + гидроксид олова (IV).
13. Хлорная кислота + гидроксид железа (III).
14. Ортомышьяковая кислота + гидроксид калия.
15. Сероводородная кислота + гидроксид бария.
16. Метакремниевая кислота + гидроксид стронция.
17. Хлорноватистая кислота + гидроксид хрома.
18. Ортокремневая кислота + гидроксид калия.
19. Дисерная кислота + гидроксид кадмия (II).
20. Дихромовая кислота + гидроксид висмута (III).
21. Оловянная кислота + гидроксид стронция.
22. Марганцовистая кислота + гидроксид железа (II).
23. Борная кислота + гидроксид бария.
24. Метафосфорная кислота + гидроксид никеля (III).
25. Хлорноватистая кислота + гидроксид алюминия.
26. Дифосфорная кислота + гидроксид кобальта (III).
27. Ортосурьмяная кислота + гидроксид бария.

28. Марганцовая кислота + гидроксид висмута (III).
29. Хлорная кислота + гидроксид никеля (III).
30. Азотистая кислота + гидроксид железа (II).
31. Сероводородная кислота + гидроксид бериллия.
32. Хлороводородная кислота + гидроксид олова (IV).
33. Азотистая кислота + гидроксид хрома (III).
34. Ортомышьяковая кислота + гидроксид аммония.
35. Селеноводородная кислота + гидроксид бария.
36. Ортокремневая кислота + гидроксид стронция.
37. Пероксодисерная кислота + гидроксид кадмия (II).
38. Хромовая кислота + гидроксид висмута (III).
39. Свинцовая кислота + гидроксид стронция.
40. Йодная кислота + гидроксид железа (II).
41. Ортосурьмяная кислота + гидроксид висмута (III).
42. Марганцовая кислота + гидроксид бария.

Написать эмпирические и графические формулы указанных солей.

Представить эти соли как продукты взаимодействия:

а) основного и кислотного оксидов; б) кислоты и основания.

43. Метафосфат алюминия, нитрит натрия.
44. Перхлорат никеля (III), селенат калия.
45. Дихромат цезия, ортоборат алюминия.
46. Бромат кальция, ортосиликат бериллия.
47. Карбонат алюминия, ортофосфат рубидия.
48. Антимонат кальция, хлорат висмута (III).
49. Нитрит железа (III), перманганат магния.
50. Дисульфат стронция, тетраборат натрия.
51. Метаалюминат калия, сульфит кальция.
52. Гипоиодит алюминия, перманганат калия.
53. Хлорат натрия, нитрит меди (II).
54. Ортоарсенат натрия, метасиликат алюминия.
55. Метаборат натрия, сульфат никеля (III).
56. Хромит цезия, гипохлорит кальция.
57. Манганат рубидия, дифосфат алюминия.
58. Станнат бария, сульфит хрома (III).
59. Тетраборат калия, хлорит магния.
60. Ортоарсенит кальция, перхлорат рубидия.
61. Хромат серебра, ортоарсенат калия.
62. Метафосфат железа (III), дихромат калия.

63. Метаалюминат бария, ортофосфат кальция.
64. Хлорат калия, перманганат свинца (II).
65. Сульфат железа (III), перхлорат стронция.
66. Нитрит алюминия, сульфат кадмия.
67. Гипобромит железа (III), сульфит бария.
68. Метаборат калия, дисульфат кальция.
69. Арсенат натрия, бромат кальция.
70. Бромат кальция, ортоборат алюминия.
71. Дихромат цезия, ортосиликат бериллия.
72. Антимонат кальция, ортофосфат рубидия.
73. Карбонат алюминия, хлорат висмута (III).
74. Нитрит железа (II), перманганат лития.
75. Дисульфат калия, тетраборат натрия.
76. Метаалюминат стронция, сульфит кальция.
77. Гипобромит алюминия, перманганат натрия.
78. Хлорит натрия, нитрат меди (I).
79. Метаарсенат натрия, ортосиликат алюминия.
80. Метаборат лития, сульфат никеля (II).
81. Хромат цезия, гипохлорит магния.
82. Перманганат рубидия, метафосфат алюминия.
83. Антимонат кальция, перманганат магния.
84. Нитрит железа (III), хлорат висмута (III).

2. ЗАКОН ЭКВИВАЛЕНТОВ

Закон эквивалентов формулируется следующим образом.

Все вещества вступают в химические реакции в строго эквивалентном соотношении.

Закон эквивалентов необходим для того, чтобы определить массу или количество вещества любого из компонентов химической реакции, зная массу или количество вещества любого другого.

С этой целью вводится понятие *эквивалента вещества* [2], которым называют реальную или условную частицу, которая может присоединять или замещать 1 моль или 1 массовую часть водорода.

Это означает, что, меняя количественное соотношение между веществами, то есть число моль отдельных компонентов, вступающих в химическую реакцию, мы будем получать

различные по химическим и физическим свойствам продукты реакции. Например, можно получить *среднюю, основную или кислую соли* при взаимодействии одних и тех же веществ.

ПРИМЕР 1:

1. 1 моль $\text{Ca}(\text{OH})_2 + 1$ моль $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 1$ моль $\text{CaSO}_4 + 2$ моль H_2O ,
2. 2 моль $\text{Ca}(\text{OH})_2 + 1$ моль $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 1$ моль $(\text{CaOH})_2\text{SO}_4 + 2$ моль H_2O ,
3. 1 моль $\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2$ моль $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 1$ моль $\text{Ca}(\text{HSO}_4)_2 + 2$ моль H_2O .

В реакциях 1 и 2 одинаковое количество атомов водорода в кислоте замещается на различные частицы, поэтому в первой реакции требуется 1 моль иона Ca^{2+} , а во второй – 2 моль Ca^{2+} , поскольку этот ион связан с гидроксильной группой. В реакции 3 замещается только 1 атом водорода, поэтому для его замещения требуется $\frac{1}{2}$ Ca^{2+} . Во всех реакциях вещества взяты в эквивалентном соотношении.

Количество эквивалентов вещества (z) можно выразить, по аналогии с **количеством вещества (ν , моль)** в моль-эквивалентах или просто в эквивалентах (**ЭКВ**).

Так, если $\nu = m / M$ (моль),
 где M – масса 1 моль вещества (молярная масса), измеряемая в г/моль, то $z = m / \mathcal{E}$ (ЭКВ),
 где \mathcal{E} – **масса 1 моль-эквивалента вещества (эквивалентная масса)**, измеряемая, соответственно, в г/моль-ЭКВ или просто в г/ЭКВ. Количества эквивалентов веществ для каждой приведенной реакции равны.

Если массы одного и того же вещества в данном примере обозначить как m_1 для $\text{Ca}(\text{OH})_2$, m_2 для H_2SO_4 , m_3 для CaSO_4 , m_4 для $(\text{CaOH})_2\text{SO}_4$, m_5 для $\text{Ca}(\text{HSO}_4)_2$ и m_6 для H_2O , то математическое выражение закона эквивалентов для одного из веществ, масса которого известна (например m_1), можно представить в виде:

для 1-й реакции

$$m_1 / m_2 = M_1 / M_2, \quad m_1 / m_3 = M_1 / M_3, \quad m_1 / m_6 = M_1 / 2M_6,$$

для 2-й реакции

$$m_1 / m_2 = 2M_1 / M_2, \quad m_1 / m_4 = 2M_1 / M_4, \quad m_1 / m_6 = 2M_1 / 2M_6,$$

для 3-й реакции

$$m_1 / m_2 = M_1 / 2M_2, \quad m_1 / m_5 = M_1 / M_5, \quad m_1 / m_6 = M_1 / 2M_6.$$

Количество молярных масс (M , г/моль) в данных выражениях постоянно меняется в соответствии с

коэффициентами уравнений. Поэтому любые расчеты становятся возможными лишь при заранее составленном уравнении реакций.

Если же величину молярной массы заменить на величину *эквивалентной массы* $\mathcal{E}_1, \mathcal{E}_2, \mathcal{E}_3, \mathcal{E}_4, \mathcal{E}_5, \mathcal{E}_6$, г/эquiv, соответственно, то необходимость в расстановке коэффициентов отпадает. Требуется только заранее знать продукт реакции (на практике продукт реакции определяют аналитически).

Полученные выражения **закона эквивалентов** можно представить в виде следующих соотношений, например, для реакции 3: $m_1 / m_2 = \mathcal{E}_1 / \mathcal{E}_2$, $m_1 / m_5 = \mathcal{E}_1 / \mathcal{E}_5$, $m_1 / m_6 = \mathcal{E}_1 / \mathcal{E}_6$.

Преобразуя эти выражения, получим

$$m_1 / \mathcal{E}_1 = m_2 / \mathcal{E}_2 = m_5 / \mathcal{E}_5 = m_6 / \mathcal{E}_6 = z = \text{const},$$

где **z** – *количество эквивалентов вещества*, величина, являющаяся постоянной для данного химического уравнения.

Если принять, что

$$v \cdot M = m, \text{ а } z \cdot \mathcal{E} = m, \text{ то}$$

$$z \cdot \mathcal{E} = v \cdot M, \text{ то есть}$$

$$z / v = M / \mathcal{E} = n, \text{ экв/моль.}$$

Данное соотношение показывает, во сколько раз количество эквивалентов больше, чем количество вещества. При этом число **n** называется *эквивалентным числом*. Оно зависит от вида химической реакции и вида химического соединения. Зная, как рассчитать величину эквивалентного числа, можно определить эквивалентную массу любого неорганического соединения в данной химической реакции, поскольку

$$\mathcal{E} = M / n.$$

Эквивалентное число n принимает различные значения для различных видов неорганических соединений.

1. Для *кислоты n* = основности (число замещенных атомов водорода в данной химической реакции).

В ранее приведенных примерах реакций на с.9:

$$1) \mathcal{E} \text{ H}_2\text{SO}_4 = M / 2; \quad 2) \mathcal{E} \text{ H}_2\text{SO}_4 = M / 2; \quad 3) \mathcal{E} \text{ H}_2\text{SO}_4 = M / 1.$$

2. Для *основания n* = кислотности (число замещенных гидроксильных групп в данной реакции).

$$1) \mathcal{E} \text{ Ca(OH)}_2 = M / 2; \quad 2) \mathcal{E} \text{ Ca(OH)}_2 = M / 1; \quad 3) \mathcal{E} \text{ Ca(OH)}_2 = M / 2.$$

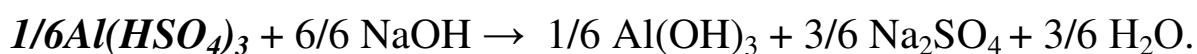
3. Для соли n = степени окисления катиона (металла) \times число атомов металла.

1) $\text{Э CaSO}_4 = M/2$; 2) $\text{Э (CaOH)}_2\text{SO}_4 = M/2$; 3) $\text{Э Ca(HSO}_4)_2 = M/2$.

В иных превращениях, например:



Эквивалентная масса кислой соли $\text{Al(HSO}_4)_3$, вероятно, должна рассчитываться исходя из следующих соображений: на 1 моль ее нужно 6 моль основания, следовательно, ее эквивалентная масса оставляет 1/6 от молярной массы, поскольку $\text{Э}_{\text{NaOH}} = M_{\text{NaOH}}$ при любых реакциях или



4. Эквивалентная масса элемента определяется как отношение его молярной (атомной) массы к n = валентности, которую он проявляет по отношению к водороду.

В реакциях: 1. $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Mg} \rightarrow \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$, $\text{Э}_{\text{Mg}} = M / 2$;
2. $\text{S} + \text{H}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{S}$, $\text{Э}_{\text{S}} = M / 2$.

5. Эквивалентная масса элемента в соединении определяется как отношение его молярной массы к n = валентности, которую он проявляет в данном соединении.

Так, валентность углерода в следующих соединениях различна: в молекуле CH_4 - IV, в CO - II, поэтому эквивалентные массы углерода в этих соединениях будут составлять, соответственно, $M / 4 = 12 / 4 = 3$ и $M / 2 = 12 / 2 = 6$.

Эквивалентная масса кислорода в составе воды оказывается равной $1/2 \cdot M_{\text{O}} = 16 / 2 = 8$, т.к. с 1 моль водорода соединяется $1/2$ моль атома кислорода.

6. Для оксида n = степени окисления элемента \times число атомов в молекуле, но эквивалентную массу оксида можно определить как сумму эквивалентов элемента и кислорода:

$$\text{Э}_{\text{оксида}} = \text{Э}_{\text{элемента}} + \text{Э}_{\text{кислорода}}.$$

ПРИМЕР 2: $\text{Э}_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = (56 \times 2 + 16 \times 3) / 6 = 160 / 6 = 26,7$ г/экв,

$$\text{Э}_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = \text{Э}_{\text{Fe}} + \text{Э}_{\text{O}} = 56 \times 2 / 6 + 8 = 26,7$$
 г/экв.

Если в химической реакции участвуют газообразные вещества, то целесообразно ввести понятие *эквивалентного объема* $V_{\text{Э}}$.

Согласно закону Авогадро, 1 моль любого газа при нормальных условиях (н.у.) составляет 22,4 л (это молярный объем – V_M), следовательно, $V_{\text{Э}} = V_M / n$, где n – эквивалентное число.

Таким образом, для газофазных реакций математическое выражение закона эквивалентов можно представить в следующем виде:

$$m_1 / \text{Э}_1 = V_1 / V_{\text{Э}1} ; m_1 / V_1 = \text{Э}_1 / V_{\text{Э}1}.$$

Задания к разделу 2

1. При нейтрализации 9,797 г H_3PO_4 израсходовано 7,998 г NaOH . Вычислить эквивалент H_3PO_4 , ее основность в этой реакции. На основании расчета написать уравнение реакции.
2. Определить массу металла, вытеснившего из кислоты 0,7 л H_2 (н.у.), если эквивалент металла равен 27.
3. 2,14 г металла вытесняют 2 л H_2 (н.у.). Определить эквивалент металла.
4. Оксид металла содержит 28,57 % кислорода, а галогенид того же металла 48,72 % галогена. Найти эквивалент галогена.
5. Для растворения 8,43 г металла потребовалось 0,147 кг 5 %-го раствора H_2SO_4 . Рассчитать эквивалент металла и объем выделившегося водорода.
6. На восстановление 3,6 г оксида металла израсходовано 1,7 л H_2 (н.у.). Рассчитать эквивалент металла.
7. Рассчитайте объем воды, необходимый для проведения реакции $\text{Al}_4\text{C}_3 + 12\text{H}_2\text{O} = 4\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{CH}_4$, если имеется 99,85 г трикарбида тетраалюминия. Плотность воды составила 1 г/мл.
8. На реакцию с 13,61 г дигидрофосфата калия израсходовано 5,61 г KOH . Вычислить эквивалент KH_2PO_4 в этой реакции и написать уравнение.
9. Некоторый элемент образует оксид, содержащий 31,58 % кислорода. Написать формулу оксида, если валентность элемента равна 3.
10. При восстановлении 1,2 г оксида металла водородом образовалось 0,27 г воды. Вычислить эквивалент металла.

11. Эквивалент металла равен 56,2. Вычислить процентное содержание металла в его оксиде.
12. Написать эмпирическую формулу соединения, содержащего 64,9 % Au и 35,1 % Cl.
13. 2 г двухвалентного металла вытесняют 1,12 л H_2 (н.у.). Вычислить эквивалент металла и написать формулу оксида.
14. Определить эквивалент металла, зная, что его сульфид содержит 52 % металла.
15. Сколько литров H_2 (н.у.) потребуется для восстановления 112 г оксида металла, содержащего 71,43 % металла?
16. Масса 1 л O_2 (н.у.) равна 1,4 г. Сколько литров кислорода расходуется при сгорании 2,1 г магния?
17. Определить эквивалент металла и эквивалент S, если 3,24 г металла образуют 3,48 г оксида и 3,72 г сульфида.
18. Мышьяк образует 2 оксида, один из них содержит 65,2 % As, а другой – 75,7 % As. Определить валентность мышьяка в обоих случаях и написать формулы оксидов.
19. При разложении 0,4638 г оксида металла образовалось 0,4316 г металла. Определить эквивалент металла.
20. 1 г двухвалентного металла вытесняет 921 мл H_2 (н.у.). Какой это металл?
21. Некоторый элемент образует водородное соединение, содержащее 8,9 % водорода. Определить, какой это элемент, если валентность равна 3. Составьте формулу его гидрида.
22. При прокаливании 0,954 г металла в кислороде образовалось 1,194 г оксида металла. Найти эквивалент металла.
23. Сколько эквивалентов H_2SO_4 нужно взять на полную нейтрализацию NaOH ($V_{NaOH} = 5$ мл; $C_{(\%)}NaOH = 4$ %, $\rho = 1,05$ г/мл).
24. Плотность 9 % раствора CH_3COOH составила 1,035 г/мл. Определить число эквивалентов уксусной кислоты в 100 мл раствора.
25. 100 мл 0,05 % раствора сульфата алюминия добавляют NH_4OH до полного растворения осадка. Какое количество эквивалентов гидроксида затрачено на реакцию?
26. Определить эквивалент металла, если его оксид содержит 12,46 % кислорода. Какой это металл, если его степень окисления в оксиде равна 2.
27. На полную нейтрализацию 24,5 г кислоты пошло 0,5

- эквивалента гидроксида натрия. Определить, какая это кислота, если ее основность равна 2.
28. Масса одной молекулы полисеры S_x составляет $4,26 \cdot 10^{-22}$ г, а масса атома серы $5,32 \cdot 10^{-23}$ г. Найдите состав молекулы.
 29. Раствор HCl с концентрацией 6 экв/л и объемом 500 мл разбавляют 100 мл воды. Определить, сколько эквивалентов кислоты будет содержаться в 1 литре нового раствора.
 30. Для нейтрализации раствора, содержащего 0,106 г Na_2CO_3 , израсходовано 11,15 мл раствора HCl . Сколько эквивалентов HCl содержится в литре этого раствора.
 31. Рассчитать массу (г) $Al(OH)_3$ и объем (н.у.) в л. H_2S , полученных при гидролизе 50,05 г сульфида алюминия.
 32. Определить, какой элемент образует кислородное соединение, содержащее 28,57 % кислорода, если его валентность равна 2.
 33. Раствор Na_2CO_3 с концентрацией 2 экв/л и объемом 200 мл разбавляют 100 мл воды. Определить, сколько эквивалентов кислоты будет содержаться в 1 литре нового раствора.
 34. Рассчитайте массу (г) Al , вступившего в реакцию с серной кислотой (разб.), если собрано 10,24 л газа (н.у.) Вычислить, сколько граммов $Pb(NO_3)_2$ содержал раствор, если на осаждение ионов свинца в виде $PbSO_4$ израсходовано 40 мл раствора серной кислоты с концентрацией 0,2 экв/л.
 35. Определить массу (г) серы, образующейся при взаимодействии 0,01 моль H_2S с избытком HNO_3 (100 %).
 36. Определить концентрацию (экв/л.) $MnCl_2$, если в 200 мл раствора содержится 2,52 г растворенного вещества.
 37. Серную кислоту полностью нейтрализуют с помощью раствора $NaOH$ 0,2 экв/л. Определите $V_{мл}$ раствора $NaOH$, если серной кислоты взято 20 г.
 38. 0,506 г Cu прореагировало с HNO_3 , концентрация которой составляла 90 %. Какова масса раствора HNO_3 была взята для реакции, если в качестве продуктов реакции образовалась соль $Cu(NO_3)_2$ и NO_2 .
 39. Определить количество экв KI /л в растворе, если при проведении некоторой реакции из 100 мл раствора получено 3,94 I_2 .
 40. Рассчитайте объем (мл) метана, выделившегося в результате реакции: $Al_4C_3 + 12H_2O = 4Al(OH)_3 + 3CH_4$, если на реакцию

взято 105 г трикарбида алюминия.

41. Сколько эквивалентов $\text{Ca}(\text{OH})_2$ потребуется для нейтрализации 1 л раствора серной кислоты с концентрацией 1 экв/л.
42. Определить концентрацию (экв/л.) MnCl_2 , если в 200 мл раствора содержится 2,52 г растворенного вещества.

3. СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ КОНЦЕНТРАЦИЙ РАСТВОРОВ

Концентрация растворов – это доля растворенного вещества в составе растворителя или раствора. В зависимости от способа выражения единиц измерения можно различать следующие виды концентраций растворов: процентная ($C_{\%}$), массовая доля (ω), мольная доля (n_i), молярная (C_M), моляльная (C_m), нормальная или эквивалентная (C_N), титр (Т), концентрация, выраженная в г/л и т.п.

Для перевода одного вида концентрации раствора в другой можно воспользоваться следующими соображениями:

1. Каждому виду концентрации соответствует определенная доля вещества, выраженная в соответствующих единицах измерения, отнесенная к массе или объему растворителя или раствора. Что позволяет использовать их в различных областях знаний.

2. Любые виды концентраций можно сопоставить.

ПРИМЕР 1:

Пусть требуется перевести $C_{\%}$ в C_M . Поскольку, $C_{\%}$ численно равна массе вещества, которая содержится в 100 г раствора, то в 10 %-м растворе, 10 г вещества содержится в 100 г раствора.

C_M численно равна количеству моль вещества в 1000 мл раствора. Следовательно, первым делом, нужно определить, какому количеству моль соответствует 10 г вещества:

$$v_B = m_B / M_B = C_{\%} / M_B = 10 / M_B.$$

Но полученное количество моль содержится в 100 г раствора, а не в 1 л (1000 мл), поэтому нужно определить, какой объем будет занимать 100 г раствора:

$$V_p = m_p / \rho, (\rho - \text{плотность раствора, г/см}^3). V_p = 100/\rho.$$

Откуда

$$C_M = v_B \cdot 1000 / V = \frac{m_B \cdot 1000 \cdot \rho}{M_B \cdot m_p} = \frac{C_{\%} \cdot 1000 \cdot \rho}{M_B \cdot 100} = \frac{C_{\%} \cdot 10 \cdot \rho}{M_B} = \frac{10 \cdot 10 \cdot \rho}{M_B}$$

3. В случае моляльной концентрации или мольной доли необходимо учесть различие между объемом или массой раствора и растворителя. Так $m_p = m_{p-ля} + m_B$, но V_p не равен сумме объемов вещества и растворителя, так как они имеют разные плотности, поэтому объем раствора можно рассчитать только как

$$V_p = (m_{p-ля} + m_B) / \rho.$$

Если же мы сливаем вместе два раствора с различной концентрацией, то общий объем растворов также *не будет* равен сумме объемов.

ПРИМЕР 2:

Вид концентрации, размерность	Содержание		Расчет концентрации
	Растворенного вещества	в растворе или растворителе	
процентная ($C_{\%}$), %	$C_{\%} = m_B, \text{ г}$	в 100 г р-ра	$C_{\%} = (m_B / m_{p-ра}) \cdot 100$
массовая доля (ω), б/р	$\omega = m_B, \text{ г}$	в 1 г р-ра	$\omega = m_B / m_{p-ра}$
мольная доля (n_i), б/р	$n_{p-ля} = v_{p-ля},$ $n_B = v_B, \text{ МОЛЬ}$	в 1 моль р-ра	$n_B = v_B / (v_B + v_{p-ля})$ $n_{p-ля} = v_{p-ля} / (v_{p-ля} + v_B)$
молярная (C_M), моль/л	$C_M = v_B, \text{ МОЛЬ}$	в 1000 мл р-ра	$C_M = v_B / V_{p-ра} (\text{Л})$
моляльная (C_m), моль/кг р-ля	$C_m = v_B, \text{ МОЛЬ}$	в 1000 г р-ля	$C_m = v_B / m_{p-ля} (\text{КГ})$
эквивалентная (C_H), экв/л	$C_H = z_B, \text{ ЭКВ}$	в 1000 мл р-ра	$C_H = z_B / V_{p-ра} (\text{Л})$
титр (Т), г/мл	$T = m_B, \text{ г}$	в 1 мл р-ра	$T = m_B / V_{p-ра} (\text{МЛ})$
выраженная в г/л ($C_{г/л}$), г/л	$C_{г/л} = m_B, \text{ г}$	в 1000 мл р-ра	$C_{г/л} = m_B / V_{p-ра} (\text{Л})$

Пусть слили два раствора с соответствующими параметрами: $C_{\%1}$, ρ_1 , V_1 и $C_{\%2}$, ρ_2 , V_2 . Общая масса смеси будет составлять: $\rho_1 \cdot V_1 + \rho_2 \cdot V_2 = m_{p(1+2)}$. Для определения общего объема смеси необходимо знать ее плотность ρ_3 , тогда

$$V_{p(1+2)} = m_{p(1+2)} / \rho_3 = (\rho_1 \cdot V_1 + \rho_2 \cdot V_2) / \rho_3.$$

Аналогичным образом выводятся любые другие формулы для пересчета масс, объемов, концентраций и т. п.

4. Для перевода мольной доли в любую другую концентрацию необходимо принимать во внимание следующие соображения:

n_i – мольная доля может относиться к веществу n_B или к растворителю $n_{p-ля}$, поэтому сумма этих мольных долей равна 1. А отсюда можно сделать следующие выводы: 1 моль смеси содержит $v_B = n_B$, моль и $v_{p-ля} = n_{p-ля}$, моль, следовательно можно найти массу этих количеств веществ, как

$m_B = M_B \cdot v_B$ и $m_{p-ля} = M_{p-ля} \cdot v_{p-ля}$, а также массу 1 моль этой смеси как

$$M_B \cdot v_B + M_{p-ля} \cdot v_{p-ля} = m_{p-ра} \quad \text{или} \quad M_B \cdot n_B + M_{p-ля} \cdot n_{p-ля} = m_p.$$

Из полученного соотношения легко вывести формулу любой другой концентрации.

$$C_{\%} = m_B \cdot 100 / m_p = M_B \cdot n_B \cdot 100 / (M_B \cdot n_B + M_{p-ля} \cdot n_{p-ля}).$$

ПРИМЕР 3.

Найти массу воды и медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, необходимых для приготовления одного литра раствора, содержащего 8 % (по массе) безводной соли. Плотность 8 %-го раствора равна 1,084 г/мл.

Решение:

1. Масса безводной соли, содержащейся в 1 литре 8 %-го раствора

$$\text{составляет: } m_B = \frac{C_{\%} \cdot V \cdot \rho}{100} = \frac{8 \cdot 1000 \cdot 1,08}{100} = 86,7 \text{ г CuSO}_4$$

2. Молярная масса $M_{\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}} = 249,7$ г/моль, а молярная масса $M_{\text{CuSO}_4} = 159,6$ г/моль.

3. Найдём массу кристаллогидрата, содержащего 86,7 г безводной соли:

$$249,7 \text{ г CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} \text{ соответствует } \rightarrow 159,6 \text{ г CuSO}_4$$

$$m_{\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}} \rightarrow 86,7 \text{ г CuSO}_4$$

$$m_{\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}} = \frac{249,7 \cdot 86,7}{159,6} = 135,6 \text{ г.}$$

4. Количество воды, необходимое для приготовления раствора составляет:

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = m_p - m_{\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}}, m_p - \text{масса раствора,}$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 1000 \text{ мл} \cdot 1,084 - 135,6 = 948 \text{ г.}$$

ПРИМЕР 4.

Определить C_m , C_n , C_m , ω и T , $C\%$ растворённого вещества H_3PO_4 с мольной долей 0,03 ($\rho = 1,04$ г/мл).

Решение: Так как $n_{H_3PO_4} = 0,03$, а раствор состоит из растворённого вещества и растворителя (H_2O), причём

$$n_{H_3PO_4} + n_{H_2O} = 1.$$

1. Определяем массу 1 моль раствора

$$m_{H_3PO_4} = n_{H_3PO_4} \cdot M_{H_3PO_4} = 0,03 \cdot 98 = 2,94 \text{ г}$$

$$m_{H_2O} = n_{H_2O} \cdot M_{H_2O} = 0,97 \cdot 18 = 17,46 \text{ г}$$

$$m_p = m_{H_2O} + m_{H_3PO_4} = 2,94 + 17,46 = 20,4 \text{ г.}$$

2. Определяем массовую долю вещества в растворе:

$$\omega = \frac{m_B}{m_p} = \frac{2,94}{20,4} = 0,144, C\% = 14,4 \text{ \%}.$$

3. C_m – молярная концентрация – количество молей вещества в 1000 г растворителя.

По условию 0,03 моля $H_3PO_4 \rightarrow$ содержится в 17,46 г H_2O

$$V_{H_3PO_4} \rightarrow 1000 \text{ г } H_2O.$$

Следовательно, $C_m = 2,86$ моль /1000 г H_2O .

Для перехода от содержания вещества в массовых долях к молярной и эквивалентной концентрациям и обратно необходимо учитывать плотность раствора.

4. C_m – моль/литр, а C_n – экв/литр (моль-экв/литр).

Так как оба способа выражения учитывают стандартный объем 1 литр раствора, то и расчёт нужно вести на этот объём.

$$C\% = \frac{m_B}{V_p \cdot \rho} \cdot 100, \text{ \%}, \text{ откуда } m_B = \frac{C\% \cdot V \cdot \rho}{100}.$$

$$m_{H_3PO_4} = \frac{14,4 \cdot 1000 \cdot 1,04}{100} = 149,76 \text{ г кислоты будет содержаться}$$

в 1000 мл раствора, откуда $v = m_B/M_B = 149,76/98 = 1,53$ моль, следовательно, $C_m = 1,53$ моль/литр

$$C_n = C_m \cdot 3$$

$$C_n = 1,53 \cdot 3 = 4,59 \text{ моль-экв/л}$$

5. Титр – количество грамм вещества, содержащегося в 1 мл растворителя.

Рассчитать T можно по любой концентрации.

а) $n_{H_3PO_4}$, $\omega_{H_3PO_4}$

$$m_{p\text{-ра}} = 20,4 \text{ г}; V_p = m_p / \rho = 20,4/1,04 = 19,61 \text{ мл.}$$

Следовательно, 19,61 мл \rightarrow 2,94 г

$$1 \text{ мл} \rightarrow T_p = 2,94/19,61 = 0,149 \text{ г/мл}$$

б) Исходя из C_M , C_N

$$T_p = \frac{v \cdot M_{\text{H}_3\text{PO}_4}}{1000} = \frac{1,53 \cdot 98}{1000} = 0,149 \text{ г/мл}; C_M = 4,59/3 = 1,53 \text{ моль/л}$$

ПРИМЕР 5:

Определить C_M , C_N , n , ω , T растворённого вещества в 0,7 моляльном растворе K_2SO_4 ($\rho = 1,07$ г/мл).

Решение: Моляльная концентрация относится к массовым концентрациям, поэтому можно рассчитать $n_{\text{H}_2\text{SO}_4}$ и ω .

$$C_M = 0,7 \text{ моль} / 1000 \text{ г H}_2\text{O}$$

$$M_{\text{K}_2\text{SO}_4} = 174 \text{ г/моль}; M_{\text{H}_2\text{O}} = 18 \text{ г/моль}$$

$$n_{\text{K}_2\text{SO}_4} = \frac{v_{\text{K}_2\text{SO}_4}}{v_{\text{K}_2\text{SO}_4} + v_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{0,7}{0,7 + 1000/18} = \frac{0,7}{0,7 + 55,6} = 0,012$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = 1 - 0,012 = 0,988$$

$$m_p = m_B + m_{\text{H}_2\text{O}} = 0,012 \cdot 174 + 1000 = 2,1 + 1000 = 1002 \text{ г}.$$

$$\omega = 0,012 \cdot 174 / 1002 = 2,1 \cdot 10^{-3}$$

Далее расчёт подобно расчёту в примере 1.

Задания к разделу 3

1. К 3 л 10 %-го раствора HNO_3 ($\rho = 1,54$ г/см³) прибавили 5 л 2 %-го раствора той же кислоты ($\rho = 1,009$ г/см³). Определить $C\%$ и молярную концентрацию, если считать, что объем полученного раствора равен 8 л.
2. К раствору, содержащему 20 г нитрата серебра, прибавили 80 мл раствора хлорида натрия ($\rho = 1,1$ г/см³) с концентрацией хлорида натрия 30 %. Какое вещество и в каком количестве (г) осталось в растворе после реакции?
3. Сколько грамм оксида марганца (IV) и сколько мл соляной кислоты с концентрацией 40 % ($\rho = 1,2$ г/см³) необходимо для получения 20 л хлора при н.у.?
4. Сколько мл раствора нитрата серебра с массовой долей 0,05 ($\rho = 1,0$ г/см³) необходимо взять для получения 5 г осадка AgCl ?
5. Смешали 500 мл раствора серной кислоты с $C\% = 10\%$ и $\rho = 1,1$ г/см³ и 300 мл раствора гидроксида калия с $\rho =$

- 1,2 г/см³. Определить концентрацию щелочи, если в результате реакции образовалась кислая соль.
- К 300 мл раствора нитрата свинца (II) ($\rho = 1,03$ г/см³) с массовой долей 0,4 добавили 30 г иодида калия. Какие вещества и в каком количестве (г) образовались?
 - Цинковый сплав массой 25 г обработали избытком раствора серной кислоты. Выделился водород объемом 4 л. Определить массовую долю цинка в составе сплава.
 - Сколько граммов осадка образовалось при сливании двух растворов, содержащих 15 г сульфата натрия и 10 г хлорида бария.
 - Сколько грамм меди можно растворить при действии 250 мл раствора HNO₃ с концентрацией 60 % ($\rho = 1,4$ г/см³). Какой газ при этом выделяется?
 - Какой объем хлора и раствора бромида калия ($C_{\%} = 50$ %, $\rho = 1,2$ г/см³) требуются для получения 500 г брома?
 - Какой объем водорода при н.у. выделится, если взаимодействует 1 г алюминия с 50 мл раствора соляной кислоты с массовой долей 0,3 ($\rho = 1,4$ г/см³)?
 - Какой объем оксида углерода (IV) необходим для взаимодействия с 5 л раствора гидроксида натрия с концентрацией 1,2 % ($\rho = 1,1$ г/см³) при образовании кислой соли?
 - Какой объем NO₂ образуется при взаимодействии меди с 5 л раствора азотной кислоты с $C_{\%} = 42$ % ($\rho = 1,4$ г/см³)?
 - При добавлении избытка нитрата серебра к раствору хлорида кальция образовалось 60 г осадка. Сколько молей CaCl₂ содержалось в растворе?
 - Сколько литров NH₃ образуется при взаимодействии 15 л азота и 3 л водорода?
 - К раствору, содержащему хлорид бария, добавили 200 мл раствора серной кислоты с концентрацией 2 моль/л. Какая соль при этом образовалась и в каком количестве?
 - Сколько моль гидроксида калия необходимо добавить к 40 г гидроксида алюминия для его полного растворения?
 - К 4 л 16 %-го раствора HNO₃ ($\rho = 1,6$ г/см³) прибавили 5 л 2 %-го раствора той же кислоты ($\rho = 1,009$ г/см³).

- Определить $C\%$ и C_M , если считать, что объем полученного раствора равен 8 л.
19. Из 900 г 60 %-го раствора серной кислоты выпариванием удалили 100 г воды. Чему равна $C\%$ полученного раствора?
 20. Из 700 г 60 %-го раствора H_2SO_4 выпариванием удалили 200 г воды. Чему равна $C\%$ полученного раствора?
 21. Сколько (г) воды необходимо прибавить к 200 г 68 %-го раствора азотной кислоты, чтобы получить 10 %-й раствор?
 22. К 3 л 1 %-го раствора HNO_3 ($\rho = 1,004$ г/см³) прибавили 3 л 2 %-го раствора той же кислоты ($\rho = 1,009$ г/г/см³). Определить $C\%$ и C_M , если считать, что объем полученного раствора равен 6 л.
 23. Сколько мл 96 %-го раствора H_2SO_4 ($\rho = 1,84$ г/см³) необходимо взять для приготовления 1 л 0,5 М раствора кислоты?
 24. К 1 л 10 %-го раствора KOH ($\rho = 1,23$ г/см³) прибавили 0,5 л 5 %-го раствора ($\rho = 1,09$ г/см³). Смесь разбавили водой до 5 л. Вычислить C_M , C_N , T .
 25. Сколько мл 96 %-го раствора H_2SO_4 ($\rho = 1,84$ г/см³) необходимо взять для приготовления 2 л 0,5 Н раствора кислоты?
 26. Сколько мл 0,1 Н раствора серной кислоты можно приготовить из 1 мл олеума, содержащего 85,3 % общего SO_3 и имеющего плотность 1,897?
 27. Сколько л NH_3 (н.у.) следует растворить в 200 г 10 %-го раствора NH_4OH для получения 20 % раствора?
 28. Сколько литров SO_2 (н.у.) надо растворить в 400 г воды, чтобы получить 15 %-й раствор сернистой кислоты?
 29. Какой объем 2 Н раствора азотной кислоты можно приготовить из 50 мл 100 %-й азотной кислоты ($\rho = 1,34$ г/см³)?
 30. Насыщенный при 15 °С раствор K_2CO_3 содержит 51,3 % растворенного вещества. Плотность раствора 1,563 г/мл. Вычислить, сколько содержится в 1 л раствора: а) граммов K_2CO_3 ; б) молей K_2CO_3 .
 31. Сколько мл 38 %-й HCl ($\rho = 1,19$ г/см³) необходимо для приготовления 1 л 2 Н раствора?

32. В 250 г 98 %-го раствора H_3PO_4 растворили 14,2 г оксида фосфора (V). Определить $C\%$ и n_i полученного раствора.
33. Какие объемы 60 %-й H_2SO_4 ($\rho = 1,5 \text{ г/см}^3$) и 14 %-й H_2SO_4 ($\rho = 1,1 \text{ г/см}^3$) нужно смешать, чтобы получить 10 л 27 %-го раствора ($\rho = 1,2 \text{ г/см}^3$)?
34. Смешали 100 мл 50 %-го раствора H_2SO_4 ($\rho = 1,4 \text{ г/см}^3$) и 100 мл 10 %-го раствора H_2SO_4 ($\rho = 1,08 \text{ г/см}^3$). Смесь разбавили водой до 3 л. Определить C_H , T .
35. К 0,1 л 96 %-го раствора H_2SO_4 ($\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$) прибавили 0,4 л воды ($\rho = 1 \text{ г/см}^3$). Получился раствор $\rho = 1,225 \text{ г/см}^3$. Определить $C\%$, n_i , C_M , T .
36. 500 мл насыщенного раствора хлорида магния, содержащего 100,3 г MgCl_2 в 100 мл раствора, разбавили до 1000 мл. Определить C_H , C_M и T полученного раствора.
37. Какой объем 96 %-го раствора H_2SO_4 ($\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$) необходимо взять для приготовления 100 г 0,2 моляльного раствора?
38. Сколько литров NH_3 (н.у.) необходимо растворить в 200 мл воды для получения 10 %-го раствора NH_4OH ?
39. Определить процентную концентрацию раствора, полученного испарением 500 мл воды из 1 л 5 %-го раствора NaCl ($\rho = 1,02 \text{ г/см}^3$).
40. Какой объем 96 %-й H_2SO_4 ($\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$) необходимо взять для приготовления 250 мл 0,1 М раствора?
41. Каковы $C\%$ и C_M раствора хромата калия, полученного сливанием 150 мл 40 %-го раствора ($\rho = 1,39 \text{ г/см}^3$) и 350 мл 10 %-го раствора ($\rho = 1,08 \text{ г/см}^3$)? Изменением объема при сливании можно пренебречь.
42. Какие объемы 36,5 %-й соляной кислоты ($\rho = 1,18 \text{ г/см}^3$) и воды необходимо взять для приготовления 500 г моляльного раствора?
43. Смешали 100 мл 10 %-го KOH ($\rho = 1,22 \text{ г/см}^3$) и 200 мл 20 %-го раствора гидроксида натрия ($\rho = 1,34 \text{ г/см}^3$). Вычислить мольную долю каждого гидроксида в полученном растворе.
44. Сколько (г) воды надо взять для приготовления 1,5 моляльного раствора хлорида натрия из 10 г NaCl ?

45. Вычислить нормальность раствора KOH, полученного при сливании 100 мл 10 %-го раствора ($\rho = 1,12 \text{ г/см}^3$) и 200 мл 20 %-го раствора ($m = 1,2 \text{ г/см}^3$). Объем полученного раствора принять равным 300 мл.
46. К 1 л 60 %-го раствора H_3PO_4 ($\rho = 1,78 \text{ г/см}^3$) добавили 2 л воды. Определить $C\%$ полученного раствора.
47. Сколько литров газообразного хлороводорода (н.у.) надо растворить, чтобы получить 10 л 0,1N раствора?
48. В 600 мл раствора содержится 11,76 г H_3PO_4 . Определить C_n , C_m и T.
49. Сколько мл 30 %-го раствора HNO_3 ($\rho = 1,21 \text{ г/см}^3$) нужно взять для приготовления 0,5 л 1 N раствора?
50. В 1 л воды растворили 666 г KOH. $\rho = 1,395 \text{ г/см}^3$. Определить $C\%$, C_n , C_m , T.
51. Вычислить $C\%$ и C_m раствора, полученного при добавлении к 70 мл 4 %-го раствора бромида натрия ($\rho_{4\%} = 1,11 \text{ г/см}^3$ и $\rho_{\text{разб}} = 1,5 \text{ г/см}^3$) 10,5 г кристаллического NaBr.
52. Какие объемы 20 %-го ($\rho = 1,14 \text{ г/см}^3$) и 6 %-го ($\rho = 1,04 \text{ г/см}^3$) растворов серной кислоты необходимо смешать, чтобы приготовить 5 л 10 %-го раствора ($\rho = 1,07 \text{ г/см}^3$)?
53. Сколько литров аммиака (н.у.) следует растворить в 500 г 5 %-го раствора NH_4OH , чтобы получить 15 %-й раствор NH_4OH ?
54. К 0,1 л 80 %-го раствора HNO_3 ($\rho = 1,46 \text{ г/см}^3$) прибавили 0,4 л воды. Получился раствор с плотностью 1,128. Определить $C\%$ и C_n полученного раствора.
55. Сколько (г) воды нужно прибавить к 100 мл 48 %-го раствора азотной кислоты ($\rho = 1,3 \text{ г/см}^3$), чтобы получить 20 %-й раствор?
56. Сколько (мл) 56 %-й серной кислоты ($\rho = 1,46 \text{ г/см}^3$) потребуется для приготовления 3 л 1 N раствора?
57. Сколько (г) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ содержится в 50 мл 0,96 N раствора?
58. Определить, какой объем воды при комнатной температуре надо добавить к 0,5 л 40 %-го NaOH ($\rho = 1,43 \text{ г/см}^3$) для приготовления 10 %-го раствора.
59. Рассчитать объем газа в л (н.у.), который полностью поглощается 1 л воды с образованием 36 % HCl.

60. Рассчитать объем газа в л (н.у.), который полностью поглощается 1 л воды с образованием 5 % раствора NH_3 .
61. Определить процентное содержание вещества в растворе, при смешивании: 100 мл 1-молярного раствора CH_3COOH ($\rho = 1,007 \text{ г/см}^3$) и 10 мл 60 %-го раствора той же кислоты ($\rho = 1,064 \text{ г/см}^3$).
62. Определить процентное содержание вещества в растворе, приготовленном смешиванием: 200 мл 0,2 М BaCl_2 ($\rho = 1,034 \text{ г/см}^3$) и 50 мл 24 %-го раствора BaCl_2 ($\rho = 1,25 \text{ г/см}^3$).
63. Сколько мл воды нужно добавить к 96 % - му раствору H_2SO_4 ($\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$), чтобы получить раствор 1моль/л ($\rho = 1,06 \text{ г/см}^3$).
64. В 2 л этилового спирта ($\rho = 1,09 \text{ г/см}^3$) растворили 4 л сероводорода (н.у.). Определить C_m , $C\%$, n_i .
65. Сколько граммов SO_3 надо растворить в 400 г воды, чтобы получить 15 %-й раствор H_2SO_4 ?
66. 3,5 г технического едкого калия растворили в воде и получили 500 мл 0,1 М раствора KOH . Каково процентное содержание KOH в образце?
67. Образец технической каустической соды содержит 98 % NaOH . Сколько граммов такой соды надо взять для приготовления 1 л 2 н. раствора NaOH ?
68. Образец технической каустической соды содержит 72 % NaOH . Сколько граммов такой соды надо взять для приготовления 4 л 20 % раствора NaOH ($\rho = 1,5 \text{ г/см}^3$).
69. Образец технической каустической соды содержит 92 % NaOH . Сколько граммов такой соды надо взять для приготовления 10 л 2 М раствора NaOH ?
70. Сколько граммов SO_3 надо растворить в 600 г воды, чтобы получить 25 %-й раствор H_2SO_4 ?
71. Сколько л SO_3 надо растворить в 400 г воды, чтобы получить 15 %-й раствор H_2SO_4 ?
72. В 1 л этилового спирта ($\rho = 0,784 \text{ г/см}^3$) растворили 4 л сероводорода (н.у.). Определить C_m , $C\%$, n_i .
73. В 2 л 96 % этилового спирта ($\rho = 0,84 \text{ г/см}^3$) растворили 400 г $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$. Определить $C\%$ глюкозы и спирта в полученной смеси.

74. Смешали два раствора: 500 мл 1 н. NaOH и 2 л 0,1 М раствора NaCl. Какова молярная концентрация NaOH и NaCl в полученном растворе?
75. Сколько мл 70 %-го раствора уксусной кислоты ($\rho = 1,06 \text{ г/см}^3$) нужно взять, чтобы получить 0,5 л 9 % раствора?
76. Сколько мл 90 %-го раствора CH_3COOH ($\rho = 1,05 \text{ г/см}^3$) нужно взять, чтобы получить 0,5 л 0,2 Н раствора?
77. Сколько мл 70 %-го раствора нитрита калия ($\rho = 1,3 \text{ г/см}^3$) нужно взять, чтобы получить 0,5 л 1 Н раствора?
78. Сколько мл 70 %-го раствора сульфата калия ($\rho = 1,4 \text{ г/см}^3$) нужно взять, чтобы получить 0,5 л 0,1 Н раствора?
79. Смешали два раствора: 500 мл 2 н. KOH и 2 л 0,1 М раствора NaCl. Определить C_M KOH и NaCl в полученном растворе.
80. Какое количество этилового спирта $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ надо растворить в 50 г воды, чтобы получить раствор, молярная концентрация которого оказалась бы равной 0,3 моль/1000 г воды.
81. При растворении 11,5 г вещества в 250 г воды молярная концентрация раствора оказалась равной 0,5 моль/1000 г воды. Определить молярную массу растворенного вещества.
82. Имеется 40 %-й раствор гидроксида натрия ($\rho = 1,4 \text{ г/см}^3$). Какой объем этого раствора нужно взять для приготовления 10 л 15 %-го раствора ($\rho = 1,116 \text{ г/см}^3$)?
83. В 72,8 мл воды растворили 11,2 л газообразного хлороводорода (н.у.). Плотность полученного раствора оказалась равной 1,1 г/мл. Вычислить $C_{\%}$ и объем полученного раствора.
84. Растворимость в воде CO_2 при н.у. равна 1,7 л на 1 л воды. Определить % концентрацию CO_2 в насыщенном растворе.
85. Найти массы воды и медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, необходимые для приготовления 3 л раствора, содержащего 10 % безводной соли ($\rho = 1,09 \text{ г/см}^3$).
86. Найти массы воды и медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, необходимые для приготовления 5 л раствора, содержащего 1,0 % безводной соли ($\rho = 1,02 \text{ г/см}^3$).
87. Сколько (г) воды и кристаллической соды $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ необходимо взять для приготовления 100 г 0,5 %-го раствора

Na_2CO_3 ?

88. Сколько граммов алюмокалиевых квасцов $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ потребуется для приготовления 3 л 0,6 М раствора $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$?
89. Сколько граммов $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ надо растворить в 800 г воды, чтобы получить 10 %-й раствор Na_2SO_4 ?
90. В какой массе воды нужно растворить 25 г $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, чтобы получить 8 %-й раствор CuSO_4 ?
91. Сколько моль $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ надо прибавить к 100 молям воды, чтобы получить 10 %-й раствор MgSO_4 ?
92. Сколько моль $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ надо прибавить к 200 молям воды, чтобы получить 15 %-й раствор MgSO_4 ?
93. Сколько (г) кристаллической соды $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ и 10 %-го раствора карбоната натрия следует взять для приготовления 400 г 40 %-го раствора Na_2CO_3 ?
94. В каком объеме 10 %-го сульфата меди ($\rho = 1,09 \text{ г/см}^3$) следует растворить 25 г медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, чтобы получить 20 %-й раствор CuSO_4 ?
95. Сколько (г) гексагидрата хлорида кальция необходимо добавить к 200 г 5 %-го раствора хлорида кальция ($\rho = 1,0 \text{ г/см}^3$), чтобы получить 20 %-й его раствор?
96. Сколько (г) медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ необходимо добавить к 270 г воды, чтобы получить 10 %-й раствор CuSO_4 ?
97. Сколько (г) воды и кристаллической соды $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ необходимо взять для приготовления 100 г 15 %-го раствора Na_2CO_3 ?
98. Сколько (г) воды и кристаллической соды $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ необходимо взять для приготовления 600 г 1,5 %-го раствора Na_2CO_3 ?
99. Какое количество воды (мл) и глауберовой соли (г) $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ необходимо взять для приготовления 500 г раствора с 0,01 мольной долей Na_2SO_4 ?
100. Для борьбы с вредителями растений приготовлен раствор из 50 г $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ и 1 л воды. Вычислить $S \%$, S_m BaCl_2 в растворе.
101. Сколько граммов кристаллической соды $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$

- необходимо добавить к 100 мл 10 %-го раствора ($\rho = 1,11 \text{ г/см}^3$) для получения 40 %-го раствора Na_2CO_3 ?
102. Сколько граммов кристаллической соды $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ необходимо добавить к 500 мл 5 %-го раствора ($\rho = 1,01 \text{ г/см}^3$) для получения 20 %-го раствора Na_2CO_3 ?
 103. Сколько мл 0,5 Н раствора хлорида бария можно приготовить из 24,4 г $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$?
 104. Сколько мл 0,25 Н раствора CaCl_2 можно приготовить из 24,4 г $\text{CaCl}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$?
 105. Из мерной колбы на 250 мл, в которой находится 0,052 Н раствор $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$, взяли 50 мл раствора, затем добавили в колбу 2,2784 г $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$. После чего долили до метки водой. Определить нормальность полученного раствора.
 106. Из мерной колбы на 150 мл, в которой находится 0,05 Н раствор $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$, взяли 25 мл раствора, затем добавили в колбу 2,5 г $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$. После чего долили до метки водой. Определить нормальность полученного раствора.
 107. Из мерной колбы на 250 мл, в которой находится 0,02 Н раствор Na_2SO_4 , взяли 50 мл раствора, затем добавили в колбу 2,6 г $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$. После чего долили до метки водой. Определить нормальность полученного раствора.
 108. Сколько граммов медного купороса выкристаллизуется из 50 мл 0,2 Н раствора?
 109. Для растворения 84 г кристаллогидрата $\text{SrCl}_2 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ при 15 °С потребовалось 100 г воды. Определить процентное содержание SrCl_2 в полученном растворе.
 110. Определить C_M растворенного вещества, если известно, что в 0,5 л раствора содержится 11,44 г $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$.
 111. Определить C_M растворенного вещества, если известно, что в 1,2 л раствора содержится 9,5 г $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.
 112. Определить молярную концентрацию растворенного вещества, если известно, что в 1,6 л раствора содержится 9,5 г $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.
 113. Сколько (г) воды и буры $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ требуется для приготовления 1 кг 10 %-го раствора $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$?
 114. Сколько граммов кристаллогидрата $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ требуется для приготовления 7 л 0,25 Н раствора CaCl_2 ?

115. Сколько граммов $\text{NaCl} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ необходимо растворить в 1 л воды, чтобы получить 20 %-й раствор? Каковы C_m и n_i полученного раствора?
116. Сколько граммов $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ необходимо добавить к 400 мл 10 %-го раствора ($\rho = 1,11 \text{ г/см}^3$) для получения 20 %-го раствора FeSO_4 ?
117. Сколько граммов $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ выкристаллизуется из 5 л 1М BaCl_2 ?
118. Сколько граммов $\text{CaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ выкристаллизуется из 5 л 1М CaCl_2 ?
119. Сколько граммов $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ и воды необходимо для приготовления 500 г 18 %-го раствора CuSO_4 ?
120. Сколько граммов щавелевой кислоты $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ надо взять для приготовления 500 мл 0,02 Н раствора $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$?
121. Определить C_M , C_H , C_m , n_i , T растворенных веществ в 60 %-м растворе уксусной кислоты ($\rho = 1,06 \text{ г/см}^3$).
122. Определить C_M , C_H , C_m , n_i , T растворенных веществ в 49 %-м растворе H_3PO_4 ($\rho = 1,06 \text{ г/см}^3$).
123. Определить C_M , C_H , C_m , n_i , T растворенных веществ в 20 %-м растворе HCl ($\rho = 1,1 \text{ г/см}^3$).
124. Определить C_M , C_H , C_m , n_i , T растворенных веществ в 36 %-м растворе HNO_3 ($\rho = 1,22 \text{ г/см}^3$).
125. Определить C_M , C_H , C_m , n_i , T растворенных веществ в 98 %-м растворе H_2SO_4 ($\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$).
126. Определить C_M , C_H , C_m , n_i , T растворенных веществ в 40 %-м растворе NaOH ($\rho = 1,43 \text{ г/см}^3$).
127. Определить C_M , $C\%$, C_m , n_i , T растворенных веществ в 10 Н H_2SO_4 ($\rho = 1,29 \text{ г/см}^3$).
128. Определить C_M , $C\%$, C_m , n_i , T растворенных веществ в 7,98 Н HCl ($\rho = 1,13 \text{ г/см}^3$).
129. Определить C_M , $C\%$, C_m , n_i , T растворенных веществ в 4,85 Н HNO_3 ($\rho = 1,16 \text{ г/см}^3$).
130. Определить C_M , $C\%$, C_m , n_i , T растворенных веществ в 3,07 Н Na_2CO_3 ($\rho = 1,15 \text{ г/см}^3$).
131. Определить C_M , C_H , C_m , n_i , T растворенных веществ в 14,8 Н NH_3 ($\rho = 0,94 \text{ г/см}^3$).

132. Определить C_M , C_H , $C\%$, C_m , n_i , T растворенных веществ в 0,092 Н NaCl ($\rho = 1,01 \text{ г/см}^3$).
133. Определить C_H , C_M , $C\%$, T , n_i растворенных веществ в 7,76 моляльном растворе H_2SO_4 ($\rho = 1,33 \text{ г/см}^3$).
134. Определить C_H , C_M , $C\%$, T , n_i растворенных веществ в 1,18 моляльном растворе $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ ($\rho = 1,13 \text{ г/см}^3$).
135. Определить C_M , C_H , $C\%$, n_i , T растворенных веществ в 10,8 моляльном растворе HNO_3 ($\rho = 1,25 \text{ г/см}^3$).
136. Определить C_M , C_H , $C\%$, n_i , T растворенных веществ в 0,696 моляльном растворе CuSO_4 ($\rho = 1,07 \text{ г/см}^3$).
137. Определить C_M , C_H , $C\%$, n_i , T растворенных веществ в 0,5 моляльном растворе HCl ($\rho = 1,04 \text{ г/см}^3$).
138. Вычислить n_i , C_m , $C\%$ бензола C_6H_6 в растворе, полученном смешением 0,7 л бензола и 0,8 л толуола $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_3$. Плотность бензола и толуола равны соответственно 0,879 и 0,867.
139. Определить C_M , C_H , $C\%$, n_i , T растворенных веществ в 0,5 моляльном растворе HClO ($\rho = 1,02 \text{ г/см}^3$).
140. Определить C_M , C_H , $C\%$, n_i , T растворенных веществ в 0,5 моляльном растворе HCl ($\rho = 1,06 \text{ г/см}^3$).
141. Определить C_M , C_H , $C\%$, n_i , T растворенных веществ в 0,6 моляльном растворе CaSO_4 ($\rho = 1,0 \text{ г/см}^3$).
142. Определить C_M , C_H , $C\%$, n_i , T растворенных веществ в 0,7 моляльном растворе CuSO_4 ($\rho = 1,07 \text{ г/см}^3$).
143. Определить C_M , C_H , C_m , $C\%$, T растворенных веществ в растворе с мольной долей KOH , равной 0,05 ($\rho = 1,64 \text{ г/см}^3$).
144. Определить C_M , C_H , C_m , $C\%$, T растворенных веществ в растворе с мольной долей H_2SO_4 , равной 0,05 ($\rho = 1,04 \text{ г/см}^3$).
145. Определить C_M , C_H , C_m , $C\%$, T растворенных веществ в растворе с мольной долей HNO_3 , равной 0,05 ($\rho = 1,05 \text{ г/см}^3$).
146. Определить C_M , C_H , C_m , $C\%$, T растворенных веществ в растворе с мольной долей Na_2CO_3 , равной 0,05 ($\rho = 1,11 \text{ г/см}^3$).
147. Определить C_H , C_M , C_m , $C\%$, n_i растворенных веществ в растворе, если титр KMnO_4 равен 0,0021 г/мл ($\rho = 1,0 \text{ г/см}^3$).

148. Определить C_M , C_H , C_m , n_i , $C\%$ растворенных веществ в растворе, если титр AgNO_3 равен $0,01425$ г/мл ($\rho = 1,0$ г/см³).
149. Определить C_M , C_H , C_m , n_i , $C\%$ растворенных веществ в растворе, если титр NaOH равен $0,004$ г/мл ($\rho = 1,0$ г/см³).
150. Определить C_M , C_H , C_m , n_i , $C\%$ растворенных веществ в растворе, если титр $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ равен $0,0046$ г/мл ($\rho = 1,0$ г/см³).
151. Определить C_M , C_H , C_m , n_i , $C\%$ растворенных веществ в растворе, если титр K_2CrO_4 равен $0,006$ г/мл ($\rho = 1,0$ г/см³).
152. Определить C_M , C_H , C_m , n_i , $C\%$ растворенных веществ в растворе, если титр CaCrO_4 равен $0,004$ г/мл ($\rho = 1,0$ г/см³).
153. Плотность раствора CaCO_3 равна $1,1$ г/см³. Из 4 л этого раствора при действии соляной кислоты получено $66,6$ л CO_2 при н.у. Вычислить массовую долю CaCO_3 в этом растворе.
154. Плотность раствора Na_2CO_3 равна $1,1$ г/см³. Из 4 л этого раствора при действии соляной кислоты получено $66,6$ л CO_2 при н.у. Вычислить массовую долю Na_2CO_3 в этом растворе.
155. Каким объемом 4 Н H_2SO_4 можно полностью разложить $0,65$ л 20% -го растворе K_2CO_3 ($\rho = 1,19$ г/см³)? Какой объем займет выделившийся газ при н.у.?
156. К $0,05$ л 8% -го раствора хлорида марганца ($\rho = 1,084$ г/см³) прибавлено $0,2$ л 10% -го раствора LiOH ($\rho = 1,11$ г/см³). Какое вещество взято в избытке и сколько его останется после реакции?
157. К $0,1$ л 8% -го раствора хлорида бария ($\rho = 1,24$ г/см³) прибавлен раствор сульфата хрома (III). Вычислить массу образовавшегося осадка BaSO_4 .
158. К $0,5$ л 5% -го раствора хлорида бария ($\rho = 1,2$ г/см³) прибавлен раствор сульфата хрома (II). Вычислить массу образовавшегося осадка BaSO_4 .
159. Какова была масса $\text{Al}(\text{OH})_3$, если для его растворения потребовалось $0,2$ л 20% -го раствора HNO_3 ($\rho = 1,18$ г/см³)?
160. Какой объем $2,5$ Н KOH необходимо затратить для нейтрализации $0,2$ л 20% -го раствора HNO_3 ($\rho = 1,18$ г/см³)?
161. Какова была масса $\text{Ba}(\text{OH})_2$, если для его растворения

- потребовалось 0,5 л 2,5 М-го раствора HNO_3 ($\rho = 1,18 \text{ г/см}^3$)?
162. Какой объем 2,5 Н КОН необходимо затратить для нейтрализации 0,2 л 5 М-го раствора HNO_3 ($\rho = 1,68 \text{ г/см}^3$)?
163. Нитрат аммония получают по реакции $\text{NH}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3$ в виде 85 %-го раствора, при этом часть воды испаряется. Сколько азотной кислоты (конц. 55 %) и газообразного аммиака (100 % - й конц.) требуется для получения 1000 кг нитрата аммония. Определить, сколько воды надо выпарить для получения раствора NH_4NO_3 заданной концентрации (Потери кислоты в процессе составляют 1 %, а потери аммиака 2 %).
164. Один из способов получения ацетилен – крекинг метана по реакции: $11\text{CH}_4 + 5\text{O}_2 \rightarrow 2\text{C}_2\text{H}_2 + 6\text{CO} + 18\text{H}_2 + \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$. Определить объемную и массовую концентрации исходной и продуктовой смеси (считая, что H_2O образуется в виде пара).
165. Метиловый спирт получают по реакции $\text{CO} + 2\text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{OH}$. Рассчитать количество исходных веществ для получения спирта в количестве 100 г, если выход его составляет 85 % от теоретического.
166. Ортофосфат аммония получают по реакции $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NH}_3 \rightarrow (\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$. Рассчитать расход кислоты и аммиака, если концентрация кислоты 55 % и аммиака – 98 % (2 % - пары воды) и получено 1000 кг ортофосфата аммония.
167. При обжиге пирита протекает реакция: $4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 \rightarrow 8\text{SO}_2 + 2\text{Fe}_2\text{O}_3$. Сколько пирита содержится в 1000 кг колчедана, если содержание серы в нем составляет 43 %. Определить объем воздуха, необходимый для обжига этого количества колчедана, если воздух подан с избытком в 1,5 раза.
168. Обжиг пирита протекает по реакции. Рассчитайте, сколько воздуха необходимо израсходовать при обжиге 100 кг колчедана, содержащего 1,5 % влаги и 45 % серы $4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 \rightarrow 8\text{SO}_2 + 2\text{Fe}_2\text{O}_3$.
169. Синтез метанола осуществляется по реакции $\text{CO} + 2\text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{OH}$. Исходная смесь имеет состав $\text{CO}:\text{H}_2 - 1:2$ моль/моль. При прохождении через реактор вступает в реакцию 20 % исходного газа. Выход метанола – 85 % от теоретического. Рассчитайте объем газа, необходимого для производства 1000 кг метанола.

170. В процессе обогащения марганцевой руды производят ряд последовательных операций; через шлам, в составе которого 15 % марганца по массе, пропускают оксид серы (IV), затем добавляют дитионат кальция CaS_2O_6 , затем $\text{Ca}(\text{OH})_2$. При этом происходят следующие превращения: $\text{Mn}(\text{NO}_2)_2 \rightarrow \text{MnSO}_4 \rightarrow \text{MnS}_2\text{O}_6 \rightarrow \text{Mn}(\text{OH})_2$.
171. Определить объемный, мольный и массовый состав исходной смеси, состоящей из сероводорода и воздуха, если при сжигании H_2S получено $400 \text{ м}^3 \text{ SO}_2$ (IV) и установлено, что 85 м^3 кислорода не вступило в реакцию. Рассчитайте также объемный, мольный и массовый состав продуктовой смеси.
172. Водный раствор соли имел до упаривания концентрацию 80 кг/м^3 и плотность 1040 кг/м^3 , после упаривания концентрация стала 840 кг/м^3 , плотность 1555 кг/м^3 . Определить массу испарившейся воды на 1000 м^3 исходного раствора.
173. Подсчитайте объем смеси (при нормальных условиях), ее состав в объемных и массовых процентах, образующееся при взрыве 1 г нитроглицерина $2\text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3(\text{NO}_2)_3 \rightarrow 6\text{CO} + 5\text{H}_2\text{O} + 3\text{N}_2 + 1/2\text{O}_2$.
174. Синтез аммиака производят по реакции $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$. Рассчитайте, сколько (г) эквимолярной смеси надо пропустить через реактор, чтобы получить 1000 кг аммиака, если в аммиак превращается 15 % смеси. Рассчитайте состав продуктовой смеси.
175. Получение азотной кислоты из аммиака и воздуха можно представить схемой: $\text{NH}_3 \rightarrow \text{NO} \rightarrow \text{NO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3$. Рассчитайте объем NH_3 и воздуха, а также массу воды, которые необходимо использовать для получения 10 т HNO_3 30 %-й концентрации.
176. При окислении SO_2 в SO_3 по реакции $\text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3$ превращается 60 % оксида серы (IV). Рассчитайте объемный и массовый состав равновесной смеси и количество расходуемого воздуха при окислении 1000 м^3 оксида серы (IV).
177. Для синтеза аммиака используется эквимолярная смесь азота и водорода. В аммиак, по реакции $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$ превращается 15 % смеси. Определить мольный, объемный,

- массовый состав исходной и продуктовой смеси, рассчитайте количество аммиака, которое образуется при пропускании через реактор 1000 м^3 эквимолярной смеси азота и водорода.
178. Для производства азотной кислоты используется смесь аммиака и воздуха. Определить массовый и объемный состав смеси и рассчитайте, сколько по объему смеси подается в реактор и сколько кислоты можно получить, если в час используется $1,18 \cdot 10^4$ кг аммиака и $3,63 \cdot 10^4$ кг кислорода.
179. Природный газ имеет состав: 93 % метана, 5 % этана, 1 % водорода и 1 % азота. Сколько, по объему воздуха необходимо для сгорания 1 м^3 этого газа? Определить объем и состав образующихся дымовых газов, приведенных к нормальным условиям.
180. «Ледяную» уксусную кислоту (99,8 %-й концентрации) использовали для получения уксусной эссенции (кислота 76 %-й концентрации). Сколько воды и «ледяной» кислоты надо взять, чтобы приготовить 2 т уксусной эссенции?
181. Для выведения пятен применяют смесь состава: 5 объемных частей уксусно-этилового эфира ($\rho = 0,85 \text{ г/мл}$); 2 объемные части скипидара ($\rho = 0,87 \text{ г/мл}$); 5 объемных частей ацетона ($\rho = 0,80 \text{ г/мл}$) и одна объемная часть хлороформа ($\rho = 1,48 \text{ г/мл}$). Сколько л каждого растворителя необходимо взять для приготовления 20 л смеси? Рассчитайте $C \%$ каждого компонента в указанной смеси.
182. Вычислите объем природного газа (н.у.), необходимый для получения 50 т муравьиной кислоты каталитическим окислением метана, если в природном газе содержится 95 % метана.
183. Имеется смесь 250 мл бензола и 150 мл толуола. Определить состав смеси в процентах по массе, в объемных процентах, в мольных процентах. Относительная ρ бензола $0,88 \text{ г/см}^3$, толуола $0,87 \text{ г/см}^3$.
184. Производство азотной кислоты можно представить уравнением $\text{NH}_3 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$. Сколько потребуется аммиака при условии полного растворения HNO_3 в воде для получения 1 т азотной кислоты, и какова ее $C \%$, если потери аммиака в процессе составляют 2 %.
185. 3 дм^3 газообразного хлора (н.у.) растворено в 4 л воды.

- Определить $C\%$ раствора хлора и C_M , если объем раствора остался тем же, что и объем воды до растворения в ней хлора.
186. Газ состава: $\text{CO}_2 - 28\%$; $\text{CO} - 3\%$; $\text{H}_2 - 51,4\%$; $\text{N}_2 - 16,8\%$; $\text{O}_2 - 0,5\%$ и $\text{H}_2\text{S} - 0,3\%$ - подвергается полной очистке от CO_2 , CO и H_2S . Рассчитайте состав газа после очистки, (н.у.). Сколько элементарной серы можно получить из 1000 м^3 исходного газа (нормальные условия).
 187. Производство азотной кислоты из аммиака осуществляется путем последовательных превращений: $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{NO} + \text{O}_3 \rightarrow \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HNO}_3$. Определить расход аммиака и воздуха для производства 4000 кг азотной кислоты 45% -й концентрации, если содержание аммиака в аммиачно-воздушной среде составляет $11,5\%$ по объему.
 188. Масса карбоната натрия, полученного прокаливанием гидрокарбоната натрия, меньше исходного количества NaHCO_3 на $36,9\%$. Содержал ли гидрокарбонат натрия посторонние примеси, и если да, то сколько?
 189. При каждом запуске космического корабля «Шаттл» в атмосферу попадает до 13 т Cl_2 , который на высоте около 30 км распадается на атомарный хлор, а каждый атом хлора способен уничтожить до 100 тысяч молекул озона: $\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{Cl}^\circ \rightarrow \text{Cl}^\circ + \text{O}_3 \rightarrow \text{ClO} + \text{O}_2 \rightarrow \text{ClO} + \text{O}^\circ \rightarrow \text{Cl} + \text{O}_2$. Какая масса озона может разрушиться за один запуск «Шаттла» и сколько таких запусков способны разрушить весь озоновый слой, масса которого 400 миллионов тонн, при условии 100% -й эффективности всех вышеприведенных реакций?
 190. Считается, что средний автомобиль за год выбрасывает в атмосферу до 26 кг оксидов азота (95% в виде NO с $M_{\text{NO}} = 30 \text{ г/моль}$). Учитывая, что одна молекула NO способна разрушить до 10 молекул озона, рассчитайте, какую массу озона способны разрушить за 1 год оксиды азота, содержащиеся в выхлопных газах 500 млн. автомобилей во всем мире.
 191. Каждый реактивный самолет за год выбрасывает в атмосферу 90 тыс. т отработанных газов, в которых содержится $0,1\%$ оксидов азота. Все оксиды превращаются в оксид азота NO . Одна молекула NO способна разрушить 10 молекул озона. На сколько уменьшится озоновый слой за 5

- лет полетов 500 самолетов., если его $m = 400$ млн. т.
192. Выбросы в атмосферу при производстве капролактама содержат оксид азота NO, причем за год в атмосферу попадает до 100 тонн этого соединения. Как по-вашему, это может повлиять на озоновый щит планеты (его $m = 400$ млн. тонн), если считается, что одна молекула оксида азота способна вызвать разрушение 10 молекул озона? Ответ обоснуйте с помощью расчетов.
193. Фторхлорметаны, с общей формулой CCl_yF_x способны разрушаться в верхних слоях атмосферы под действием УФ - излучения. Одним из продуктов разложения фторхлорметанов является Cl° , например: $CCl_2F_2 \rightarrow CClF_2 + Cl^\circ$ одна молекула которого способна инициировать разрушение 10^5 молекул озона: $O_3 + Cl^\circ \rightarrow ClO + O_2$; $ClO + O^\circ \rightarrow Cl^\circ + O_2$. И так далее.
194. Какую массу озона способны разрушить 10 г фторхлорметанов, содержащиеся в аэрозольном баллончике? Какую часть озонового слоя, общей массой $4 \cdot 10^8$ т разрушат фторхлорметаны, если каждый из 150 млн. чел., населяющих нашу страну, используют по одному баллончику?
195. Оксиды азота, содержащиеся в выхлопных газах автомобилей, могут нанести вред озоновому слою планеты. Они инициируют распад молекул O_3 : $O_3 + NO \rightarrow NO_2 + O_2$; $NO_2 + O_2 \rightarrow NO + O_2$. Одна молекула может вызвать распад 10 молекул озона. Какой ущерб способна нанести эксплуатация 800 - тысячного парка автомобилей в Санкт-Петербурге, если в год средний автомобиль выбрасывает в атмосферу примерно 26 кг NO? Какая часть озонового щита общей массой $4 \cdot 10^8$ т может пострадать при этом?
196. В отработанных газах космического корабля «Шаттл» содержится Cl_2 , который на высоте около 30 км распадается на $2Cl^\circ$. Один атом хлора способен вызвать разложение 10^5 молекул озона: $Cl^\circ + O_3 \rightarrow ClO + O_2$; $ClO + O \rightarrow Cl + O_2$. И так далее. Какую массу озона разрушает ежегодный запуск 10 «Шаттлов», если каждый запуск приводит к выбросу в атмосферу 13 т Cl_2 . Считать, что в Cl° превращается 1/3 от всей массы Cl_2 ? Какой процент от общей массы $4 \cdot 10^8$ озонового щита это составит?
197. При сгорании смеси газов: C_3H_8 – 40 % (об.), C_4H_{10} – 55 %

- (об.), негорючие примеси – 5 % (об.) образуется углекислый газ и вода. Сколько воздуха потребуется для сгорания 500 л такой смеси?
198. Сколько м^3 воздуха потребуется для сжигания в бытовой газовой плите 10 м^3 природного газа, имеющего в своем составе метан – 93 %, этан – 4 % и 3 % негорючих примесей?
199. Природный газ состава: метан – 96 %, этан – 2 %, оксид углерода – 1 % и диоксид углерода – 1 % сжигается в бытовой газовой плите. Сколько воздуха расходуется на сжигание каждого кубометра газа?
200. Нефтяной газ состава: C_3H_8 – 45 %, C_4H_{10} – 50 %, C_5H_{10} – 3 %, CO_2 и $\text{H}_2\text{O}_{\text{ПАР}}$ – по 1 % сжигается в специальных факельных вышках. Сколько л воздуха расходуется при сгорании 10^3 м^3 такого газа?
201. В местах добычи нефти устанавливают факельные вышки для сжигания попутных нефтяных газов. Сколько воздуха расходуется при сгорании 1 млн. кубометров такого газа, если его состав: C_3H_8 – 40 %, C_4H_{10} – 50 %, C_5H_{10} – 6 %, $\text{H}_2\text{O}_{\text{ПАР}}$ – 2 % и CO_2 – 2 %?
202. Природный газ, используемый в бытовых газовых плитах, имеет состав: CH_4 – 94 %, C_2H_6 – 2 %, CO – 2 %, CO_2 и N_2 – по 1 %. Какой V воздуха расходуется при сгорании 100 м^3 газа?
203. В газобаллонных автомобилях применяется в сжатом виде природный газ, имеющий в своем составе: CH_4 – 96 %, C_2H_6 – 1 %, CO_2 – 2 % и N_2 – 1 %. Какой объем воздуха требуется для сгорания в двигателе 50 м^3 этого газа?
204. В качестве альтернативного топлива для автомобилей применяется сжиженный попутный нефтяной газ, имеющий в своем составе: C_3H_8 – 40 %, C_4H_{10} – 50 %, C_5H_{10} – 5 %, негорючие примеси – 5 %. Сколько воздуха затрачивается на сгорание 100 м^3 этого газа?
205. Сколько миллилитров 8 %-го раствора $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ($\rho = 1,19 \text{ г/см}^3$) требуется для нейтрализации 75 мл раствора H_2SO_4 , если известно, что из 10 мл того же раствора можно получить 0,2334 г BaSO_4 .
206. Сколько мл 9 %-го раствора $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ($\rho = 1,19 \text{ г/см}^3$) требуется для нейтрализации 35 мл раствора H_2SO_4 , если известно, что из 10 мл того же раствора можно получить

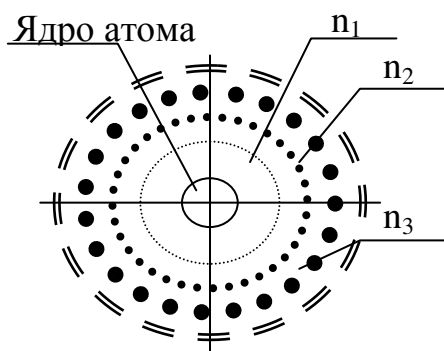
0,2334 г CaSO_4 .

207. Сколько моль хлорной кислоты необходимо для нейтрализации 1,5 л 0,25 М раствора гидроксида кальция?
208. Сколько моль хлористой кислоты необходимо для нейтрализации 1,5 л 0,25 Н раствора гидроксида кальция?
209. Сколько миллилитров 9 %-го раствора КОН ($\rho = 1,09 \text{ г/см}^3$) необходимо для растворения 8,1 г оксида алюминия?
210. Сколько миллилитров 8 %-го раствора NaOH ($\rho = 1,09 \text{ г/см}^3$) необходимо для растворения 8,1 г оксида цинка?
211. Вывести формулы для пересчета C_M концентрации растворенного вещества при известной ρ раствора в его n_i .
212. Вывести формулы для пересчета молярной концентрации растворенного вещества при известной ρ раствора в его n_i .
213. Вывести формулы для пересчета молярной концентрации растворенного вещества при известной ρ раствора в его C_m .
214. Вывести формулы для пересчета массовой доли растворенного вещества при известной ρ раствора в его C_H .
215. Вывести формулы для пересчета массовой доли растворенного вещества при известной ρ растворе в его n_i .
216. Вывести формулы для пересчета мольной доли растворенного вещества при известной ρ растворе в его C_m .
217. Вывести формулы для пересчета мольной доли растворенного вещества при известной ρ раствора в его массовую долю.
218. Вывести формулы для пересчета мольной доли растворенного вещества при известной ρ раствора в его C_M .
219. Вывести формулы для пересчета мольной доли растворенного вещества при известной ρ раствора в его C_H .
220. Вывести формулы для пересчета мольной доли растворенного вещества при известной ρ раствора в его титр.
221. Вывести формулу для пересчета молярной концентрации растворенного вещества при известной ρ раствора в его n_i .
222. Вывести формулу для пересчета T растворенного вещества при известной ρ в его молярную концентрацию.
223. Вывести формулу для пересчета титра растворенного вещества при известной ρ в его массовую долю.
224. Вывести формулу для пересчета титра растворенного

- вещества при известной ρ в мольную долю.
225. Вывести формулу для пересчета титра растворенного вещества при известной ρ в молярную концентрацию.
 226. Вывести формулу расчета для решения задач типа: определить массовую долю растворенного вещества в растворе, полученном при смешивании «А» (г) «а» %-го раствора и «В» (г) «в» %-го раствора этого же вещества.
 227. Вывести формулу расчета для решения задач типа: сколько (г) воды нужно добавить к m (г) C_1 %-го раствора некоторого вещества, чтобы снизить его концентрацию на $\Delta C_{\%} = C_2 - C_1$?
 228. Вывести формулу расчета для решения задач типа: сколько граммов соли нужно добавить к m_1 (г) C_1 %-го раствора этой соли для получения C_2 %-го раствора?
 229. Вывести формулу расчета для решения задач типа: в каком соотношении масс необходимо смешать C_1 %-й и C_2 %-й растворы некоторого вещества для получения C_3 %-го раствора? (Иными словами, вывести "правила креста").
 230. Вывести формулу расчета для решения задач типа: какой объем C %-й кислоты с плотностью раствора « ρ » необходимо взять для приготовления V (мл) C_H раствора?
 231. Вывести формулу расчета для решения задачи: в каком объемном соотношении необходимо смешать C_{H1} и C_{H2} нормальные растворы некоторого вещества для получения раствора C_{H3} ?
 232. Вывести формулу расчета для решения задачи: в каком объемном соотношении необходимо смешать растворы с C_{M1} и C_{M2} для некоторого вещества с целью получения C_{M3} ?

4. СТРОЕНИЕ АТОМОВ. ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ

Атом состоит из положительно заряженного ядра, вокруг которого на определенных энергетических уровнях пребывают электроны. Количество электронов в атоме определяется зарядом ядра. В периодической системе элементов порядковый номер элемента – это заряд ядра атома.



Состояние электрона в атоме водорода описывается волновым уравнением Шредингера [5], в результате решения которого появились **три** постоянные величины, определяющие энергию электрона и его положение вблизи ядра (n, l, m_L). Эти величины названы **квантовыми**

числами. Четвертая величина (m_S) характеризует собственный момент вращения электрона и может быть положительной или отрицательной. Полученные величины обозначают латинскими буквами n, l, m_L и m_S :

n - главное квантовое число; l - побочное или орбитальное квантовое число; m_L - магнитное квантовое число; m_S - спиновое квантовое число или спиновый момент.

Главное квантовое число (n) – может принимать любые целочисленные значения от 1, 2, 3... до ... ∞ и характеризует уровень энергии электрона, а также условный радиус атомной орбитали (АО), на которой он пребывает.

В периодической системе элементов главное квантовое число означает **номер периода**. Часто электронные уровни обозначают соответствующими буквами: К, L, М, N, О и т.д. На рисунке концентрические окружности показывают положение атомных орбиталей с определенным уровнем энергий, соответствующих главным квантовым числам, при условии, что АО имеют сферическую форму.

Орбитальное квантовое число (l) – характеризует форму атомных орбиталей. Изменение форм орбиталей связано с

необходимостью поддерживать в атоме минимальную потенциальную энергию собственных электронов, поскольку это соответствует устойчивому равновесному состоянию. Когда электронов один или два, минимальная потенциальная энергия сохраняется за счет движения электрона в области, имеющей сферическую форму. Это обеспечивает ему кратчайшее расстояние до ядра. На одном энергетическом уровне, например, при $n = 1$, могут находиться 2 электрона с противоположными спиновыми моментами.

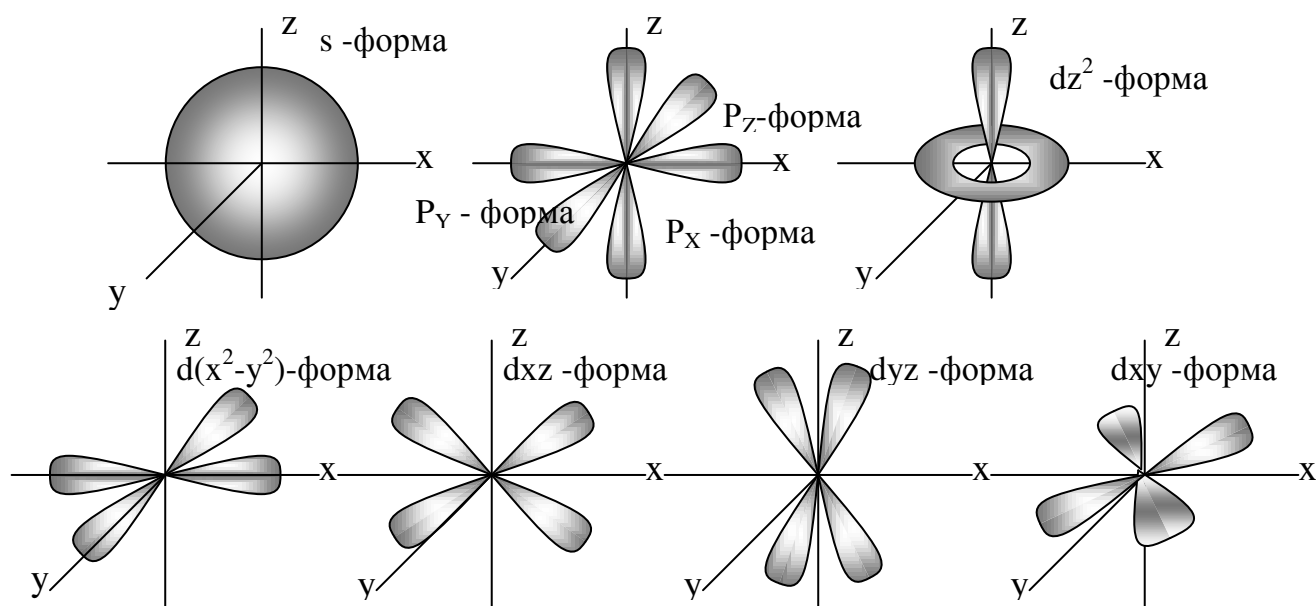
Количество электронов 3 или 4 вынуждает их перейти на более высокий уровень $n = 2$ с сохранением аналогичной формы орбитали. Однако существенное отличие одноэлектронного атома от многоэлектронного заключается в том, что в последнем (в результате взаимодействия электронов, их взаимного отталкивания и эффекта экранирования) происходит расщепление энергетического уровня на подуровни. В связи с этим на 2, 3, 4 и т.д. энергетических уровнях появляются новые формы существования электронов, то есть новые формы АО с минимумом потенциальной энергии. Новые формы АО, предположительно, полусферы, расположены в пространстве различным способом. Их энергия может быть близка энергии соответствующих уровней, но в больших периодах происходят значительные смещения.

На каждом энергетическом уровне существует свой набор форм орбиталей. Значения l соответствуют этим формам и могут быть равными 0, 1, 2, 3, ... ∞ . Количество этих значений строго определяется числом энергетических уровней. Так, при $n = 1$, l принимает одно значение 0; при $n = 2 \rightarrow l$ принимает два значения 0 и 1; при $n = 3 \rightarrow l$ принимает три значения 0, 1, 2 и т.д.

Формы орбиталей имеют свои обозначения:

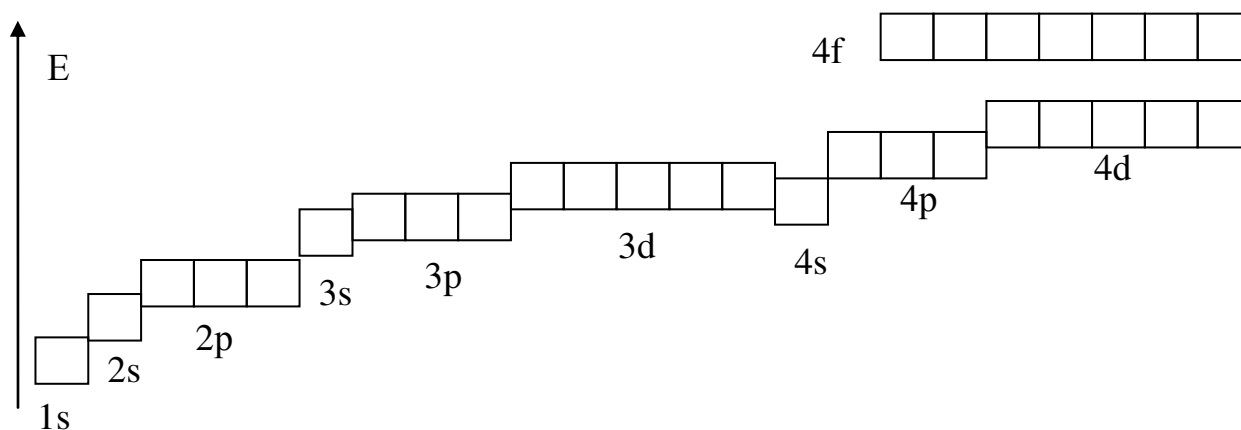
0 - s (сферическая); 1 - p (две полусферы, на рисунке обозначены в виде объемных восьмерок); 2 - d (четыре полусферы или две полусферы и тор); 3 - f и т. п.

Если энергетический уровень (n) обозначить в виде ячейки, то s-подуровню будет соответствовать 1 ячейка, p - подуровню 3 ячейки, d-



подуровню 5 ячеек, f-подуровню 7 ячеек и т.д. При этом номер n записывается в виде цифры слева. АО располагаются в соответствии с ростом энергии в следующем ряду: $1s > 2s > 2p > 3s > 3p > 4s \geq 3d > 4p > 5s \geq 4d > 5p > 6s \geq 4f \geq 5d > 6p > 7s$.

Магнитное квантовое число (m_L) – указывает на способы расположения АО в пространстве. Так, сферическая форма может быть расположена единственным способом относительно начала



системы координат, поэтому для нее m_L принимает одно значение равное 0. Для p – форм орбиталей m_L примет три значения: $-1, 0, +1$, так как они располагаются относительно начала координат по осям x, y и z . Для d – формы орбиталей m_L примет пять значений: $-2, -1, 0, +1, +2$ и т.д. Количество m_L значений можно рассчитать по формуле $2l + 1$.

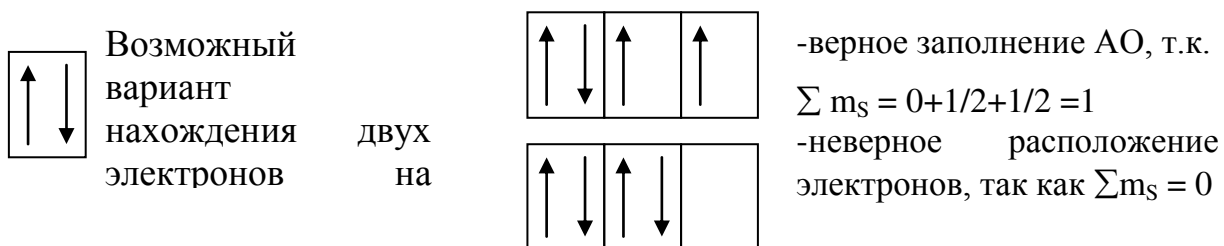
Спиновое квантовое число (m_s) – объясняет возможность существования двух электронов на одной атомной орбитали. Оно характеризует собственный момент количества движения электрона. Условно это можно представить как «вращение» электрона вокруг собственной оси. «Вращение» по часовой стрелке принято называть положительным **спином**, при котором $m_s = +1/2$, - против часовой стрелки – отрицательным **спином**, при этом $m_s = -1/2$. Два электрона с противоположными спинами не будут отталкиваться друг от друга, и, следовательно, могут существовать на одной АО.

Таким образом, каждый электрон в атоме имеет свою полную строго индивидуальную характеристику, определяемую квантовыми числами. Последовательный перечень квантовых чисел в виде цифр, форм атомных орбиталей и числа содержащихся на них электронов называется электронной формулой.

Электроны заполняют атомные орбитали в соответствии с тремя основными положениями.

1. На одной орбитали одновременно может находиться только два электрона с противоположными спинами. Это утверждение называется **принципом Паули**.

Если электрон с положительным спином обозначить стрелкой, направленной вверх, а с отрицательным спином – вниз, то в одной ячейке окажется два электрона.



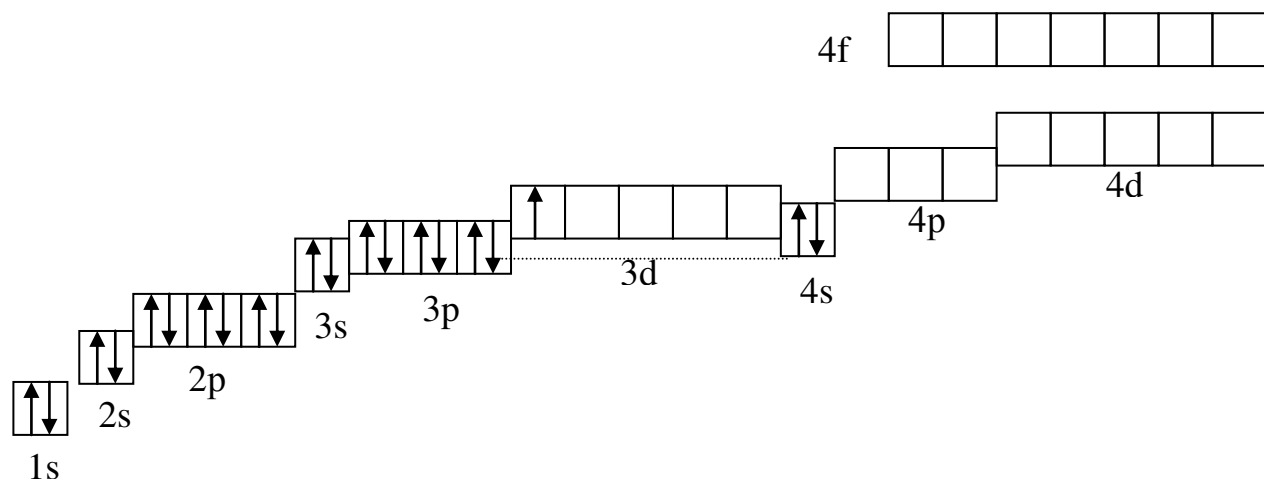
2. Суммарный спиновый момент электронов должен быть максимален (**правило Хунда**).

3. Электроны стремятся заполнить атомные орбитали с минимальным значением энергии. Данное правило называется **правилом минимума энергии** и полностью соответствует правилу **Клечковского**, которое определяет минимальный уровень энергии АО по сумме $n + l$.

Изображение квантового состояния электронов в атоме называется *энергетической диаграммой атомов*. Энергетическая диаграмма позволяет судить о состоянии электронов, которые могут находиться в ячейке в виде пары – *спаренные электроны* и по одному – *не спаренные*. Этот факт чрезвычайно важен для понимания химических свойств данного атома, поскольку спаренные и не спаренные электроны по-разному ведут себя при химических реакциях.

Построение энергетических диаграмм атомов d-элементов осуществляется в соответствии с правилом Клечковского. Суть правила состоит в том, что при равных значениях $n + l$ электроны заполняют сначала орбитали с меньшим значением n главного квантового числа. Начиная с третьего периода, в элементах появляются уровни с одинаковыми значениями энергии ($n + l$). Так, у элементов третьего периода остается незаполненная электронами d-орбиталь, которая имеет значение энергии ($n + l$), равное 5. Однако у элементов четвертого периода имеется орбиталь с уровнем энергии ($n + l$), равным 4 (s-орбиталь).

ПРИМЕР 1. У элемента скандия и последующих d-элементов электронами заполняется свободная d-орбиталь предыдущего



периода.

В результате наложения энергетических уровней, образуются внутренние и внешние слои. Электроны внешних слоев называются *валентными*, они участвуют в образовании химических связей между атомами.

В периодической системе элементы с одинаковым числом внешних уровней расположены друг под другом и образуют

главные подгруппы: I – (A), II – (A), III – (A), IV – (A), V – (A), VI – (A), VII – (A), VIII – (A). На внешних уровнях у них, соответственно: 1,2,3,4,5,6,7,8 электронов.

ПРИМЕР 2. Один электрон на внешнем уровне у Li, Na, K, и т.д., три электрона – у B, Al, Ga, и т.д. В побочных подгруппах: I – (B), II – (B), III – (B), IV – (B), V – (B), VI – (B), VII – (B), VIII – (B) номер группы - это сумма числа электронов внешних и предыдущих. У Sc, Ti, V, Cr, Mn, Fe на внешнем уровне, соответственно: 3, 4, 5, 6, 7, 8 \bar{e} -ов. Элементы III – (B) имеют в сумме 3 \bar{e} : Sc, Y, La, Ac; подгруппы V- (B) - в сумме 5 \bar{e} : V, Nb, Ta. Имеются исключения [3,5].

Энергетические диаграммы электронов внешних и предвнешних уровней **позволяют судить** об их валентности, которая и определяется числом внешних или внешних и предвнешних уровней, то есть **о химических свойствах элементов главных и побочных подгрупп.**

Задания к разделу 4

1. Составить электронную (Ξ) и электронно-графическую формулы элемента 39, на основании Ξ формулы определить период, группу и подгруппу Периодической системы, в которой находится элемент.
2. Имеются ли ошибки в записях электронных конфигураций невозбужденных атомов $1s^22s^22p^5$, $1s^22s^22p^63s^23p^53d^54s^1$, $1s^22s^22p^63s^23p^54s^1$? Ответ мотивировать.
3. Привести полную электронную формулу элементов со следующей конфигурацией их внешних слоев: $3s^2, 6s^1, 7s^2p^1$. У какого из элементов и почему более ярко выражены металлические свойства?
4. Назвать элементы, у атомов которых заканчивается заполнение $(n - 1)d, ns, np$ – атомных орбиталей.
5. Для какого элемента электронная формула атомов не укладывается в общее эмпирическое правило: «На электронном слое атомов не бывает более 8 электронов»?
6. Написать электронные формулы атомов висмута и Bi^{3+} .
7. Написать электронные формулы атома хрома ионов Cr^{2+} и Cr^{3+} .

8. Написать электронные и электронно-графические формулы атома церия и иона Ce^{3+} .
9. В чем суть правила Хунда? Разместить шесть d-электронов по квантовым ячейкам d-подуровня. Чему равно их суммарное спиновое число?
10. Что следует понимать под волновыми свойствами электрона?
11. Что такое атомная орбиталь? Изобразить форму s-, p_x -, p_y - и d_{xy} -электронных облаков.
12. Составить электронные схемы следующих превращений $\text{Al} \rightarrow \text{Al}^{3+}$, $\text{Sc} \rightarrow \text{Sc}^{3+}$. Написать электронные формулы указанных атомов и ионов.
13. Составить электронные схемы превращений $\text{Pb} \rightarrow \text{Pb}^{4+}$, $\text{Mn} \rightarrow \text{Mn}^{2+}$. Написать электронные формулы.
14. Какие вакантные орбитали, способные влиять на химические свойства, имеются у атомов титана и криптона?
15. Какие вакантные орбитали, способные влиять на химические свойства, имеются у атомов урана и неона?
16. Атомы каких элементов имеют в невозбужденном состоянии следующие электронные конфигурации: $1s^2 2s^2 2p^4$, $3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8 4s^2$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^1$?
17. Сколько электронных слоев у ионов S^{2-} , Si^{4+} , Se^{6+} , I ?
18. Составить электронные и электронно-графические формулы Te° , Te^{4+} , Te^{2-} .
19. Составить электронные и электронно-графические формулы As° , As^{3+} , As^{3-} .
20. Составить электронную (Э) и электронно-графическую формулы элемента 49, на основании Э формулы определить период, группу и подгруппу Периодической системы, в которой находится элемент.
21. Имеются ли ошибки в записях электронных конфигураций невозбужденных атомов $1s^2 2s^2 2d^5$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^3 3p^5 3d^5 4s^1$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 4s^1$? Ответ мотивировать.
22. Привести полную электронную формулу элементов со следующей конфигурацией их внешних слоев: $4s^1$, $6s^1$, $7s^2 p^1$. У какого из элементов и почему более ярко выражены металлические свойства?
23. Назвать элементы, у атомов которых заканчивается заполнение

$(n - 1) d, ns, np$ – атомных орбиталей.

24. Для какого элемента электронная формула атомов не укладывается в общее эмпирическое правило: «На электронном слое атомов не бывает более 8 электронов»?
25. Написать электронные формулы атома ванадия и V^{3+} .
26. Написать электронные формулы атома и ионов Cd^{2+} и Cd^{4+} .
27. Написать электронные и электронно-графические формулы атома и иона Ce^{3+} .
28. В чем суть правила Хунда? Разместить пять d-электронов по квантовым ячейкам d-подуровня. Чему равно их суммарное спиновое число?
29. Что следует понимать под волновыми свойствами электрона?
30. Что такое атомная орбиталь? Изобразить форму s-, p_x -, p_y - и d_{xy} -электронных облаков.
31. Составить электронные схемы следующих превращений $Au \rightarrow Au^{3+}$, $Se \rightarrow Se^{3+}$. Написать электронные формулы указанных атомов и ионов.
32. Составить электронные схемы превращений $Po \rightarrow Po^{4+}$, $Mg \rightarrow Mg^{2+}$. Написать электронные формулы.
33. Какие вакантные орбитали, способные влиять на химические свойства, имеются у атомов скандия и аргона?
34. Какие вакантные орбитали, способные влиять на химические свойства, имеются у атомов брома и неона?
35. Атомы каких элементов имеют в невозбужденном состоянии следующие электронные конфигурации: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$, $2s^2 2p^4$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8 4s^2$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^1$?
36. Сколько электронных слоев у ионов S^{2-} , S^{6+} , Se^{6+} , O^{2-} ?
37. Составить электронные и электронно-графические формулы Tl^0 , Tl^{3+} , Tl^+ .
38. Составить электронные и электронно-графические формулы Ag^0 , Ag^+ , Au^{3+} .

5. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

Химическая связь, образованная за счет обобществленных между атомами электронов, называется **ковалентной химической связью** (КХС). Обычно ковалентная химическая

связь образуется посредством электронных пар и характеризуется пятью факторами:

- 1) **энергия связи**, $E_{\text{св.}}$, кДж/моль - энергия, затраченная на разрыв химической связи;
- 2) **длина связи**, l , м - расстояние между ядрами атомов, зависящее от степени перекрывания электронных облаков;
- 3) **насыщаемость** - фактор, определяемый конечным числом валентных электронов;
- 4) **полярность** - показатель, определяемый разностью в электроотрицательностях элементов.

Если в химическую связь вступают два одинаковых атома, связь считается **неполярной**, поскольку общая электронная пара в равной степени принадлежит обоим атомам.

ПРИМЕР 1: $\text{H} - \text{H} \rightarrow \text{H}_2$; $\text{Cl} - \text{Cl} \rightarrow \text{Cl}_2$; $\text{O} - \text{O} \rightarrow \text{O}_2$ и т.д.

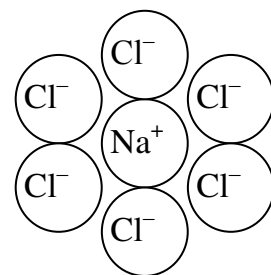
Если же молекула образована из различных элементов, ковалентная связь считается **полярной**. В полярной ковалентной химической связи электронная пара смещена в сторону более электроотрицательного атома. Наиболее электроотрицательными считаются галогены, кислород, азот, сера и т.д. Наименее электроотрицательными – атомы щелочных и щелочно-земельных металлов. При образовании КХС каждый атом получает, соответственно, **частичный эффективный заряд** (δ), в результате этого такие молекулы обладают **электрическим моментом диполя** (μ) или **дипольным моментом** [1]. Дипольный момент определяют по формуле: $\mu = l \cdot \delta$. Он является одной из важнейших характеристик химических соединений, который, в частности, определяет растворяющую способность его по отношению к другим веществам.

ПРИМЕР 2: $\text{H}^{\delta+} \rightarrow \text{Cl}^{\delta-}$; $\text{H}^{\delta+} \rightarrow \text{O}^{\delta-} \leftarrow \text{H}^{\delta+}$.

Если же в химическую связь вступают атомы с резко отличающейся электроотрицательностью, например, галоген и щелочной металл, то происходит полное смещение электронной плотности в сторону более электроотрицательного элемента. Каждый из них при этом, получает полный единичный заряд. Такой случай образования КХС называется **ионной связью**.

ПРИМЕР 3: Na⁺ Cl⁻; K⁺ I⁻ и т. д.

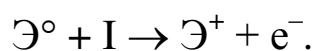
Соединения ионного типа в отличие от других не имеют насыщенности, поскольку в действие вступают силы кулоновского притяжения, и каждый единичный заряд может удерживать около себя большое число зарядов другого знака.



Такие соединения в твердом состоянии образуют ионные кристаллические решетки.

Если в химическую связь вступают атомы металлов, имеющие подвижные электроны, в том числе большое количество электронов на предвнешней АО, то образуются зоны с близкими значениями энергий. Электроны, находящиеся на АО, способны легко перескакивать из зоны одного металла в зону другого с близким значением энергии и становятся общими для положительно заряженных ядер металлов. Такая связь называется **металлической химической связью**. Металлическую связь, благодаря обобществлению электронов, также можно отнести к частному случаю КХС.

Металлические свойства элементов характеризуются показателем **энергии ионизации**. Энергией ионизации (I) называется энергия, необходимая для отрыва электрона от ядра атома



Неметаллические свойства характеризуются **энергией сродства к электрону** (F). Эта та энергия, которая выделяется при присоединении электрона, она равна энергии ионизации, но противоположна ей по знаку $\text{Э}^{\circ} + e^{-} \rightarrow \text{Э}^{-} + F$.

Энергию ионизации и энергию сродства к электрону можно отнести как к единичному атому, так и к 1 моль атомов [3, 4].

В первом случае их выражают в электрон-вольтах (эВ / атом), во втором – в килоджоулях (кДж / моль). $1 \text{ эВ/атом} = 1,6 \cdot 10^{-22} \text{ кДж/атом}$ или $1,6 \cdot 10^{-22} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 96,5 \text{ кДж/моль}$.

Способность элемента оттягивать на себя электроны в составе химического соединения называется электроотрицательностью.

Самые электроотрицательные элементы находятся в правой

верхней части таблицы Менделеева.

Если же два элемента находятся близко по отношению друг к другу, то характер смещения определяется величинами относительных электроотрицательностей атомов [5] (см. Приложение 2);

5) **направленность** ковалентной химической связи, то есть способы перекрывания атомных орбиталей [1, 5].

В зависимости от свойств симметрии атомные орбитали могут перекрываться вдоль оси координат, перпендикулярно оси координат и в параллельных плоскостях.

Перекрывание вдоль оси координат называется σ -связью. Сигма - связь может образоваться, если перекрываются следующие виды АО: $s-s$, $s-p_{x,y,z}$, $s-d_{x^2-y^2}$, $s-d_{x^2}$, p_y-p_y , $p_x-d_{x^2}$ и т.д., то есть практически все формы орбиталей, способные располагаться вдоль одинаковых осей.

π -связь образуется перпендикулярно оси координат.

π - перекрыванию подвергаются АО, уже образовавшие σ -связь, поэтому она укорачивает расстояние между ядрами и в целом упрочняет молекулу. Но поскольку энергия π -связи меньше, чем σ -связи, то молекула может стать более активной. Такие явления встречаются в органических соединениях, в неорганических молекулах двойные и тройные связи делают молекулу практически инертной. В составе одной молекулы может существовать одна или две π -связи.

π - перекрыванию подвергаются p_y-p_y , p_y-d_{xy} , $d_{xy}-d_{xy}$, $d_{x^2}-d_{x^2}$ и т.д.

δ -связь – наиболее редкий и сложный тип перекрывания, **образуется в параллельных плоскостях** и только между определенными типами d-орбиталей. Такая связь встречается в составе комплексных соединений. Энергия δ -связи наименьшая.

5.1. Метод молекулярных орбиталей

Метод молекулярных орбиталей (МО) основан на ряде принципов, которые объясняют, что происходит с АО после вступления атомов в химическую связь, и помогает объяснить, когда образуется молекула, при каких условиях и какими

свойствами она может обладать.

Принципы: 1. Из двух атомных орбиталей с близкими значениями энергий образуются две новые молекулярные орбитали, одна из которых связывающая, а другая разрыхляющая.

ПРИМЕР:

1s – 1s АО	→ σ_{1s}^* - разрыхляющая МО
	→ σ_{1s} - связывающая МО
2s – 2s АО	→ σ_{2s}^* - разрыхляющая МО
	→ σ_{2s} - связывающая МО
.....
2p _x – 2p _x АО	→ $\sigma_{2p_x}^*$ - разрыхляющая МО
	→ σ_{2p_x} - связывающая МО
.....
2p _y – 2p _y АО	→ $\pi_{2p_y}^*$ - разрыхляющая МО
	→ π_{2p_y} - связывающая МО
	→ $\pi_{2p_z}^*$ - разрыхляющая МО
2p _z – 2p _z АО	→ π_{2p_z} - связывающая МО

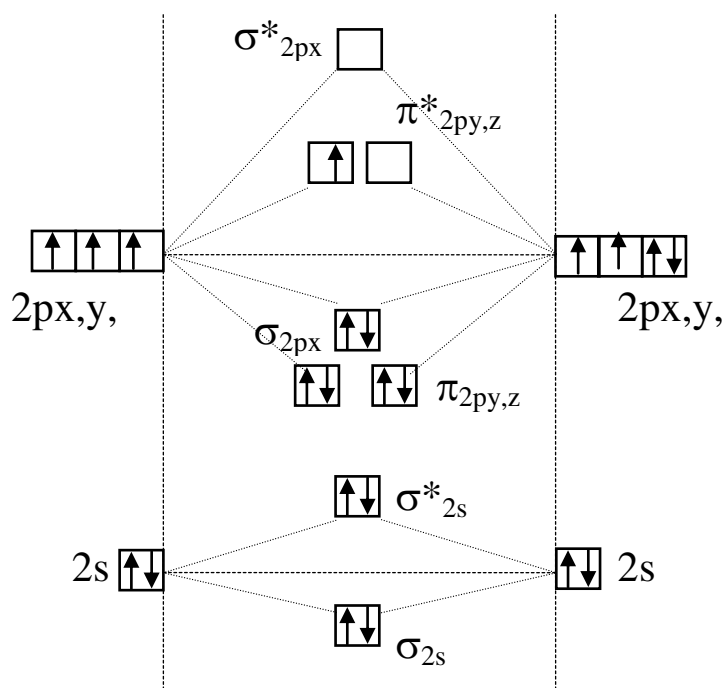
Причем энергия разрыхляющих орбиталей всегда выше, чем энергия связывающих. Все виды МО можно расположить в ряд по возрастанию энергий: $\sigma_{1s} < \sigma_{1s}^* < \sigma_{2s} < \sigma_{2s}^* < \sigma_{2p_x} < \pi_{2p_y} = \pi_{2p_z} < \pi_{2p_z}^* = \pi_{2p_y}^* < \sigma_{2p_x}^*$.

2. Молекулярные орбитали описываются волновой функцией подобно АО, и поведение электронов на МО подчиняется принципам и правилам, характерным для АО.

3. Электроны в МО одновременно принадлежат всем ядрам атомов.

4. По методу МО молекула образуется, если кратность связи > 0 . Величина кратности связи рассчитывается по формуле $\omega = (\Sigma n - \Sigma n^*)/2$, где n^* и n – число электронов, находящихся на разрыхляющих и связывающих орбиталях, соответственно.

Правила построения молекул по методу МО



1). Область пространства делится на три равные части. В центре строятся МО будущей молекулы.

2). Слева - АО менее электроотрицательной частицы или более положительного иона. Справа - АО более электроотрицательной частицы или более отрицательного иона.

3). Заполнение МО производится с

орбиталей более низких значений энергии, то есть снизу вверх, в соответствии с правилом Хунда и принципом Паули.

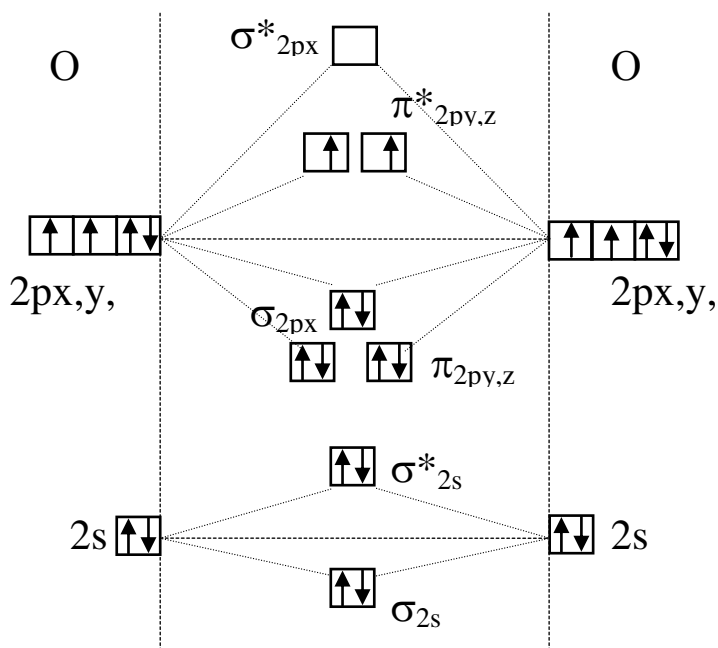
На рисунке приведен пример образования молекулы NO.

4). Кратность связи определяется по вышеприведенной формуле. Для молекулы оксида азота (II) она составляет:

$$\omega = (8 - 3) / 2 = 2,5;$$

такая молекула существует и является достаточно прочной.

При сравнении частиц, построенных ММО, учитывается, что более прочная частица обладает более высоким значением кратности связи. ММО позволяет объяснить существование частиц с дробным значением кратности связи в сравнении с методом валентной связи (ВС).



Кроме того, ММО позволяет судить о магнитных свойствах молекул, поскольку магнитные свойства молекул объясняются наличием неспаренных электронов.

Полученная нами частица обладает магнитными свойствами.

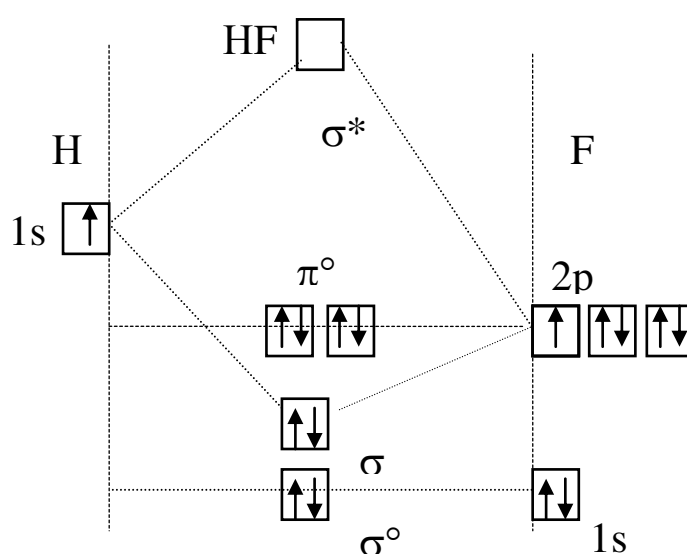
Молекула кислорода, благодаря наличию двух неспаренных электронов у каждого атома, должна быть *диамагнитна*. В действительности, она обладает парамагнитными свойствами. ММО позволяет объяснить этот факт на основании того, что МО молекулы кислорода имеют на разрыхляющих π^* орбиталях два неспаренных электрона.

Кратность связи полученной частицы

$$\omega = (8 - 4) / 2 = 2.$$

Молекула существует, но по прочности уступает оксиду азота (II).

Методом молекулярных орбиталей можно объяснить существование таких частиц, как H_2^+ или O_2^+ и т.п. Если же в будущей молекуле не существует орбиталей, близких по значению энергий, то



новая МО остается несвязывающей (σ° или π°). Такая ситуация может возникнуть при взаимодействии малоорбитального атома водорода и многоорбитального атома фтора.

Кратность связи такой молекулы равна 1.

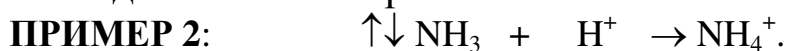
5.2. Метод валентных связей

В методе валентных связей рассматриваются три возможных варианта образования КХС: обменный, донорно-акцепторный и дативный.

Обменный тип связи возникает при наличии двух неспаренных электронов, по одному у каждого атома.

ПРИМЕР 1: $\text{H}\uparrow + \uparrow\text{Cl} \rightarrow \text{H}:\text{Cl}$.

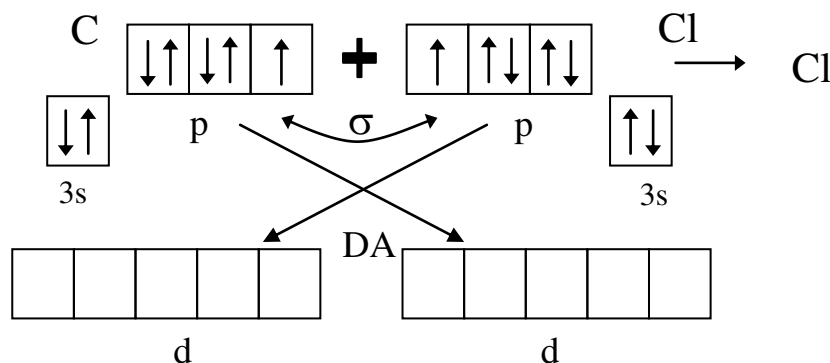
Донорно-акцепторный тип связи образуется, если у одного из атомов имеется неподделенная электронная пара, а у другого свободная атомная орбиталь.



Дативный (смешанный) тип связи образуется при наличии обоих типов связи между двумя атомами.

ПРИМЕР 3: Два атома хлора связаны между собой обоими типами КХС.

Метод валентных связей предполагает, что АО каждого атома перед вступлением в химическую связь претерпевают изменение энергии и формы. Явление выравнивания энергии атомных орбиталей, сопровождающееся изменением формы,



называется **гибридизацией**.

1. Если в образовании химической связи участвуют 1s- и 1p-АО, тип гибридизации называется **sp** – гибридизацией и соответствует **линейной форме** молекулы. По этому принципу образуются молекулы BeCl_2 .
2. Если в образовании σ связи участвуют 1s- и 2p-орбитали, возникает **sp²** – тип гибридизации, соответствующий **плоской треугольной** структуре. Плоский треугольник может перейти в **угловую молекулу**, если на s-АО имеется электронная пара, которая не принимает участия в образовании связи, тогда тип гибридизации соответствует **p²** – гибридизации (например - SnCl_2).
3. При участии в σ -связях 1s- и 3p-орбиталей образуется **sp³** – тип гибридизации, соответствующий **тетраэдрической форме** молекулы.

По этому типу построены молекулы метана, оксида кремния или ион аммония и т.д.

При наличии неподеленной электронной пары на s-орбитали тетраэдрическая структура переходит в **тригональную пирамиду** с p^3 – типом гибридизации. Этому типу соответствует молекула аммиака.

Если же неподеленных пары две, тригональная пирамида может перейти в **угловую молекулу** с типом гибридизации p^2 . Подобные структуры характерны для водородных соединений элементов VI–А подгруппы (H_2O , H_2S , H_2Po и т.п.).

4. Участие 5 \bar{e} , связанных σ связями, образует sp^3d – тип гибридизации, который соответствует **тетраэдрической бипирамиде**, которая при наличии неподеленных электронных пар может перейти в p^3d – или p^2d – типы гибридизации, соответствующие **тетраэдрической пирамиде** (TeF_4) с центром в основании или **T-образной молекуле** (BrF_3).
5. Участие 6 \bar{e} , связанных σ связями, образует sp^3d^2 – тип гибридизации, который соответствует **октаэдрической бипирамиде** (SCl_6), при наличии неподеленных пар преобразующейся в p^3d^2 – **октаэдрическую пирамиду** ($BrCl_5$), sp^2d – **параллелограмм** (XeF_4), sp^3 – **искаженный тетраэдр** (SO_2Cl_2) и т.п.

Типы гибридизации зависят от вида АО, которые участвуют в образовании химических связей σ . В *Приложении 3* указано, какие формы молекул соответствуют различным типам гибридизации.

Задания к разделу 5

1. В сторону какого атома смещена электронная плотность в следующих соединениях: NH_3 , PCl_5 , Cl_2 , H_2Se ?
2. В сторону какого атома смещена электронная плотность в следующих соединениях: H_2Te , CCl_2F_2 , CH_3Cl , OF_2 ?
3. По величинам относительных электроотрицательностей указать, в каких элементах связь будет носить более ионный характер: $NaCl$, $AlCl_3$, Br_2O , MgJ_2 , HCl .
4. Сопоставить степень ионности связи по величинам относительных электроотрицательностей в молекулах $NaBr$, $AlCl_3$, CS_2 , OF_2 (*Приложение 2*).
5. По величинам относительных электроотрицательностей

- указать, в каких веществах связь между элементами будет носить более ионный характер: BaCl_2 , CF_4 , Cl_2O , SrCl_2 , HJ .
6. По величинам относительных электроотрицательностей указать, в каких веществах связь между элементами будет носить более ионный характер: RbCl , CCl_2F_2 , ZnO , BeCl_2 , NH_3 .
 7. Сопоставить степень ионности связи по величинам относительной электроотрицательностей в молекулах SnCl_2 , CaF_2 , SiH_4 , CF_4 .
 8. Из элементов Al , Zn , B , P выбрать те, которые могут быть донорами электронной пары и те, которые могут быть ее акцепторами при образовании донорно-акцепторной связи.
 9. Молекула этилена $\text{H}_2\text{C} = \text{CH}_2$ плоская, углы между связями $\text{C}-\text{H}$ и связью $\text{C}-\text{C}$ равны 120° . Описать химические связи в молекуле этилена. Какие орбитали участвуют в образовании этих связей?
 10. Какие из перечисленных жидкостей ассоциированы за счет образования водородных связей: H_2Se , CH_3COOH , HCOOH , P_4O_{10} , H_2O_2 ? Как это сказывается на их свойствах?
 11. Почему молекула ClO_3 способна образовывать димеры?
 12. Почему молекула ClO неспособна образовывать димеры?
 13. Почему молекула NO неспособна образовывать димеры?
 14. Описать строение комплексного иона $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_4]^{+2}$. Указать донор и акцепторы. Определить тип гибридных орбиталей и показать пространственное строение этого иона.
 15. Описать строение комплексного иона $[\text{Al}(\text{NH}_3)_4]^{+2}$. Указать донор и акцепторы. Определить тип гибридных орбиталей и показать пространственное строение этого иона.
 16. Как объясняет метод валентных связей строение комплексов состава $[\text{Cr}(\text{CO})_6]^\circ$, $[\text{Cr}(\text{CN})_6]^{3-}$, $[\text{Fe}(\text{CO})_5]^\circ$?. Определить формы комплексных ионов.
 17. Каков механизм образования донорно-акцепторной связи?
 18. Какие орбитали использованы для образования связей в ионах BF_4^- , H_3O^+ , $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$? Показать пространственное строение этих ионов.
 19. Из элементов P , O , Cl , Fe выбрать те, которые могут быть донорами электронной пары, и те, которые могут быть ее

- акцепторами при образовании донорно-акцепторной связи.
20. Из элементов S, Sc, Se, Si выбрать те, которые могут быть донорами электронной пары, и те, которые могут быть ее акцепторами при образовании донорно-акцепторной связи.
 21. Молекула ацетилена $\text{HC} \equiv \text{CH}$ плоская, углы между связями C-H и связью C – C равны 120° . Описать химические связи в молекуле ацетилена. Какие орбитали использованы для образования этих связей?
 22. Какие из перечисленных жидкостей ассоциированы за счет образования водородных связей: H_2O_2 , H_2Te , HJ ? Как это сказывается на их свойствах?
 23. Какие из перечисленных жидкостей ассоциированы за счет образования водородных связей: Na_2O_2 , HBr , CH_4 ? Как это сказывается на их свойствах?
 24. Какие из перечисленных жидкостей ассоциированы за счет образования водородных связей: HClO_4 , NH_3 , HBrO_3 ? Как это сказывается на их свойствах?
 25. Как методом валентных связей объяснить строение комплексов состава $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{+2}$, $[\text{Co}_2(\text{CO})_8]^\circ$, $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{-3}$?
 26. Почему молекула ClO_3 способна образовывать димеры?
 27. Описать строение комплексного иона $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_4]^{+2}$. Указать донор и акцепторы. Определить тип гибридных орбиталей и показать пространственное строение этого иона.
 28. Как методом валентных связей объяснить строение комплексов состава $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4]^{+2}$, $[\text{Fe}(\text{CO})_5]^\circ$, $[\text{Fe}(\text{OH})_6]^{-3}$?
 29. Какие орбитали использованы для образования связей в молекулах и ионах AlCl_3 , NH_3 , $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{+2}$? Показать их строение.
 30. Описать строение комплексного иона $[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-}$. Указать донор и акцепторы. Определить тип гибридных орбиталей и показать пространственное строение этого иона.
 31. Как методом валентных связей объяснить строение комплексов состава $[\text{Au}(\text{NH}_3)_4]^{+3}$, $[\text{AuCl}_4]^\circ$, $[\text{Pt}(\text{CN})_6]^{-2}$?
 32. Как методом валентных связей объяснить строение комплексов состава $[\text{Cr}(\text{CN})_6]^{-3}$, $[\text{Cr}(\text{CN})_4(\text{H}_2\text{O})_2]^-$, $[\text{Fe}(\text{CO})_5]^\circ$?
 33. Каков механизм образования связей обменного типа (привести 3 примера)?

34. Какие орбитали использованы для образования связей в ионах AuCl_4^- , O_2^{2-} , $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{+2}$? Показать строение этих ионов.
35. В сторону какого атома смещена электронная плотность в следующих соединениях: H_2S , KH , HBr , CCl_4 ?
36. В сторону какого атома смещена электронная плотность в следующих соединениях: H_2O , NaN , HF , CH_4 ?
37. По величинам относительных электроотрицательностей указать, в каких хлоридах связь элемент-хлор будет носить более ионный характер: NaCl , CCl_4 , Cl_2O , MgCl_2 , HCl .
38. Сопоставить степень ионности связи по величинам относительных электроотрицательностей в молекулах NaF , AlF_3 , CF_4 , OF_2 .
39. По величинам относительных электроотрицательностей указать, в каких веществах связь между элементами будет носить более ионный характер: CaCl_2 , CJ_4 , Br_2O , BaCl_2 , HI .
40. По величинам относительных электроотрицательностей указать, в каких веществах связь между элементами будет носить более ионный характер: CsCl , CS_2 , BaO , AlCl_3 , HF .
41. Сопоставить степень ионности связи по величинам относительной электроотрицательностей в молекулах ZnCl_2 , CaF_2 , CH_4 , MgF_2 .
42. Из элементов B , Cl , N , S выбрать те, которые могут быть донорами электронной пары и те, которые могут быть ее акцепторами при образовании донорно-акцепторной связи.
43. Молекула этилена $\text{H}_2\text{C} = \text{CH}_2$ плоская, углы между связями $\text{C}-\text{H}$ и связью $\text{C}-\text{C}$ равны 120° . Описать химические связи в молекуле этилена. Какие орбитали участвуют в образовании этих связей?
44. Какие из перечисленных жидкостей ассоциированы за счет образования водородных связей: H_2S , H_2O , HJ , NH_3 , HF , CCl_4 ? Как это сказывается на их свойствах?
45. Почему молекула NO_2 способна образовывать димеры?
46. Описать строение комплексного иона $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{+2}$. Указать донор и акцепторы. Определить тип гибридных орбиталей и показать пространственное строение этого иона.
47. Как методом валентных связей объяснить строение комплексов состава $[\text{Cr}(\text{CO})_6]^\circ$, $[\text{Cr}(\text{CN})_6]^{3-}$, $[\text{Fe}(\text{CO})_5]^\circ$?

48. Каков механизм образования донорно-акцепторной связи?
49. Какие орбитали использованы для образования связей в ионах: BF_4^- , H_3O^+ , $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$? Показать их пространственное строение.
50. Из элементов Al, Cs, Ni, Se выбрать те, которые могут быть донорами электронной пары, и те, которые могут быть ее акцепторами при образовании донорно-акцепторной связи.
51. Молекула ацетилен $\text{HC} \equiv \text{CH}$ плоская, углы между связями C-H и связью C – C равны 120° . Описать химические связи в молекуле ацетилен. Какие орбитали использованы для их образования?
52. Какие из перечисленных жидкостей ассоциированы за счет образования водородных связей: H_2O , H_2Te , HJ , NH_3 , HBr , CH_4 ? Как это сказывается на их свойствах?
53. Почему молекула ClO_3 способна образовывать димеры?
54. Описать строение комплексного иона $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_4]^{+2}$. Указать донор и акцепторы. Определить тип гибридных орбиталей и показать пространственное строение этого иона.
55. Как методом валентных связей объяснить строение комплексов состава $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4]^{+2}$, $[\text{Ni}(\text{CO})_4]^0$, $[\text{Fe}(\text{SCN})_6]^{3-}$?
56. Какие орбитали использованы для образования связей в ионах AlCl_3 , NH_3 , $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$? Показать их пространственное строение.
57. Описать строение комплексного иона $[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-}$. Указать донор и акцепторы. Определить тип гибридных орбиталей и показать пространственное строение этого иона.
58. Как методом валентных связей объяснить строение комплексов состава $[\text{Cr}(\text{CN})_6]^{3-}$, $[\text{Cr}(\text{CN})_4(\text{H}_2\text{O})_2]^-$, $[\text{Fe}(\text{CO})_5]^0$?
59. Каков механизм образования связей обменного типа (привести 3 примера)?
60. Какие орбитали использованы для образования связей в ионах AuCl_4^- , O_2^{2-} , $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$? Показать их пространственное строение.
61. Как методом валентных связей объяснить строение комплексов состава $[\text{Cr}(\text{CN})_6]^{3-}$, $[\text{Cr}(\text{CN})_4(\text{H}_2\text{O})_2]^-$, $[\text{Fe}(\text{CO})_5]^0$?
62. Молекулы N_2 , CO , BF являются изоэлектронными. Нарисовать энергетические диаграммы, указать валентность N, C, B.

63. Чем объяснить укорочение связей O – O в частицах по ряду:

O_2^{2-} ,	O_2^- ,	O_2 ,	O_2^{2+}
1,49	1,26	1,21	1,12

64. Какая из частиц CO, CO⁺ или CO⁻ характеризуется более высокой энергией связи? Объяснить, почему.

65. Показать невозможность существования следующих частиц; Ne₂, Be₂, Mg₂, Ca₂ с помощью метода молекулярных орбиталей.

66. Описать электронные структуры молекул J₂, P₂, BeO, MgO. Какова кратность связи каждой из указанных молекул?

67. Объяснить с помощью метода молекулярных орбиталей, почему отрыв одного электрона от молекулы CO приводит к ослаблению связи, а от молекулы NO к ее упрочнению.

68. В какой из частиц энергия связи C–N будет наибольшей, CN, CN⁻ CN⁺? Ответ подтвердить энергетическими диаграммами.

69. В какой из частиц CF, CF⁺, NF, NF⁺ энергия связи между атомами будет наибольшей? Ответ подтвердить энергетическими диаграммами.

70. Как с помощью метода молекулярных орбиталей можно объяснить сходство в свойствах N₂ и CO?

71. Используя энергетические диаграммы частиц O₂²⁻, O₂⁻, O₂, O₂²⁺, показать, какая из них характеризуется максимальной прочностью связи O–O.

72. Объяснить с позиций метода валентных связей и метода молекулярных орбиталей изменение энергии диссоциации молекул в ряду F₂, Cl₂, Br₂, I₂.

73. Почему устойчив молекулярный азот? Какова кратность связи в молекуле N₂. Ответ мотивировать с позиций метода валентных связей и метода молекулярных орбиталей.

74. Почему устойчив оксид углерода (II)? Ответ мотивировать с позиций метода валентных связей и метода молекулярных орбиталей.

75. Как методом валентных связей объяснить то, что в молекулярном ионе F₂²⁺ энергия связи больше, чем в молекуле F₂?

76. Описать электронное строение молекул CO и CN с позиций МВС и ММО. Какая из молекул характеризуется большей кратностью связи?

77. Как методом МО объяснить то, что в молекулярном ионе O_2^{2+} энергия связи отличается от энергии связи в молекуле O_2 ?
78. Описать электронное строение молекул NO и CN с позиций МВС и ММО. Какая из молекул характеризуется большей кратностью связи?
79. Какая из частиц N_2 , N_2^+ или N_2^- характеризуется более высокой энергией связи? Объяснить почему.
80. Показать возможности существования следующих частиц; H_2^- , Na_2 , F_2^+ , P_2 с помощью метода молекулярных орбиталей.
81. Описать ММО электронные структуры частиц: $[CN]^-$, N_2 , NO, VN. Какова кратность связи каждой из указанных молекул?
82. Объяснить с помощью метода молекулярных орбиталей, почему отрыв одного электрона от молекулы CO приводит к ослаблению связи, а от молекулы NO к ее упрочнению.
83. В какой из частиц CN, CN^- , CN^+ энергия связи C–N будет наибольшей? Ответ подтвердить энергетическими диаграммами.
84. В какой из частиц CF, CF^+ , NF, NF^+ энергия связи между атомами будет наибольшей? Ответ подтвердить энергетическими диаграммами.
85. Как с помощью метода молекулярных орбиталей можно объяснить сходство в свойствах N_2 и CO?
86. Используя энергетические диаграммы частиц O_2^{2-} , O_2^- , O_2 , O_2^{2+} , показать, какая из них характеризуется минимальной прочностью связи O–O.
87. Объяснить с позиций ММО и МВС изменение энергии диссоциации молекул в ряду F_2 , O_2 , N_2 .
88. Почему устойчив молекулярный азот? Какова кратность связи в молекуле N_2 ? Ответ мотивировать с позиций ММО и МВС.
89. Почему устойчив оксид углерода (II)? Ответ мотивировать с позиций метода валентных связей и метода молекулярных орбиталей.
90. Молекулы N_2 , CO, BF являются изоэлектронными. Нарисовать энергетические диаграммы, указать валентность N, C, B.
91. Чем объяснить укорочение связей O – O в частицах по ряду:
- | | | | |
|--------------|-----------|---------|------------|
| O_2^{2-} , | O_2^- , | O_2 , | O_2^{2+} |
| 1,49 | 1,26 | 1,21 | 1,12 |

92. Какая из частиц NO , NO^+ или NO^- характеризуется более высокой энергией связи? Объяснить, почему.
93. Показать возможности существования следующих частиц; He^+ , B_2 , F_2^- , H_2^- с помощью метода молекулярных орбиталей.
94. Описать электронные структуры молекул F_2 , C_2 , CO , NO . Какова кратность связи каждой из указанных молекул?
95. Объяснить с помощью метода молекулярных орбиталей, почему отрыв одного электрона от молекулы CO приводит к ослаблению связи, а от молекулы NO к ее упрочнению.
96. В какой из частиц энергия связи $\text{C}-\text{N}$ будет наибольшей, CN , CN^- CN^+ ? Ответ подтвердить энергетическими диаграммами.
97. В какой из частиц CF , CF^+ , NF , NF^+ энергия связи между атомами будет наибольшей? Ответ подтвердить энергетическими диаграммами.
98. Как с помощью метода молекулярных орбиталей можно объяснить сходство в свойствах N_2 и CO ?
99. Используя энергетические диаграммы частиц O_2^{2-} , O_2^- , O_2 , O_2^{2+} , показать, какая из них характеризуется максимальной прочностью связи $\text{O}-\text{O}$.
100. Объяснить с позиций метода валентных связей и метода молекулярных орбиталей изменение энергии диссоциации молекул в ряду F_2 , O_2 , N_2 .
101. Почему устойчив молекулярный азот? Какова кратность связи в молекуле N_2 . Ответ мотивировать с позиций ММО и МВС.
102. Почему устойчив оксид углерода (II)? Ответ мотивировать с позиций метода валентных связей и метода молекулярных орбиталей.
103. Как с помощью метода молекулярных орбиталей объяснить то, что в молекулярном ионе F_2^{2+} энергия связи больше, чем в молекуле F_2 ?
104. Описать электронное строение молекул CO и CN с позиций метода валентных связей и метода молекулярных орбиталей. Какая из молекул характеризуется большей кратностью связи?
105. Как с помощью ММО объяснить то, что в молекулярном ионе O_2^{2+} энергия связи отличается от энергии связи в молекуле O_2 ?
106. Описать электронное строение молекул NO и CN с позиций ММО и МВС. Какая из них характеризуется большей

кратностью связи?

107. Какая из частиц N_2 , N_2^+ или N_2^- характеризуется более высокой энергией связи? Объяснить почему.
108. Показать возможности существования следующих частиц; H^- , Na_2 , F_2^+ , P_2 с помощью метода молекулярных орбиталей.
109. Описать электронные структуры молекул Cl_2 , C_2 , CO , BN . Какова кратность связи каждой из указанных молекул?
110. Объяснить с помощью метода молекулярных орбиталей, почему отрыв одного электрона от молекулы CO приводит к ослаблению связи, а от молекулы NO к ее упрочнению.
111. В какой из частиц CN , CN^- , CN^+ энергия связи $C-N$ будет наибольшей? Ответ подтвердить энергетическими диаграммами.
112. В какой из частиц CF , CF^+ , NF , NF^+ энергия связи между атомами будет наибольшей? Ответ подтвердить энергетическими диаграммами.
113. Как с помощью метода молекулярных орбиталей можно объяснить сходство в свойствах N_2 и CO ?
114. Используя энергетические диаграммы частиц O_2^{2-} , O_2^- , O_2 , O_2^{2+} , показать, какая из них характеризуется минимальной прочностью связи $O-O$.
115. Объяснить с позиций метода валентных связей и метода молекулярных орбиталей изменение энергии диссоциации молекул в ряду F_2 , O_2 , N_2 .
116. Почему устойчив молекулярный азот? Какова кратность связи в молекуле N_2 ? Ответ мотивировать с позиций ММО и МВС.
117. Почему устойчив оксид углерода (II)? Ответ мотивировать с позиций МВС и ММО.
118. На основании чего можно сделать вывод между плоскостной и пирамидальной молекулами BF_3 и NF_3 .
119. Сравнить строение и пространственную структуру SO_2 и CO_2 .
120. Сравнить строение и пространственную структуру SiO_2 и CO_2 .
121. Как влияет переход $N_2 \rightarrow N_2^+$ и $O_2 \rightarrow O_2^+$ на кратность и энергию связи образующегося молекулярного иона сравнительно с нейтральной молекулой?
122. Как и какие свойства молекул и изменяются при удалении

- электрона: а) со связывающей МО, б) с разрыхляющей МО?
123. Чем объясняется одноатомность молекул инертных газов.
124. Чем вызвана возможность образования иона He_2^+ и невозможность существования аналогичной молекулы He_2 .
125. Составить энергетическую диаграмму молекул гидридов: LiH , CaH_2 (ММО).
126. Составить энергетическую диаграмму молекул гидридов: NaN , BaH_2 (ММО).

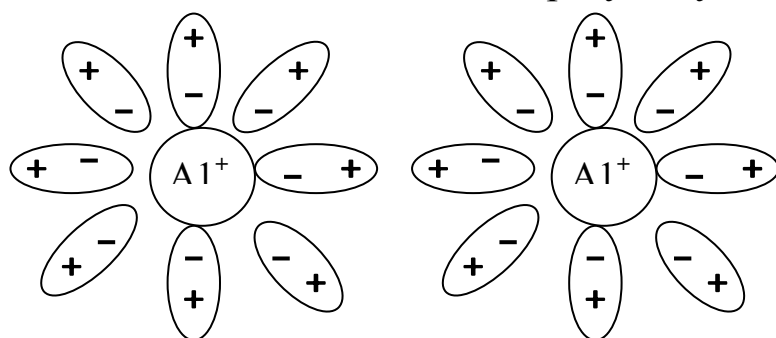
6. РАСТВОРЫ

Все смеси веществ можно подразделить по размерам частиц на две большие группы: **дисперсные системы и истинные растворы**. **Дисперсные системы** – это смеси веществ, многофазные гетерогенные системы, размеры частиц которых превышают размеры молекул и лежат в пределах $10^{-6} - 10^{-9}$ м (1-100 нм). Дисперсные системы подразделяются на грубодисперсные с размерами частиц $\sim 10^{-6}$ м и коллоидно-дисперсные с размерами частиц $\sim 10^{-7} - 10^{-9}$ м. Грубодисперсные системы подразделяют на: **суспензии, эмульсии и аэрозоли**.

Суспензиями называются смеси веществ, состоящие из твердых частиц в жидкости, нерастворимые друг в друге. При этом твердые частицы образуют взвесь, постепенно оседающую на дно под действием силы тяжести (песок-вода, томатный или сливовый сок, меловой раствор для побелки). **Эмульсиями** называются смеси нерастворимых друг в друге жидкостей, которые с течением времени расслаиваются (бензин – вода, масло в воде, эфир – вода). **Аэрозоли** – взвеси жидких или твердых частиц в газах. С течением времени расслаиваются.

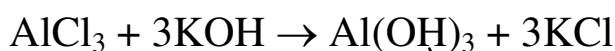
Коллоидными называются растворы с определенным размером частиц, близким к размерам молекул, и особенностью которых является неспособность к расслоению с течением времени.

Коллоидные системы образуют устойчивые гели, свойства



которых (например, вязкость) отличаются от свойств обычных растворов.

Коллоидные системы образуются при попытке осаждения нерастворимых гидроксидов металлов, например железа (III) или алюминия из растворов их солей.



↓
коллоидно-дисперсный

Это явление возникает в результате того, что поливалентные ионы металлов способны удерживать большое количество ионов OH^- или молекул воды (за счет донорно-акцепторных взаимодействий), которые являются заряженными частицами или диполями. В результате этого образуются огромные агрегаты частиц с одинаковым зарядом. Такие агрегаты отталкиваются друг от друга и это препятствует их осаждению.

Коллоидные растворы - полупрозрачные или опалесцирующие жидкости или газы (пыль в воздухе, кисель, студень, латекс, эмаль, малярная краска). Они обладают особыми свойствами лучепреломления. Так, направленный через них параллельный пучок света рассеивается, образуя конус, называемый конусом Тиндаля. В обычных однородных средах (в истинных растворах) этого не происходит.

Промежуточными соединениями между коллоидными системами и истинными растворами являются растворы полимеров (аммиачный раствор целлюлозы, водные растворы крахмала, желатина и т.п.). Такое положение они занимают благодаря размерам молекул, которые сравнимы с размерами коллоидных частиц.

Истинными растворами называются однофазные гомогенные системы или смеси веществ, размеры частиц которых составляют \sim размеров молекул (около 100 пм или $\sim 10^{-10}$ м, менее 1 нм). При этом соотношение между компонентами может быть переменным и изменяться в широких пределах.

Газовые растворы близки к смесям веществ, поскольку в газах слишком малы силы межмолекулярного взаимодействия между частицами растворенного вещества и растворителя (воздух, опочные газы, природные газы и т.п.).

Твердые растворы - чаще всего, это вещества переменного состава (бертоллиды), образуются в природе в результате замены ионов одного элемента в составе кристаллической решетки на ионы другого, близкого по свойствам или достаточно подвижного (иначе – дефект кристалла). Таким образом, возникают минералы и горные породы, например, разновидности кварца. К твердым растворам можно отнести сплавы.

Жидкие растворы - это растворы газообразных, жидких или твердых веществ в жидкостях.

Растворы, в которых отсутствуют силы межмолекулярного взаимодействия между веществом и растворителем, например, очень разбавленные $< 0,001$ моль/л растворы неэлектролитов, называются *идеальными*.

К *идеальным* относят растворы, образованные веществами, имеющими строго одинаковые размеры частиц и строго одинаковую энергию межмолекулярного взаимодействия. Компоненты при этом смешиваются как идеальные газы: предполагается, что частицы растворённого вещества и растворителя не взаимодействуют и смешиваются без выделения или поглощения теплоты. ($\Delta H=0$; $\Delta V=0$). Чем меньше концентрация растворов, тем больше они подходят по свойствам к идеальным.

Растворы, не удовлетворяющие указанным условиям, называются *реальными*.

Помимо прочего, растворы можно подразделить на *водные* и *неводные*.

6.1. Процессы растворения

Растворение - это самопроизвольный процесс диффузии молекул растворяемого вещества в растворитель и их равномерное распределение там.

При растворении происходит взаимодействие растворяемого вещества и растворителя, называемое, в общем случае, *сольватацией*. При использовании в качестве растворителя воды – *гидратацией*. Продукты взаимодействия при растворении называются, соответственно, *сольватами* или *гидратами*.

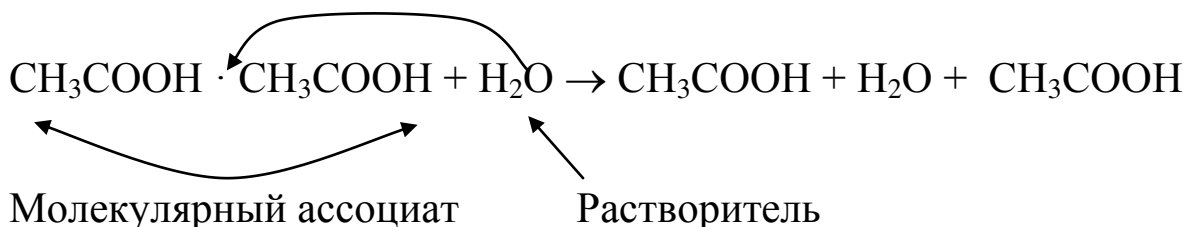
В ходе растворения выделяют три стадии:

- молекулярная диссоциация,
- сольватация (образование сольватов молекул),
- электролитическая диссоциация.

Молекулярная диссоциация – это первая стадия растворения, связанная с необходимостью разрушения агрегатов

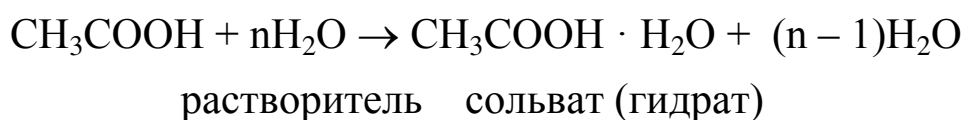
(в случае твердого вещества) или ассоциатов молекул (в жидкостях).

ПРИМЕР 1: Молекулы 100 %-й уксусной кислоты представляют собой ассоциаты, состоящие из двух частиц, связанных силами межмолекулярной водородной связи.



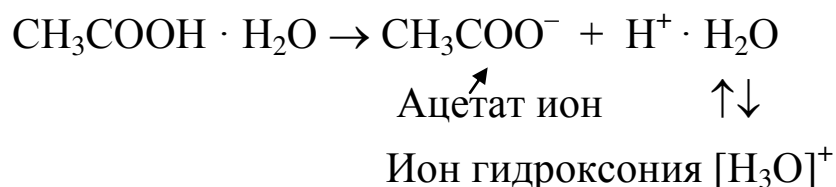
Эта стадия требует затрат энергии, так как вода разрушает ассоциативную связь. Поэтому стадия сопровождается поглощением тепла (процесс эндотермический $\Delta H^\circ_f > 0$). В зависимости от агрегатного состояния веществ величины энтальпий образования меняются в следующем порядке: $\Delta H^\circ_{f\text{газ}} < \Delta H^\circ_{f\text{жид}} < \Delta H^\circ_{f\text{тв}}$, так как на разрушение более прочных межмолекулярных связей требуется больше затрат энергии.

Образование сольватов – это вторая стадия растворения, в ходе которой образуется новый ассоциат между веществом и растворителем – сольват (гидрат). Поскольку этот процесс энергетически выгодный – он сопровождается выделением избытка тепла (экзотермический процесс, при котором $\Delta H^\circ_f < 0$).



Многие процессы растворения заканчиваются на этой стадии, так как сольваты молекул достаточно прочны и произошло полное распределение частиц вещества между молекулами растворителя. Такие растворы называются ***растворами неэлектролитов***. К их числу относят, чаще всего, растворы органических соединений, такие как водные растворы сахаров, эфиров, некоторых спиртов и т.п.

Значительная часть неорганических соединений подвергается третьей стадии растворения, которая называется **электролитической диссоциацией**. Это эндотермический процесс ($\Delta H^\circ_f > 0$) разрушения сольватов с образованием ионов.



Если процесс растворения протекает по трем ступеням, в ходе которых образуются ионы, полученный раствор *называется раствором электролита*.

Тепловой эффект процесса растворения складывается из тепловых эффектов всех стадий: $\Delta H^\circ_{f\text{СОЛЬВАТАЦИИ}} = \sum \Delta H^\circ_{fi}$. При этом процесс растворения газов происходит, как правило, при понижении температуры, а твердых веществ – при повышении температуры.

Тепловой эффект растворения жидкости зависит от прочности межмолекулярных связей в ассоциатах.

Водные растворы электролитов – это системы, в которых вещества способны диссоциировать на ионы и, таким образом, проводить электрический ток. Все электролиты характеризуются *степенью диссоциации* (α), которая определяется отношением числа ионов, подвергшихся диссоциации, к общему числу растворенных молекул. Поскольку ионы образуются только в ходе реакции диссоциации, их количество можно назвать как количество прореагировавших частиц в единице объема ΔC моль/л, а число растворенных молекул как $C_{\text{исх}}$, тогда $\alpha = \Delta C / C_{\text{исх}}$.

Если $[C]$ – концентрация непродиссоциировавших частиц, установившаяся при равновесии (равновесная концентрация моль/л), то между концентрациями существует зависимость

$$C_{\text{исх}} = [C] + \Delta C,$$

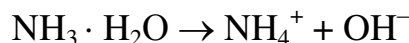
откуда следует, что $\alpha = (C_{\text{исх}} - [C]) / C_{\text{исх}}$.

Электролит будет называться *сильным*, если в ионы превратятся практически все растворенные молекулы ($[C] = 0$), а значит $\Delta C = C_{\text{исх}}$, следовательно $\alpha \approx 1$.

Электролит будет *слабым*, если количество ионов в растворе значительно меньше, чем число растворенных молекул. Принято считать слабыми электролитами такие, у которых $\alpha \ll 1$ ($\sim 0,001$). Реакция диссоциации слабого электролита – это

равновесный процесс, поэтому все слабые электролиты принято характеризовать константой равновесия, которая для водных растворов разбавленных электролитов называется **константой диссоциации** (K_D). Значения констант диссоциации разбавленных водных растворов слабых кислот и оснований приводятся в справочниках химика (см. также, *Приложение 4*).

ПРИМЕР 2:



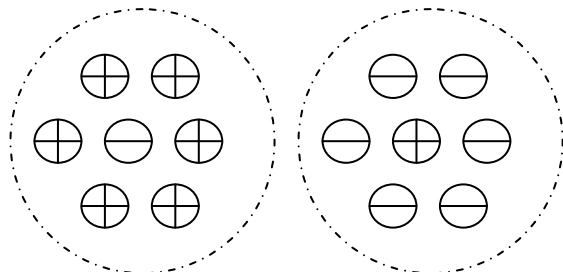
$$K_D = [\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-] / [\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}] = 1,8 \cdot 10^{-5}.$$

Некоторые сильные электролиты также характеризуются величинами констант диссоциации, но поскольку их диссоциация практически полностью смещена в сторону продуктов реакции, значения констант могут принимать очень большие значения. Пользуясь величинами констант диссоциации электролитов, можно оценить также силу электролита. Считается, что значения $\sim 10^{-1}$ соответствуют электролитам средней силы, к ним относят, например, водные растворы H_2SO_3 .

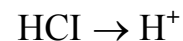
6.2. Сильные электролиты

Принято считать, что *сильные электролиты* существуют в растворах только в виде ионов, однако при распаде на ионы общее количество частиц в растворе резко возрастает, так как оно складывается из числа непродиссоциировавших ионов и общего числа ионов:

$$[C] + n \cdot \Delta C = C_{\text{исх}} - \alpha C_{\text{исх}} + n \cdot \alpha C_{\text{исх}}, \text{ где } n - \text{количество ионов.}$$



ПРИМЕР 1:



+ Cl⁻

для данной реакции $\alpha = 1$, $n = 2$, следовательно, общее число частиц определяется как

$$C_{\text{исх}} - C_{\text{исх}} + 2C_{\text{исх}} = 2C_{\text{исх}}.$$

В трехионной молекуле общее число частиц будет равно $3C_{\text{исх}}$, в четырехионной $4C_{\text{исх}}$ и т.д.

Большое количество заряженных частиц в растворе создает условия для их взаимодействия, так как каждая из них может быть окружена большим количеством частиц другого заряда.

В результате такого соседства между новыми ассоциатами также могут возникнуть взаимодействия и, следовательно, образуются новые частицы. При определении свойств растворов, таких, как $t_{\text{КИПЕНИЯ}}$ или $t_{\text{ЗАМЕРЗАНИЯ}}$, оказывается, что истинное значение концентрации электролита в растворе отличается от теоретического.

Для того чтобы отразить все многообразие взаимодействия заряженных частиц в растворе: гидратация, взаимное притяжение разноименно заряженных частиц, образования малоподвижных ассоциатов, используется понятие **активности ионов**.

Активность – это доля общего числа ионов, которое влияет на свойства растворов: электропроводность, осмотическое давление, давление пара над раствором, температура кипения и замерзания и т.д.

Активность ионов сильного электролита пропорциональна молярной концентрации (C_m) растворенного вещества, а в сильноразбавленных растворах также и молярной концентрации (C_M), поскольку значения этих концентраций становятся близкими по значениям. Можно записать $a \sim C_M$ или $a = \gamma \cdot C_M$, где γ - коэффициент пропорциональности, зависящий от силы взаимодействия ионов в растворе сильного электролита, называемый **коэффициентом активности**.

Активность ионов зависит не только от их концентрации, но и от концентрации других ионов, присутствующих в растворе. Суммарное влияние различных ионов в растворе на их активность каждого из них можно выразить с помощью понятия **ионная сила раствора (μ)**. Она зависит от концентрации всех присутствующих ионов и их заряда (z_i).

$$\mu = \frac{1}{2} (C_{M1} z_1^2 + C_{M2} z_2^2 + \dots + C_{Mi} z_i^2).$$

Зависимость между коэффициентом активности и ионной силой раствора имеет вид

$$\lg \gamma = - \frac{0,5 \cdot z_i^2 \sqrt{\mu}}{1 + \sqrt{\mu}}.$$

При этом формулы для расчета ионной силы раствора и коэффициента активности значительно упрощаются, если раствор сильно разбавлен ($C_M < 0,001$ моль/л), не содержит посторонних примесей и состоит из определенного числа ионов.

ПРИМЕР 2:

1. Сильноразбавленные растворы имеют ионную силу $\mu < 0,001$, следовательно, при расчете коэффициента активности γ можно пренебречь

знаменателем:
$$\lg \gamma = -\frac{0,5 \cdot z_i^2 \sqrt{\mu}}{1}, \text{ так как } 1 \gg \sqrt{10^{-3}}.$$

2. При отсутствии в растворе посторонних примесей ионная сила двухионных растворов типа HCl, KOH и т.п. численно равна исходной концентрации, поскольку равны концентрации их ионов в растворе:



$$\mu = \frac{1}{2} (C_{M\text{H}^+} \cdot 1^2 + C_{M\text{Cl}^-} \cdot 1^2) = C_{M\text{HCl}}.$$

Для трехионных растворов, таких как H_2SO_4 , CaCl_2 и т.п., ионная сила равна трем концентрациям: $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$

$$\mu = \frac{1}{2} (2 \cdot C_{M\text{H}^+} \cdot 1^2 + C_{M\text{SO}_4^{2-}} \cdot 2^2) = 3 C_{M\text{H}_2\text{SO}_4}.$$

Для четыреионных растворов, таких как AlCl_3 , ионная сила равна шести концентрациям: $\text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3\text{Cl}^-$

$$\mu = \frac{1}{2} (3 \cdot C_{M\text{Cl}^-} \cdot 1^2 + C_{M\text{Al}^{3+}} \cdot 3^2) = 6 C_{M\text{AlCl}_3}.$$

Для бинарных двухзарядных электролитов, подобных CuSO_4 , ионная сила равна четырем концентрациям.

3. Если в состав раствора входят смеси сильных и слабых электролитов, то концентрацией слабого электролита при расчете ионной силы обычно пренебрегают, так как полученные произведения этих концентраций на квадрат валентности их ионов значительно меньше аналогичных произведений для сильного электролита.

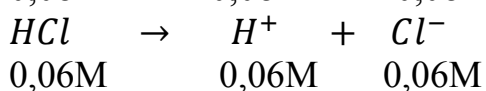
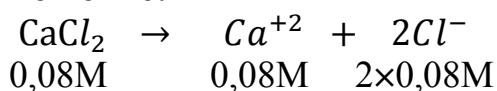
Ионная сила раствора μ								
Заряд ионов	0,001	0,002	0,005	0,01	0,02	0,05	0,1	0,2
Коэффициент активности γ								
± 1	0,97	0,95	0,93	0,90	0,87	0,81	0,76	0,70
± 2	0,87	0,82	0,74	0,66	0,57	0,44	0,33	
± 3	0,73	0,64	0,51	0,39	0,28	0,15	0,08	
± 4	0,56	0,45	0,30	0,1973	0,10	0,04	0,01	

При одной и той же ионной силе раствора коэффициент активности ионов зависит также от его заряда. Ионы с более высоким зарядом обладают повышенной способностью к образованию ионных пар или ионных ассоциатов и поэтому их коэффициенты снижаются. При расчётах можно воспользоваться приближенными значениями средних коэффициентов активности f для ионов с различным зарядом в зависимости от ионной силы раствора.

ПРИМЕР 3:

Определить чему равна ионная сила раствора и активность ионов в 0,08М растворе CaCl_2 , содержащем кроме того 0,06М HCl .

Решение:



$$\mu = 3C_{\text{CaCl}_2} + C_{\text{HCl}} = 3 \cdot 0,08 + 0,06 = 0,3$$

Для Ca^{2+}

$$\lg \gamma = -\frac{0,5 \cdot 2^2 \sqrt{0,3}}{1 + \sqrt{0,3}} = -0,71; \gamma = 0,19$$

Для H^+, Cl^-

$$\lg \gamma = -\frac{0,5 \cdot 2^2 \sqrt{0,3}}{1 + \sqrt{0,3}} = -0,18; \gamma = 0,67$$

$$a_{\text{Ca}^{+2}} = 0,08 \cdot 0,19 = 1,5 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л}$$

$$a_{\text{H}^+} = 0,06 \cdot 0,67 = 4 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л}$$

$$a_{\text{Cl}^-} = (0,08 \cdot 2 + 0,06) \cdot 0,67 = 1,4 \cdot 10^{-1} \text{ моль/л}$$

ПРИМЕР 4:

Чему равна активная концентрация ионов Ag^+ , Al^{+3} и NO_3^- в растворе, содержащем 0,5 г AlCl_3 и 0,2 г AgNO_3 и 500 г H_2O .

Решение: Рассчитаем молярную концентрацию ($C_m = \text{моль}/1000\text{г } \text{H}_2\text{O}$) ионов Ag^+

$$M_{\text{AlCl}_3} = 133,5 \text{ г/моль}$$

$$M_{\text{AgNO}_3} = 170 \text{ г/моль}$$

$$C_m(\text{AlCl}_3) = \frac{0,5 \cdot 1000}{500 \cdot 133,5} = 0,007 \text{ моль/1000 г H}_2\text{O}$$

$$C_m(\text{AgNO}_3) = \frac{0,5 \cdot 1000}{500 \cdot 170} = 0,0024 \text{ моль/1000 г H}_2\text{O}$$

$$\mu = C_{\text{AlCl}_3} + C_{\text{AgNO}_3} = 6 \cdot 0,0075 + 0,0024 \approx 0,05$$

$$\gamma_{\text{Al}^{+3}} = 0,15; \gamma_{\text{Cl}^-, \text{Ag}^+, \text{NO}_3^-} = 0,81$$

$$a_{\text{Al}^{+3}} = 0,0075 \cdot 0,15 = 1,12 \cdot 10^{-3} \text{ моль/1000 г H}_2\text{O}$$

$$a_{\text{Cl}^-} = 3 \cdot 0,0075 \cdot 0,81 = 1,8 \cdot 10^{-2} \text{ моль/1000 г H}_2\text{O}$$

$$a_{\text{NO}_3^-} = 0,0024 \cdot 0,81 = 1,9 \cdot 10^{-3} \text{ моль/1000 г H}_2\text{O}$$

$$a_{\text{Ag}^+} = 0,0024 \cdot 0,81 = 1,9 \cdot 10^{-3} \text{ моль/1000 г H}_2\text{O}$$

ПРИМЕР 5:

Определить ионную силу и активность ионов в 0,1 % -м (по массе) растворе Na_3PO_4 . Плотность раствора принять за единицу.

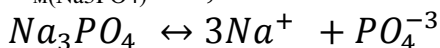
Решение: Определим молярную концентрацию $C_m = \text{моль/л}$ 0,1 %-го раствора Na_3PO_4

$$M_{\text{Na}_3\text{PO}_4} = 174 \text{ г/моль}$$

$$\omega = \frac{m_{\text{в-ва}}}{V \cdot \rho} \cdot 100\% ; m_{\text{в-ва}} = \frac{\omega \cdot V \cdot \rho}{100} = \frac{1 \cdot 1000 \cdot 1}{100} = 1 \text{ г}$$

$$v_{\text{моль}} = \frac{m}{M_{\text{Na}_3\text{PO}_4}} = \frac{1}{174} = 0,0056 \text{ моль}$$

$$C_m(\text{Na}_3\text{PO}_4) = 0,0056 \text{ моль/л}$$



$$\mu = 6 \cdot C_{\text{Na}_3\text{PO}_4} = 6 \cdot 0,0056 = 0,03$$

$$\gamma_{\text{Al}^{+3}} = 0,24; \gamma_{\text{Na}^+} = 0,81$$

$$a_{\text{PO}_4^{3-}} = 0,0056 \cdot 0,24 = 1,4 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л}$$

$$a_{\text{Na}^+} = 3 \cdot 0,0056 \cdot 0,85 = 5,4 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л}$$

Задания к разделу 6.2

1. Рассчитать активную концентрацию хлорида кальция в водном растворе, содержащем 0,925 г CaCl_2 в 500 г воды.
2. Определить средний коэффициент активности ионов серебра в водном растворе, в котором в 1000 г воды растворено 0,01 моля AgNO_3 .
3. Рассчитать ионную силу раствора и активность ионов H_2SO_4 , молярная концентрация которого равна 0,03 моль/1000 г H_2O .
4. Определить ионную силу раствора, содержащего 1,5 г $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ в 250 г воды.

5. Вычислить значение активности ионов K^+ и PO_4^{3-} в 0,01 М растворе K_3PO_4 .
6. Найти приближенные значения коэффициентов активности ионов Cl^- , HPO_4^{2-} , PO_4^{3-} в растворе с ионной силой 0,0001.
7. Вычислить активность ионов Ca^{2+} и NO_3^- в 0,05 М растворе $Ca(NO_3)_2$, содержащем, кроме того, 0,05 моль/л HNO_3 .
8. Вычислить ионную силу и активность ионов в 1 %-м растворе Na_2SO_4 .
9. Вычислить ионную силу и активность ионов в 0,12 Н растворе $Fe_2(SO_4)_3$, содержащем, кроме того, 0,01 моль/л H_2SO_4 .
10. Вычислить ионную силу и активность ионов в 0,1 %-м (по массе) растворе $Fe_2(SO_4)_3$. Плотность раствора принять равной единице.
11. Вычислить ионную силу и активность ионов в растворе, содержащем 0,01 моль/л $MgSO_4$ и 0,01 моль/л $BaCl_2$.
12. Рассчитать активность иона водорода в 0,005 Н растворе HCl , содержащем, кроме того, 0,2 моль/л $NaCl$.
13. Рассчитать активную концентрацию фосфата натрия в водном растворе, содержащем 0,4 г Na_3PO_4 и 200 г H_2O .
14. Вычислить активные концентрации ионов Fe^{3+} , Ca^{2+} и NO_3^- в растворе, содержащем 0,02 моля $Fe(NO_3)_3$ и 0,02 моля $Ca(NO_3)_2$ в 1000 г воды.
15. Вычислить значения a и μ OH^- в 0,01 Н $NaOH$, считая $\gamma_{OH^-} = 0,8$.
16. Определить средний коэффициент активности ионов OH^- в растворе, содержащем 1,0 г $NaOH$ в 150 г H_2O .
17. Определить средний коэффициент активности ионов сульфата хрома в водном растворе, моляльная концентрация которого 0,01 моль/1000 г H_2O .
18. Вычислить активные концентрации сульфата меди и сульфата калия в растворе, содержащем 1,3 г $CuSO_4$ и 0,5 г K_2SO_4 в 500 г воды.
19. Вычислить ионную силу растворов и активность ионов; а) 0,05 М $AgNO_3$; б) $1,3 \cdot 10^{-2}$ М $BaCl_2$; в) $2,5 \cdot 10^{-2}$ М $MgSO_4$.
20. В 1 л раствора содержится по 0,01 моля $AlCl_3$ и Na_3PO_4 . Вычислить ионную силу раствора и активность ионов. Как изменятся μ и активность ионов после добавления к раствору 1 л воды?

21. Чему равна активность ионов Ag^+ , Al^{3+} и NO_3^- в растворе, содержащем 0,5 г $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ и 0,2 г AgNO_3 в 500 г H_2O ?
22. Раствор содержит $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, HCl , CH_3COONa , соответственно, в количестве 0,005, 0,001 и 0,0005 моля в 500 г воды. Рассчитать активную концентрацию каждого из электролитов в этом растворе.
23. Определить средний коэффициент активности ионов сульфата хрома в водном растворе, C_M которого 0,3 моль/л.
24. Рассчитать активную концентрацию хлорида магния в водном растворе, содержащем 0,3 г MgSO_4 в 1000 г H_2O .
25. Рассчитать активность иона водорода в 0,005 Н растворе HNO_3 , содержащем, кроме того, 0,1 моль/л NaNO_3 .
26. Определить ионную силу раствора, содержащего 0,4 моль/л AlCl_3 , 0,3 моль/л CuCl_2 , 0,2 моль/л ZnSO_4 , 0,1 моль/л CuCl_2 .
27. Найти приближенные значения коэффициентов активности ионов Cl^- , Ca^{2+} и NO_3^- в растворе с ионной силой 0,0001.
28. Вычислить ионную силу и активность ионов в 2 %-м K_2SO_3 .
29. Вычислить ионную силу и активность ионов в 0,10 Н растворе $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, содержащем, кроме того, 0,02 моль/л H_2SO_4 .
30. Вычислить ионную силу и активность ионов в 0,1 %-м (по массе) растворе Fe_2S_3 . Плотность раствора принять равной единице.
31. Вычислить ионную силу и активность ионов в растворе, содержащем 0,02 моль/л MgSO_4 и 0,03 моль/л BaCl_2 .
32. Рассчитать активность иона водорода в 0,005Н растворе HCl , содержащем, кроме того, 0,2 моль/л NaCl .
33. Рассчитать активную концентрацию фосфата натрия в водном растворе, содержащем 0,3 г Na_3PO_4 и 200 г H_2O .
34. Вычислить активные концентрации ионов Fe^{3+} , Ca^{2+} и NO_3^- в растворе, содержащем 0,02 моля $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ и 0,02 моля $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ в 3000 г воды.
35. Вычислить значения a и μ OH^- в 0,02 Н NaOH , считая $\gamma_{\text{OH}^-} = 0,8$.
36. Определить средний коэффициент активности ионов OH^- в растворе, содержащем 4,0 г NaOH в 350 г H_2O .
37. Определить средний коэффициент активности ионов сульфата хрома в водном растворе, моляльная концентрация которого 0,04 моль/1000 г H_2O .

38. Вычислить активность ионов CuSO_4 и сульфата калия в растворе, содержащем 1,3 г CuSO_4 и 0,5 г H_2SO_4 в 500 г воды.
39. Вычислить активность ионов Cd^{2+} и NO_3^- в 0,07 М растворе $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$, содержащем, кроме того, 0,05 моль/л HNO_3 .
40. Раствор содержит $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2$, HI , CH_3COONa , соответственно, в количестве 0,005, 0,001 и 0,0005 моля в 500 г воды. Рассчитать активную концентрацию каждого из электролитов в этом растворе.
41. Вычислить ионную силу растворов и активность ионов: а) 0,02 М AgNO_3 ; б) $1,8 \cdot 10^{-2}$ М CaCl_2 ; в) $4,0 \cdot 10^{-2}$ М MgSO_4 .
42. Рассчитать активную концентрацию фосфата натрия в водном растворе, содержащем 0,4 г Na_3PO_4 и 300 г H_2O .

6.3. Слабые электролиты

Степень диссоциации (α) слабого электролита много меньше единицы, поэтому в растворе устанавливается равновесие между ионами и молекулами растворенного вещества.

К слабым электролитам можно отнести некоторые кислоты: уксусную – CH_3COOH , угольную – H_2CO_3 , сероводородную – H_2S , сернистую – H_2SO_3 , азотистую – HNO_2 , ортофосфорную – H_3PO_4 и др.; основания, образованные р- и d-элементами, а также гидроксид аммония и воду.

Так, диссоциация уксусной кислоты соответствует уравнению:



Равновесные концентрации ее частиц можно записать в виде: $[\text{CH}_3\text{COOH}]$, $[\text{CH}_3\text{COO}^-]$, $[\text{H}^+]$ и выразить их через величину α : $[\text{CH}_3\text{COOH}] = C_{\text{исх}} - \alpha \cdot C_{\text{исх}}$. $[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}^+] = \alpha \cdot C_{\text{исх}}$, то есть это доля прореагировавшего вещества ΔC .

Подставив эти значения в выражение для расчета константы равновесия или диссоциации, получим (см. Приложение 4):

$$K_{\text{д}} = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{\alpha \cdot C_{\text{исх}} \cdot \alpha \cdot C_{\text{исх}}}{C_{\text{исх}} - \alpha \cdot C_{\text{исх}}} = \frac{\alpha^2 \cdot C_{\text{исх}}^2}{C_{\text{исх}} \cdot (1 - \alpha)},$$

$$K_{\text{д}} = \frac{\alpha^2 \cdot C_{\text{исх}}}{1 - \alpha}.$$

Если электролит очень слабый, то есть его константа диссоциации $< 0,001$, то отношение его исходной концентрации к величине константы $C_{\text{исх}} / K_{\text{д}}$ будет больше, либо равно 100, тогда величиной степени диссоциации в знаменателе можно пренебречь, и зависимость степени диссоциации от концентрации растворенного электролита примет вид

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_{\text{д}}}{C_{\text{исх}}}}.$$

Данное выражение носит название «Закон разбавления Оствальда»: *При разбавлении раствора слабого электролита в 100 раз степень диссоциации возрастает в 10 раз.*

Если же отношение $C_{\text{исх}} / K_{\text{д}} < 100$, то есть электролит средней силы, то упростить выражение

$$K_{\text{д}} = \alpha^2 \cdot C_{\text{исх}} / (1 - \alpha)$$

нельзя, а рассчитывать величину α необходимо по квадратному уравнению

$$\alpha^2 \cdot C_{\text{исх}} + K_{\text{д}} \cdot \alpha - K_{\text{д}} = 0.$$

Учитывая вышеизложенные преобразования концентраций, можно вывести формулу зависимости концентрации ионов в растворе слабого электролита от исходной концентрации растворенного вещества:

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}^+] = \alpha \cdot C_{\text{исх}}, \text{ а}$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = C_{\text{исх}} - \alpha \cdot C_{\text{исх}} = C_{\text{исх}} - [\text{H}^+], \text{ следовательно}$$

$$K_{\text{д}} = [\text{H}^+]^2 / (C_{\text{исх}} - [\text{H}^+]).$$

(Для слабого основания вместо концентрации ионов водорода в формуле будет стоять концентрация гидроксильных групп). Аналогично предыдущему случаю, если $C_{\text{исх}} / K_{\text{д}} > 100$ (очень слабый электролит), выражение можно упростить, так как концентрация ионов водорода окажется малой по сравнению с единицей:

$$K_{\text{д}} = [\text{H}^+]^2 / C_{\text{исх}}, \text{ откуда } [\text{H}^+] = \sqrt{K_{\text{д}} \cdot C_{\text{исх}}}.$$

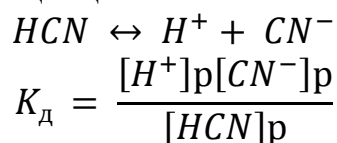
Для электролита средней силы, рассчитать концентрацию $[\text{H}^+]$ можно по квадратному уравнению:

$$[\text{H}^+]^2 + K_{\text{д}} \cdot [\text{H}^+] - K_{\text{д}} \cdot C_{\text{исх}} = 0.$$

ПРИМЕР 1: Вычислить концентрацию ионов $[H^+]$, α в 0,1М растворе цианистоводородной кислоты константа диссоциации которой $K_d = 4,93 \cdot 10^{-10}$ (при 25°C)

Решение: Напишем уравнение электролитической диссоциации и выражение константы диссоциации.

В этом разделе
убрать индексы
«р» из ур-ний



В выражении константы диссоциации все величины представлены через концентрации $[H^+]$ и C_{HCN} . В растворе цианистоводородная кислота присутствует частично в форме недиссоциированных молекул HCN, частично она продиссоциировала и существует в виде ионов CN^-

Отсюда: $C_{HCN} = [HCN] + [CN^-]$, где C_{HCN} – исходная концентрация
 $[HCN] = C_{HCN} - [CN^-]$

Из уравнения диссоциации видно, что $[H^+] = [CN^-]$, подставим эти выражения в уравнение константы диссоциации

$$K_d = \frac{[H^+]^2}{C_{HCN}}, \text{ т.к.}$$

$\frac{C_{исх}}{K_d} > 100 \rightarrow \frac{10^{-1}}{4,93 \cdot 10^{-10}} > 100$, то выражение константы диссоциации можно упростить

$$K_d = \frac{[H^+]^2}{C_{HCN}}, \text{ а}$$

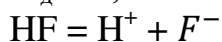
$$[H^+] = \sqrt{K_d \cdot C_{HCN}} = \sqrt{4,93 \cdot 10^{-10} \cdot 0,1} = 7,02 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л}$$

$$\alpha = \frac{[H^+]}{C_{HCN}} = \frac{7,02 \cdot 10^{-5}}{10^{-1}} = 7,02 \cdot 10^{-4} (0,07\%).$$

ПРИМЕР 2: Вычислить концентрацию водородных ионов $[H^+]$, α в 0,001М растворе фтороводородной кислоты, константа диссоциации которой

$$K_d = 6,6 \cdot 10^{-4}$$

Решение:



$$K_d = \frac{[H^+][F^-]}{[HF]} = \frac{[H^+]^2}{C_{HF} - [H^+]}$$

В данном случае $\frac{C_{исх}}{K_d} = \frac{10^{-3}}{6,6 \cdot 10^{-4}} < 100$, поэтому

$$[H^+]^2 + K_d[H^+] - K_d \cdot C_{исх} = 0$$

$$[H^+] = \frac{-K_d + \sqrt{K_d^2 + 4K_d \cdot C_{исх}}}{2};$$

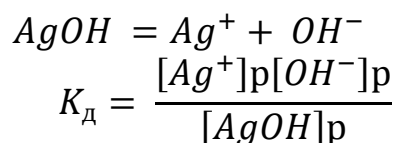
$$[H^+] = \frac{-6,6 \cdot 10^{-4} + \sqrt{(6,6 \cdot 10^{-4})^2 + 4 \cdot 6,6 \cdot 10^{-4} \cdot 0,001}}{2}$$

$$= 3,065 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л}$$

$$\alpha = \frac{[H^+]p}{C_{HF}} = \frac{3,065 \cdot 10^{-5}}{10^{-3}} = 3,06 \cdot 10^{-2} (3\%)$$

ПРИМЕР 3: Вычислить концентрацию ионов $[OH^-]$, α 0,1М растворе гидроксида серебра, константа диссоциации которого $K_d = 5.0 \cdot 10^{-3}$ при (25°C)

Решение:



Из уравнения диссоциации следует:

$$[Ag^+]p = [OH^-]p,$$

$$[AgOH]p = [C_{AgOH} - [Ag^+]p],$$

$$K_d = \frac{[OH^-]^2 p}{C_{AgOH} - [OH^-]p};$$

$$\frac{C_{исх}}{K_d} = \frac{0,1}{5 \cdot 10^{-3}} > 100, \quad \text{следовательно:}$$

$$K_d = \frac{[OH^-]^2 p}{C_{AgOH}};$$

$$[OH^-]p = \sqrt{K_d \cdot C_{AgOH}} = \sqrt{5,0 \cdot 10^{-3} \cdot 0,1} = 2,2 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л}$$

$$\alpha = \frac{[OH^-]p}{C_{AgOH}} = \frac{2,2 \cdot 10^{-2}}{10^{-1}} = 2,2 \cdot 10^{-1} (22\%) \quad 0,22$$

Задания к разделу 6.3

1. Найти степень диссоциации сероводородной кислоты по первой ступени в 0,1 М растворе.
2. Вычислить степень диссоциации гидроксида аммония в 1 Н растворе, если в 1 л этого раствора содержится $6,045 \cdot 10^{23}$ растворенных частиц.
3. Степень диссоциации уксусной кислоты в 1 Н, 0,1 Н, 0,01 Н растворах соответственно равна 0,42; 1,34; 4,25 %. Вычислить K_d уксусной кислоты для растворов указанных концентраций. Зависит ли K_d от концентрации CH_3COOH ?
4. Степень диссоциации слабой одноосновной кислоты в 0,1 Н растворе равна 0,05. Вычислить значения K_d и $[H^+]$ для этого раствора.

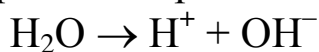
5. Какова концентрация водородных ионов H^+ в 1 Н HCN? Сколько моль ионов CN^- содержится в 1,5 л указанного раствора?
6. Определить степень диссоциации и концентрацию ионов OH^- в 0,1 Н NH_4OH .
7. Вычислить степень диссоциации азотистой кислоты в ее 0,01 М растворе и концентрацию ионов водорода.
8. В растворе бензойной кислоты C_6H_5COOH концентрация ионов водорода $3 \cdot 10^{-3}$ моль/л. Вычислить концентрацию этого раствора (моль/л; г/л), если $K_d = 6,1 \cdot 10^{-5}$.
9. Вычислить степень диссоциации уксусной кислоты в 0,01 Н растворе, если известно, что в 500 мл этого раствора содержится $3,13 \cdot 10^{21}$ частиц (молекул и ионов).
10. Вычислить концентрацию нитрит-ионов и ионов H^+ в 0,47 %-м растворе азотистой кислоты ($\rho = 1,0$ г/см³).
11. Концентрация ионов водорода в 0,1 М растворе борной кислоты составляет $7,6 \cdot 10^{-6}$. Вычислить константу первой стадии диссоциации кислоты.
12. Какой объем воды необходимо добавить к 500 мл 0,1 Н раствора уксусной кислоты, чтобы степень диссоциации ее увеличилась в 2 раза?
13. Имеются 0,1-молярные растворы муравьиной и уксусной кислот. В каком растворе концентрация ионов водорода больше и во сколько раз?
14. Константа диссоциации масляной кислоты C_3H_7COOH $1,5 \cdot 10^{-5}$. Вычислить степень ее диссоциации в 0,005 М растворе.
15. Найти степень диссоциации хлорноватистой кислоты в 0,2 Н растворе.
16. Степень диссоциации муравьиной кислоты $HCOOH$ в 0,2 Н растворе равна 0,03. Определить константу диссоциации кислоты и значение pK .
17. Степень диссоциации угольной кислоты H_2CO_3 по первой ступени в 0,1 Н растворе равна $2,11 \cdot 10^{-3}$. Вычислить K_1 .
18. Чему равна концентрация ионов водорода в водном растворе муравьиной кислоты, если $\alpha = 0,03$?
19. Вычислить $[H^+]$ в 0,02 М растворе сернистой кислоты. Диссоциацией кислоты во второй ступени пренебречь.
20. Степень первичной диссоциации ортофосфорной кислоты в 0,1 М растворе равна 27 %. Вычислить $[H_2PO_4^-]$ в моль/л и г/л.

21. Вычислить концентрацию OH^- ионов в моль/л и г/л в 0,5 Н растворе NH_4OH ; концентрацию раствора NH_4OH в моль/л, при которой $\alpha = 4 \%$.
22. Вычислить степень электролитической диссоциации растворов уксусной кислоты: а) 0,5 М; б) 0,2 Н; в) 0,001 Н.
23. В 0,1 М растворе HNO_2 $[\text{H}^+] = 0,0068$ моль/л. Вычислить константу диссоциации азотистой кислоты.
24. В растворе бензойной кислоты $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ $[\text{H}^+] = 5 \cdot 10^{-3}$ моль/л. Вычислить концентрацию раствора в моль/л и г/л ($K_{\text{д}} = 6,1 \cdot 10^{-5}$).
25. Определить степень диссоциации и концентрацию ионов OH^- в 10^{-6} Н $\text{Mg}(\text{OH})_2$.
26. Определить величины $K_{\text{д}}$ и $[\text{H}^+]$ для 0,01 М раствора слабой одноосновной кислоты, степень диссоциации которой равна 0,01. Как изменятся вышеперечисленные параметры после разбавления раствора в десять раз?
27. Определить степень диссоциации и концентрацию ионов OH^- в 10^{-6} Н $\text{Pb}(\text{OH})_2$.
28. Найти степень диссоциации угольной кислоты по первой ступени в 0,01 М растворе.
29. Степень диссоциации слабой одноосновной кислоты в 0,01 Н растворе равна 0,01. Вычислить значения $K_{\text{д}}$ и $[\text{H}^+]$ для этого раствора.
30. Какова концентрация водородных ионов H^+ в 0,1 Н HSCN ? Сколько моль ионов SCN^- содержится в 2 л указанного раствора?
31. Вычислить степень диссоциации и концентрацию ионов водорода в 0,01 М растворе метаборной кислоты.
32. Вычислить концентрацию формиат-ионов и ионов H^+ в 0,6 %-м растворе муравьиной кислоты ($\rho = 1,0$ г/см³).
33. Какой объем воды необходимо добавить к 300 мл 0,2 Н раствора хлорноватистой кислоты, чтобы степень диссоциации ее увеличилась в 2 раза?
34. Имеются 0,01-молярные растворы муравьиной и уксусной кислот. Какова концентрация водородных ионов H^+ в этих растворах?
35. Найти степень диссоциации хлорноватистой кислоты 0,01 Н растворе. Какова концентрация водородных ионов H^+ в растворе?

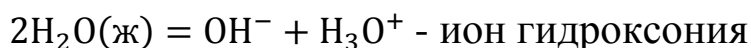
36. Степень диссоциации одноосновной кислоты в 0,1 Н растворе равна 0,05. Определить значения K_d и pK_d кислоты.
37. Степень диссоциации двухосновной кислоты по первой ступени в 0,05 Н растворе равна $4 \cdot 10^{-3}$. Вычислить K_1 кислоты.
38. Чему равна концентрация ионов водорода в водном растворе плавиковой кислоты, если $\alpha = 0,04$?
39. Вычислить $[H^+]$ в 0,01 М растворе селенистой кислоты. Диссоциацией кислоты во второй ступени пренебречь.
40. Определить степень диссоциации и концентрацию ионов OH^- в 10^{-6} Н $Zn(OH)_2$.
41. Концентрация ионов водорода в 0,1 М растворе трехосновной кислоты составляет $8 \cdot 10^{-6}$. Вычислить константу первой стадии диссоциации кислоты.
42. Во сколько раз уменьшится концентрация ионов водорода, если к 1 л 0,006 М раствора уксусной кислоты добавить 0,05 моля ацетата натрия?

6.4. Ионное произведение воды

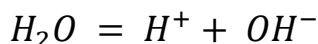
Вода – амфолит, т.е. диссоциирует с образованием H^+ и OH^- , далее идёт процесс гидратации протона



т.е.



Обычно всю сложную совокупность равновесий, существующую между молекулами, условно записывают в краткой форме:



Константа равновесия этого процесса при 25°C равна:

$$K = \frac{a_{H^+} \cdot a_{OH^-}}{a_{H_2O}}, \text{ где}$$

a_{H^+} , a_{OH^-} - активная концентрация.

Для воды и её растворов произведение концентраций водородных и гидроксильных ионов – величина постоянная при

данной температуре. Она называется ионным произведением воды $K_{\omega} = 1 \cdot 10^{-14}$ моль/л при 25°C.

Постоянство ионного произведения воды означает, что в любом водном растворе (нейтральном, кислом или щелочном) всегда присутствуют оба вида ионов и водородные, и гидроксильные. Характер среды определяется теми ионами, концентрация которых больше.

В случае, если $[H^+] = [OH^-] = \sqrt{1 \cdot 10^{-14}} = 1 \cdot 10^{-7}$ моль/л, среда нейтральная.

Если $[H^+] > 10^{-7}$ – среда щелочная.

Если $[H^+] < 10^{-7}$ – среда кислая.

На практике для удобства пользуются водородным (рН) и гидроксильным (рОН) – показателем среды.

$$pH = -lg a_{H^+} \approx -lg[H^+]$$

$$pH = -lg a_{OH^-} \approx -lg[OH^-].$$

Так как при 25°C

$$K_{\omega} = a_{H^+} \cdot a_{OH^-} \approx [H^+][OH^-] = 10^{-14} \text{ моль/л и}$$

$$lg[H^+] + lg[OH^-] = -14,$$

то в водных растворах всегда:

$$pH + pOH = 14.$$

Диссоциация воды – процесс эндотермический, поэтому K_{ω} – зависит от температуры. С увеличением температуры K_{ω} – возрастает, а с понижением – уменьшается. Так как при 0°C $K_{\omega} = 0,114 \cdot 10^{-14}$, при 50°C $5,47 \cdot 10^{-14}$, поэтому при таких температурах рН нейтральной среды уже не будет равно семи.

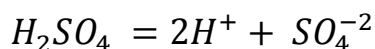
При температуре 50°C

$$pH = -lg[H^+] = -lg\sqrt{K_{\omega}} = -lg\sqrt{5,47 \cdot 10^{-14}} = 6,63.$$

ПРИМЕР 1:

Определите водородный показатель рН в 0,006М растворе серной кислоты при 25°C.

Решение:



Из уравнения видно, что

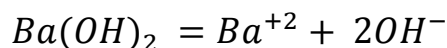
$$[H^+] = 2 \cdot C_{\text{кис-ты}}$$
$$pH = -lg[H^+] = -[2C_{\text{кис-ты}}] = -lg(2 \cdot 0,006) = 1,92$$

ПРИМЕР 2:

Определить рН 0,012М растворе гидроксида бария при 25°C.

Решение:

$Ba(OH)_2$ - сильное основание



$$[OH^-] = 2C_{осн}$$

$$pH + pOH = 14$$

$$pH = 14 - pOH = 14 - \lg[OH^-]$$

$$pH = 14 + \lg[2C_{осн}] = 14 - \lg[2 \cdot 0,012] = 12,38$$

ПРИМЕР 3:

Рассчитайте молярность раствора сильной кислоты H_2A , если известно значение $pOH = 12$.

Решение: $H_2A = 2H^+ + A^-$

$$pH = 14 - pOH = 14 - 12 = 2.$$

Следовательно, $[H^+] = 10^{-2}$ моль/л из уравнения видно, что $[H^+] = 2C_{к-ты}$; откуда $C_{к-ты} = 5 \cdot 10^{-3}$ моль/л.

ПРИМЕР 4:

Определите активность ионов водорода и значение $p a_{H^+}$ в $2,5 \cdot 10^{-3} M$ растворе HCl , содержащем кроме того $2,5 \cdot 10^{-3} M$ KCl .

Решение: Определим ионную силу раствора:

$$\mu = \frac{1}{2}(C_{H^+} \cdot 1^2 + C_{K^+} \cdot 1^2 + C_{Cl^-} \cdot 1^2) = 5 \cdot 10^{-3},$$

соответственно коэффициент активности $\gamma = 0,96$.

Следовательно:

$$a_{H^+} = \gamma_{H^+} \cdot C_{H^+} = 0,96 \cdot 2,5 \cdot 10^{-3} = 2,38 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л, откуда } p a_{H^+} = 2,62.$$

Задания к разделу 6.4

1. Вычислить $[H^+]$ и pH растворов, если концентрации ионов OH^- равны (моль/л): $2,52 \cdot 10^{-5}$; $1,78 \cdot 10^{-7}$; 10^{-11} .
2. Смешали равные объемы растворов сильных кислоты и щелочи с pH 2 и pH 12. Вычислить pH полученного раствора.
3. Найти значения pH и $[H^+]$ в водных растворах, в которых концентрация OH^- -ионов (в моль/л) составляет: $1,2 \cdot 10^{-4}$; $3,2 \cdot 10^{-6}$; $7,4 \cdot 10^{-11}$.
4. Во сколько раз концентрация ионов водорода в крови (pH 7,36) больше, чем в спинномозговой жидкости (pH 7,53)?
5. Рассчитать $[H^+]$ и pH конечного раствора, приготовленного смешиванием 0,3 л 0,1 M раствора HCl и 200 мл 0,2 M раствора $NaOH$ с последующим разбавлением водой до объема 10 л.

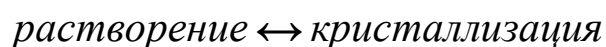
6. Вычислить $[H^+]$ и рН 0,005 %-го раствора HNO_3 . Плотность раствора и степень диссоциации считать равными единице.
7. Как изменится концентрация ионов водорода и гидроксид-ионов, если рН раствора понизится с 8 до 5; увеличится от 3 до 9?
8. Найти молярную концентрацию OH^- -ионов в водных растворах, в которых концентрация ионов H^+ (в моль/л) равна: 10^{-3} ; $1,4 \cdot 10^{-12}$.
9. Определить $[H^+]$ и рН раствора, в 3 л которого содержится $0,76 \cdot 10^{-3}$ молей гидроксид-ионов.
10. Вычислить рН раствора, полученного добавлением 0,8 л воды к 2,5 л азотной кислоты с рН 2 и плотностью $1,6 \text{ г/см}^3$.
11. Как изменится рН раствора после добавления к 300 мл 0,3 Н раствора $Ca(OH)_2$ 200 мл воды?
12. Вычислить $[H^+]$ и рН растворов, если концентрации ионов OH^- равны (моль/л): $3,5 \cdot 10^{-4}$; $2,8 \cdot 10^{-7}$; $4,8 \cdot 10^{-12}$.
13. Найти рН растворов и молярную концентрацию ионов $[H^+]$ в водных растворах, в которых концентрация гидроксид-ионов (в моль/л) составляет: $3,2 \cdot 10^{-3}$; $6,2 \cdot 10^{-7}$; $8,4 \cdot 10^{-12}$.
14. Смешали равные объемы растворов сильных кислоты и щелочи с рН 2 и рН 11. Вычислить рН полученного раствора.
15. Рассчитать рН и рОН конечного раствора, приготовленного смешиванием 0,1 л 0,3 М раствора HCl и 300 мл 0,4 М раствора $NaOH$ с последующим разбавлением водой до объема 5 л.
16. Вычислить $[H^+]$ и рН 0,01 %-го раствора HNO_3 . Плотность раствора и степень диссоциации считать равными единице.
17. Как изменится концентрация H^+ и гидроксид-ионов, если рН раствора понизится с 6,8 до 5,2; увеличится от 3,1 до 9,4?
18. Найти молярную концентрацию гидроксид-ионов в водных растворах, в которых концентрация ионов водорода (в моль/л) равна: $1,4 \cdot 10^{-4}$; $8,4 \cdot 10^{-11}$.
19. Определить $[H^+]$ и рН раствора, в 4 л которого содержится $7,6 \cdot 10^{-3}$ молей гидроксид-ионов.
20. Вычислить рН раствора, полученного добавлением 0,3 л воды к 0,5 л азотной кислоты с рН 3.
21. Как изменится рН раствора после добавления к 200 мл 0,04 Н раствора $Ba(OH)_2$ 200 мл воды?

22. Вычислить $[H^+]$ и pH растворов, если концентрации ионов OH^- равны (моль/л): $3,5 \cdot 10^{-2}$; $6,7 \cdot 10^{-6}$; $6,6 \cdot 10^{-11}$.
23. Смешали равные объемы растворов сильных кислоты и щелочи с pH 1 и pH 10. Вычислить $[H^+]$ и pH полученного раствора.
24. Найти pH растворов и молярную концентрацию ионов $[H^+]$ в водных растворах, в которых концентрация гидроксид-ионов (в моль/л) составляет: $2 \cdot 10^{-2}$; $3,8 \cdot 10^{-7}$; $2,9 \cdot 10^{-13}$.
25. Рассчитать $[H^+]$ и pH конечного раствора, приготовленного смешиванием 0,4 л 0,1 М раствора H_2SO_4 и 100 мл 0,4 М раствора NaOH с последующим разбавлением водой до объема 1 л.
26. Вычислить $[H^+]$ и pH 0,05 %-го раствора H_2SO_4 . Плотность раствора и степень диссоциации считать равными единице.
27. Как изменится концентрация ионов водорода и гидроксид-ионов, если pH раствора понизится с 9 до 4; увеличится от 2 до 8?
28. Найти молярную концентрацию гидроксид-ионов в водных растворах, в которых концентрация ионов водорода (в моль/л) равна: $3,4 \cdot 10^{-4}$; $5,4 \cdot 10^{-10}$.
29. Определить $[H^+]$ и pH раствора, в 1,3 л которого содержится $5,6 \cdot 10^{-3}$ молей гидроксид-ионов.
30. Вычислить pH раствора, полученного добавлением 0,5 л воды к 1,5 л азотной кислоты с pH 2.
31. Как изменится pH раствора после добавления к 300 мл 0,3 Н раствора KOH 200 мл воды?
32. Вычислить pH раствора, полученного растворением 54,3 мл 98%-го раствора H_2SO_4 ($\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$) в 5 л воды. Диссоциацию кислоты в растворе считать полной, а плотность полученного раствора равной 1 г/см^3 .
33. Как изменится концентрация ионов водорода, если pH раствора понизится с 9 до 6; увеличится от 4 до 8?
34. Вычислить молярность и нормальность раствора серной кислоты, если известно, что pH 2,2.
35. Рассчитать pH конечного раствора, приготовленного смешиванием 200 мл 0,1М раствора HCl и 100 мл 0,2М раствора NaOH с последующим разбавлением водой до объема 10 л.

36. Вычислить $[H^+]$ и pH растворов, если концентрации ионов OH^- равны (моль/л): $2,1 \cdot 10^{-3}$; $1,2 \cdot 10^{-7}$; $1,8 \cdot 10^{-11}$.
37. Смешали равные объемы растворов сильных кислоты и щелочи с pH 4 и pH 10. Вычислить $[H^+]$, pH и pOH полученного раствора.
38. Рассчитать $[H^+]$ и pH конечного раствора, приготовленного смешиванием 0,3 л 0,1 Н раствора H_2SO_4 и 200 мл 0,2 Н раствора $Ca(OH)_2$ с последующим разбавлением водой до объема 10 л.
39. Вычислить $[H^+]$ и pH 0,005 %-го раствора HNO_3 . Плотность раствора и степень диссоциации считать равными единице.
40. Как изменится концентрация ионов водорода и гидроксид-ионов, если pH раствора понизится с 8 до 5; увеличится от 3 до 9?
41. Вычислить pH раствора, полученного добавлением 0,1 л воды к 0,5 л азотной кислоты с pH 3.
42. Как изменится pH раствора после добавления к 400 мл 0,4 Н раствора $Ca(OH)_2$ 400 мл воды?

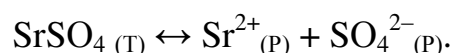
6.5. Произведение растворимости

Понятие *произведения растворимости* связано с процессами растворения малорастворимых веществ, растворимость, а следовательно и концентрация которых в растворе чрезвычайно мала, менее 10^{-2} моль/л. Подобные растворы, как правило, насыщенные, то есть процесс



является равновесным и обратимым.

ПРИМЕР 1: Добавление избытка кристаллического сульфата стронция в раствор не увеличит количество ионов. Кроме того, изменение термодинамических условий (охлаждение), наоборот, может привести к смещению равновесия влево, то есть к осаждению кристаллов сульфата стронция.



Это означает, что малорастворимое вещество может перейти в раствор только в виде ионов и не существует в растворе в виде молекул. Константа равновесия для такого процесса будет

определяться только концентрацией растворенной фазы и не зависит от концентрации твердого вещества.

$$K_p = [\text{Sr}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] = \text{const} = \text{ПР}.$$

Константа равновесия, характеризующая растворение малорастворимого соединения, называется **произведением растворимости**. Величина произведения растворимости - это постоянная величина для данного малорастворимого соединения в его насыщенном растворе при заданной температуре (Приложение 5).

Поскольку в растворе присутствуют только ионы, то растворы малорастворимых солей называют сильными электролитами, а их концентрацию определяют по величине активности ионов (a).

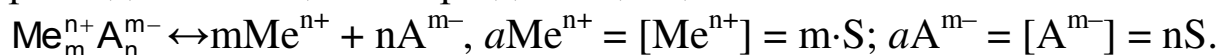
ПРИМЕР 2: $\text{ПР} = a \text{Sr}^{2+} \cdot a \text{SO}_4^{2-}.$

Этим правилом можно пренебречь лишь в случае, когда ионная сила в растворе менее, чем 0,001, и лишь при отсутствии в растворе других посторонних ионов.

Зная величину ПР, можно определить растворимость S (в моль/л) данной малорастворимой соли в растворе.

Растворимостью называют предельную концентрацию вещества в составе растворителя, которая может раствориться при данных термодинамических условиях (обычно в справочных пособиях в г/100 г растворителя, в задачах моль/л).

Растворимость зависит от числа ионов, на которые распадается вещество при диссоциации.



Таким образом, величину ПР можно записать как

$$\text{ПР} = (m S)^n \cdot (n S)^m.$$

Следовательно:

- 1) для двухионного вещества: AlPO_4 , $\text{ПР} = S \cdot S = S^2$.
- 2) для трехионного вещества: CaF_2 , $\text{ПР} = S \cdot (2S)^2 = 4S^3$.
- 3) для четырехионного вещества: Ag_3PO_4 , $\text{ПР} = (3S)^3 \cdot S = 27S^4$.
- 4) для пятиионного вещества: $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, $\text{ПР} = (3S)^3 \cdot (2S)^2 = 108S^5$.

Наоборот, зная величину растворимости, можно вычислить ПР.

Добавка в растворы малорастворимых солей других видов ионов влияет на ионную силу раствора, поэтому растворимость

такого соединения изменится, поскольку изменится их активность (концентрация). Существуют условия, при которых наблюдается выпадение осадков малорастворимых солей из растворов:

- 1) если $ПР > [Me^{n+}]^m \cdot [A^{m-}]^n$ – осадка не образуется,
- 2) если $ПР < [Me^{n+}]^m \cdot [A^{m-}]^n$ – осадок выпадет,
- 3) если $ПР = [Me^{n+}]^m \cdot [A^{m-}]^n$ – раствор насыщенный.

В насыщенном растворе малорастворимой соли, например, $SrSO_4$, находящимся в соприкосновении с твёрдой солью, непрерывно протекают два противоположно направленных процесса. Под действием полярных молекул воды с поверхности соли постоянно отрываются гидратированные ионы Sr^{+2} и SO_4^{-2} . Эти гидратированные ионы сталкиваясь с поверхностью соли, освобождаются от гидратных оболочек и занимают свои места на поверхности соли.

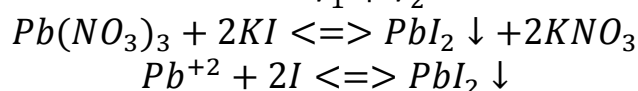
ПРИМЕР 3: Определить, выпадет ли осадок иодида свинца(II) при 25°C после сливания 100мл 0,005М раствора нитрата свинца(II) и 200 мл 0,01М раствора иодида калия.

Решение:

Обозначим V_1C_1 – объём и концентрацию $Pb(NO_3)_2$ и V_2C_2 – KI. Так как общий объём смеси $(V_1+V_2) = 300$ мл, то концентрация ионов Pb^{+2} равна:

$$C_{Pb^{+2}} = \frac{C_1V_1}{V_1 + V_2};$$

$$C_I = \frac{C_2V_2}{V_1 + V_2}$$



$$Пр_{PbI_2} = 8,7 \cdot 10^{-9}$$

Произведение ионов

$$(C_{Pb^{+2}})(C_{I^-})^2 = \frac{C_1V_1}{(V_1 + V_2)} \left(\frac{C_2V_2}{V_1 + V_2} \right)^2 = \frac{C_1V_1 \cdot C_2^2V_2^2}{(V_1 + V_2)^3}$$

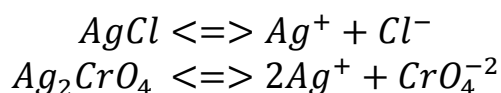
$$= \frac{0,005 \cdot 0,1 \cdot 0,01^2 \cdot 0,2^2}{(0,1 + 0,2)^3} = 7,4 \cdot 10^{-8}$$

Так как произведение ионов $[Pb^{+2}][I^-]^2 > Пр$, то осадок образуется.

ПРИМЕР 4:

Какая соль более растворима в воде $AgCl$ или Ag_2CrO_4 и во сколько раз, если $Пр_{AgCl} = 1,1 \cdot 10^{-10}$, $Пр_{Ag_2CrO_4} = 1,6 \cdot 10^{-12}$

Решение: Равновесие в насыщенных растворах $AgCl$ и Ag_2CrO_4 выражается следующими схемами:



Найдём растворимость каждой соли обозначив S – растворимость $AgCl$, а S' – растворимость Ag_2CrO_4

$$Pr_{AgCl} = [Ag^+][Cl^-] = S^2$$

$$S = \sqrt{Pr_{AgCl}} = \sqrt{1,1 \cdot 10^{-10}} = 1,01 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л}$$

$$Pr_{Ag_2CrO_4} = [Ag^+]^2[CrO_4^{2-}] = 4S'$$

$$S' = \sqrt{\frac{Pr_{Ag_2CrO_4}}{4}} = \sqrt{\frac{1,6 \cdot 10^{-12}}{4}} = 7,37 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л}$$

$$\frac{S'}{S} = \frac{7,37 \cdot 10^{-5}}{1,01 \cdot 10^{-5}} = 7,3$$

Следовательно, хромат серебра более растворим, чем хлорид. Для вычисления весового отношения определим концентрацию соли в г/л их S и S' , соответственно

$$M_{(AgCl)} = 143,4 \text{ г/моль}$$

$$M_{(Ag_2CrO_4)} = 331,8 \text{ г/моль}$$

$$S = 1,05 \cdot 10^{-5} \times 143,4 = 1,51 \cdot 10^{-3} \text{ г/л}$$

$$S' = 7,36 \cdot 10^{-5} \times 331,8 = 2,44 \cdot 10^{-2} \text{ г/л}$$

$$\frac{S'}{S} = \frac{2,44 \cdot 10^{-2}}{1,51 \cdot 10^{-3}} = 16$$

ПРИМЕР 5:

Вычислить растворимость $CaSO_4$. Во сколько раз увеличится растворимость $CaSO_4$ после добавления к 1л насыщенного раствора 0,01 моля K_2SO_4 ?

I. Без учёта ионной силы раствора растворимость в воде

$$CaSO_4 = Ca^{+2} + SO_4^{-2}$$

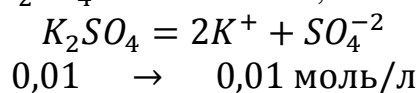
$$S \quad S \quad S$$

$$Pr_{CaSO_4} = 2,4 \cdot 10^{-5}$$

$$Pr = [Ca^{+2}][SO_4^{-2}] = S^2$$

$$S = \sqrt{2,4 \cdot 10^{-5}} = 4,89 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л}$$

Растворимость $CaSO_4$ в K_2SO_4 обозначим S^1 ,



$$Pr = S'(S + 0,01) = S'(4,89 \cdot 10^{-3} + 0,01)$$

Т.к. $S_{SO_4^{-2}} = \frac{10^{-2} \text{ моль}}{\text{л}}$ в растворе K_2SO_4 значительно больше, чем $S_{SO_4^{-2}}$ в воде, то $S_{SO_4^{-2}} = 4,89 \cdot 10^{-3}$ можно пренебречь.

$$Pr = S' \cdot 0,01;$$

$$S' = \frac{2,4 \cdot 10^{-5}}{0,01} = 2,4 \cdot 10^{-3} \frac{\text{моль}}{\text{л}}$$

$$\frac{S}{S'} = \frac{4,89 \cdot 10^{-3}}{2,4 \cdot 10^{-3}} = 2,03 \text{ раз}$$

Растворимость $CaSO_4$ в 0,01М K_2SO_4 меньше, чем в воде.

II. С учётом ионной силы.

Определим ионную силу раствора K_2SO_4

$$\mu = 3C = 0,03$$

$$\gamma_{SO_4^{2-} Ca^{2+}} = 0,55$$

$$\text{Pr} = S' \cdot 0,55 \cdot (S + 0,01) \cdot 0,55$$

$$S' = \frac{2,4 \cdot 10^{-5}}{(0,55)^2 \cdot 0,01} = 8 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л}$$

$$\frac{S}{S'} = \frac{4,89 \cdot 10^{-3}}{8 \cdot 10^{-3}} = 0,6 \text{ раз}$$

Если учитывать увеличение общего количества ионов в растворе за счёт введения соли K_2SO_4 и увеличения за счёт этого ионной силы раствора, то растворимость соли несколько увеличивается.

Задания к разделу 6.5

Вычислить растворимость (моль/л):

- | | |
|----------------------------|-------------------------|
| 1. Иодида меди(I) | фторида кальция |
| 2. Ортофосфата железа(III) | сульфида висмута |
| 3. Сульфида ртути | иодида висмута |
| 4. Бромид серебра | сульфида серебра |
| 5. Ацетата серебра | ортофосфата цинка |
| 6. Хлорида серебра | ортоарсената цинка |
| 7. Хлорита серебра | ортофосфата стронция |
| 8. Хлората серебра | сульфида сурьмы |
| 9. Нитрата серебра | ортофосфата свинца(II) |
| 10. Оксалата бария | хлорида свинца(II) |
| 11. Сульфита бария | роданида свинца(II) |
| 12. Сульфата бария | ортоарсената свинца(II) |
| 13. Карбоната бария | бромид свинца(II) |
| 14. Карбоната бериллия | ортофосфата магния |
| 15. Ортофосфата висмута | ортоарсената магния |
| 16. Карбоната кальция | ортоарсената кобальта |
| 17. Хромата кальция | ортофосфата кальция |
| 18. Сульфита кальция | ортоарсената кальция |
| 19. Сульфата кальция | ортофосфата бария |

20.	Оксалата кадмия	нитрата бария
21.	Карбоната кобальта	фторида бария
22.	Карбоната марганца	ортоарсената бария
23.	Сульфида олова(II)	сульфата серебра
24.	Ортофосфата алюминия	сульфита серебра
25.	Сульфида серебра	ортофосфата серебра
26.	Роданида серебра	хромата серебра
27.	Хромата бария	дихромата серебра
28.	Карбоната бария	оксалата серебра
29.	Сульфида железа (II)	карбоната серебра
30.	Йодата серебра	ортоарсената серебра
31.	Сульфида кобальта	бромата бария
32.	Сульфида кадмия	йодата бария
33.	Ортоарсената висмута	йодата кальция
34.	Карбоната кадмия	йодата меди(II)
35.	Оксалата кальция	йодата никеля(II)
36.	Оксалата меди	йодида свинца(II)
37.	Карбоната железа (II)	фторида стронция
38.	Манганата бария	йодида олова(II)
39.	Оксалата свинца	фторида кальция
40.	Сульфида меди(II)	дифосфата бария
41.	Хлорида ртути (I)	сульфида висмута
42.	Сульфида цинка	фторида магнезия

43. Роданида серебра в 0,1 М роданиде натрия
44. Йодата серебра в 0,2 М нитрате серебра
45. Карбоната бария в 0,1 М хлориде бария
46. Сульфида серебра в 0,1 М нитрате серебра
47. Фосфата алюминия в 0,1 М хлориде алюминия
48. Хромата бария в 1 М нитрате бария
49. Манганата бария в 0,2 М манганате калия
50. Дифосфата бария в 0,5 М нитрате бария
51. Ортоарсената висмута в 0,1 М нитрате висмута
52. Манганата бария в 1 М хлориде бария
53. Йодида висмута в 0,3 М йодиде натрия
54. Сульфида висмута в 0,1 М нитрате висмута
55. оксалата кальция в 0,5 М хлорида кальция
56. Карбоната кадмия в 0,3 М хлориде кадмия
57. Сульфида кадмия в 0,1 М нитрате кадмия

58. Карбоната кобальта в 0,4 М хлориде кобальта
59. Сульфида кобальта в 0,1 М нитрате кобальта
60. Сульфида меди в 1 М сульфате меди
61. Иодида меди (I) в 0,1 М иодиде калия
62. Карбоната железа в 0,2 М сульфате железа (II)
63. Сульфида железа (II) в 0,2 М сульфате железа (II)
64. Ортофосфата железа (II) в 0,1 М хлорида железа (II)
65. Хлорида ртути(I) в 0,1 М соляной кислоте
66. Оксалата марганца в 0,1 М хлориде марганца
67. Хромата свинца(II) в 0,5 М хромате калия
68. Карбоната марганца в 0,1 М нитрате марганца
69. Карбоната никеля(II) в 0,1 М сульфате марганца
70. Йодата никеля(II) в 0,4 М сульфате никеля(II)
71. Бромид свинца(II) в 0,1 М перхлорате свинца(II)
72. Хромата стронция в 0,5 М хромате калия
73. Оксалата цинка в 0,5 М оксалате калия
74. Карбоната никеля(II) в 0,4 М карбонате калия
75. Сульфата кальция в 0,4 М сульфате калия
76. Фторида кальция в 0,1 М фторида кадмия
77. Карбоната меди(II) в 0,1 М карбонате натрия
78. Йодата серебра в 0,1 М йодате цезия
79. Фторида бария в 0,1 М фторида натрия
80. Карбоната кальция в 0,3 М карбонате натрия
81. Ортофосфата магния в 0,3 М ортофосфате натрия
82. Сульфата свинца(II) в 0,1 М нитрате свинца(II)
83. Сульфата стронция в 0,1 М бромиде стронция
84. Сульфида марганца в 0,2 М сульфате марганца.

Выпадает ли осадок при сливании:

85. 0,3 л 10^{-6} М нитрата серебра и 0,7 л 10^{-6} М бромида калия
86. 0,5 л 10^{-6} М нитрата серебра и 1 л 10^{-5} М бромида калия
87. Равных V 10^{-4} М нитрата серебра и 10^{-4} М хромата калия
88. 0,5 л 10^{-5} М нитрата серебра и 1 л 10^{-5} М роданида натрия
89. 0,2 л 10^{-4} М нитрата серебра и 0,8 л 10^{-4} М оксалата калия
90. Равных V 10^{-5} М хлорида бария и 10^{-5} М хромата калия
91. Равных V 10^{-2} М хлорида бария и 10^{-8} М фторида калия
92. 5 мл 10^{-2} М хлорида бария и 25 мл 10^{-2} М фторида калия
93. Равных V 10^{-4} М нитрата висмута и 10^{-5} М иодида калия
94. 0,1 л 10^{-2} М хлорида кальция и 300 мл 10^{-4} М оксалата натрия

95. 0,2 л 10^{-4} М хлорида кальция и 800 мл 10^{-4} М оксалата калия
96. 100 мл 10^{-3} М нитрата кальция и 40 мл 10^{-1} М серной кислоты
97. 60 мл 10^{-4} М нитрата висмута и 40 мл 10^{-4} М иодида натрия
98. 0,5 л 10^{-3} М нитрата серебра и 1,5 л 10^{-3} М оксалата калия
99. 0,75 л 10^{-3} М нитрата серебра и 0,25 л 10^{-3} М дихромата калия
100. Равных V 10^{-3} М нитрата висмута и 10^{-4} М иодида натрия
101. 100 мл 10^{-3} М сульфата цинка и 50 мл 10^{-6} М Na_2CO_3
102. Равных V 10^{-5} М нитрата ртути и 10^{-6} М хлорида калия
103. 0,05 л 10^{-6} М нитрата никеля(II) и 0,1 л 10^{-5} М Na_2S
104. 1 л 10^{-2} М нитрата серебра и 5 л 10^{-2} М дихромата калия
105. 1 л 10^{-8} М хлорида алюминия и 2 л 10^{-6} М ортофосфата натрия
106. 100 мл 10^{-4} М сульфата цинка и 200 мл 10^{-6} М Na_2S
107. 100 мл 10^{-3} М нитрата кальция и 50 мл 10^{-1} М H_2SO_4
108. Равных V 10^{-3} М хлорида бария и 10^{-3} М серной кислоты
109. Равных V 10^{-5} М нитрата висмута и 10^{-3} М иодида натрия
110. 2 л 10^{-4} М нитрата серебра и 1 л 10^{-4} М дихромата калия
111. 1 л $4 \cdot 10^{-3}$ бромид лития и 3 л $3 \cdot 10^{-3}$ нитрата свинца(II)
112. 2 л $4 \cdot 10^{-3}$ хлорида лития и 6 л $3 \cdot 10^{-3}$ карбоната калия
113. 0,2 л $4 \cdot 10^{-3}$ хлорида цинка и 0,6 л $3 \cdot 10^{-3}$ цианида калия
114. 20 мл $4 \cdot 10^{-3}$ нитрата магния и 60 мл $3 \cdot 10^{-3}$ гидроксида калия
115. 10 мл $4 \cdot 10^{-3}$ хлорида магния и 30 мл $3 \cdot 10^{-3}$ оксалата калия
116. 5 мл $4 \cdot 10^{-3}$ хлорида стронция и 15 мл $3 \cdot 10^{-3}$ оксалата калия
117. 1 л $4 \cdot 10^{-3}$ сульфида натрия и 3 л $3 \cdot 10^{-3}$ нитрата свинца(II)
118. 5 мл $4 \cdot 10^{-3}$ хлорида стронция и 15 мл $3 \cdot 10^{-3}$ хромата калия
119. 20 мл 10^{-4} М нитрата серебра и 10 мл 10^{-4} М бромата калия
120. 20 мл $4 \cdot 10^{-3}$ хлорида железа и 30 мл $3 \cdot 10^{-3}$ сульфида натрия
121. 50 мл $4 \cdot 10^{-3}$ хлорида лития и 80 мл $1 \cdot 10^{-3}$ фторида натрия
122. 20 мл 10^{-4} М нитрата серебра и 10 мл $3 \cdot 10^{-5}$ М йодида калия
123. 5 мл $4 \cdot 10^{-3}$ хлорида кобальта и 15 мл $1 \cdot 10^{-3}$ оксалата калия
124. 0,1 л $4 \cdot 10^{-3}$ хромата калия и 0,2 л $2 \cdot 10^{-3}$ нитрата свинца(II)
125. 20 мл $4 \cdot 10^{-3}$ хлорида железа и 30 мл $3 \cdot 10^{-3}$ оксалата калия
126. 0,1 л 10^{-3} М ортофосфата натрия и 60 мл 10^{-4} М сульфата цинка

6.6. Гидролиз солей

Под **гидролизом** понимают процесс взаимодействия ионов растворённой соли с молекулами воды, приводящий к изменению в растворе соотношения между ионами водорода и гидроксила [6].

Гидролиз является частным случаем сольволиза – обменного взаимодействия растворённого вещества с растворителем.

В водных растворах солей катионы или анионы, а иногда и те и другие могут оказывать влияние на равновесие воды:



Равенство концентраций водорода и гидроксида нарушается и реакция среды оказывается кислой или щелочной.

В реакции гидролиза вступают соли, образованные:

1. Слабой кислотой и слабым основанием
2. Слабой кислотой и сильным основанием
3. Слабым основанием и сильной кислотой.

Гидролизу не подвергаются соли, образованные сильной кислотой и сильным основанием.

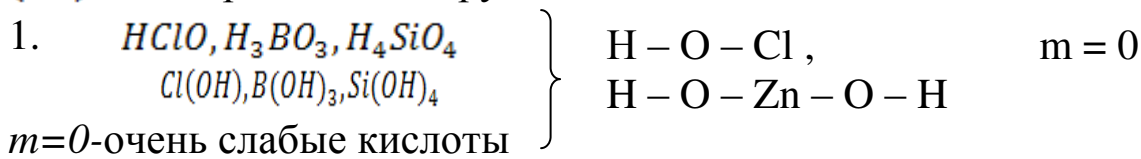
Нужно помнить, что к **сильным электролитам** относятся:

основания щелочных и щелочно - земельных металлов $\text{LiOH}, \text{NaOH}, \text{KOH}, \text{PbOH}, \text{CsOH}, \text{Ca}(\text{OH})_2, \text{Sr}(\text{OH})_2, \text{Ba}(\text{OH})_2,$

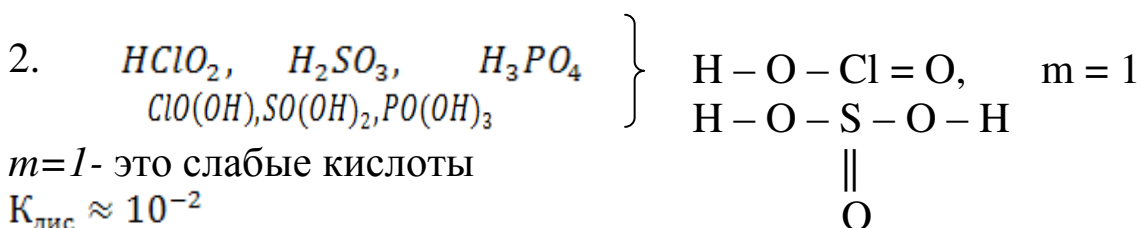
кроме гидроксидов $\text{Be} - (\text{Be}(\text{OH})_2)$ и $\text{Mg} - (\text{Mg}(\text{OH})_2)$.

Кислоты: безкислородные $\text{HCl}, \text{HBr}, \text{HI}$

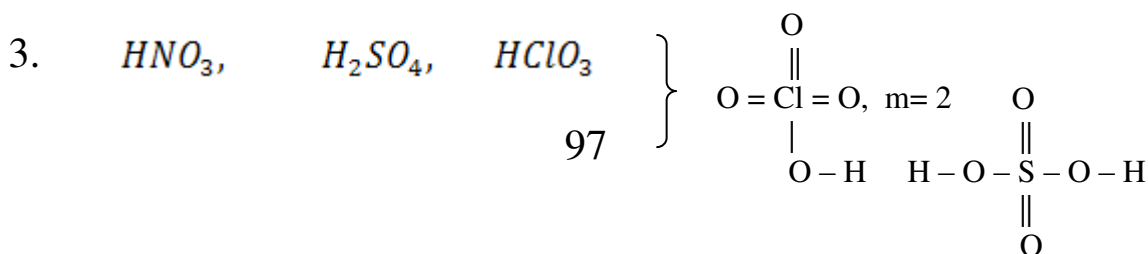
Кислородосодержащие можно разделить на четыре класса в зависимости от числа (m) атомов кислорода, не связанных с гидроксильной группой - по общей формуле кислоты: $\text{ЭO}_m(\text{OH})_n$, где Э – элемент образующий кислоту, О - кислород, $(\text{OH})^-$ – гидроксильная группа.

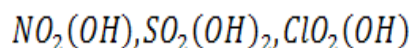


$m=0$ -очень слабые кислоты
 $K_{\text{дис}} \ll 10$, это очень слабые кислоты.



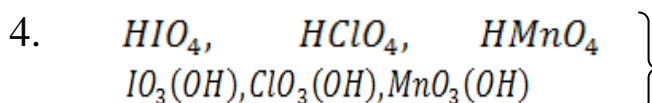
$m=1$ - это слабые кислоты
 $K_{\text{дис}} \approx 10^{-2}$



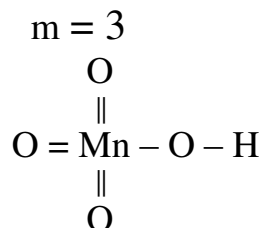


$m=2$ – это сильные кислоты

$$K_{дис} \approx 10^3$$



$m=3$ – это очень сильные кислоты



1. Равновесия в растворах солей, образованных сильным основанием и анионами слабых кислот. Гидролиз таких солей идёт по аниону, это случай обратимого гидролиза.

а) Соли, образованные одноосновными слабыми кислотами и сильными основаниями.

При растворении в воде цианистого калия эта соль распадётся на $K^+ + CN^-$

Ионы K^+ , встречаясь в водном растворе с ионами OH^- , могут дать на какой-то момент неионизированную молекулу.

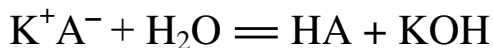
Степень гидролиза (h)

$$h = \frac{\text{кол. - во молекул прогидролизированных}}{\text{общее кол. - во молекул в растворе}}$$

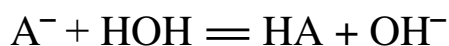
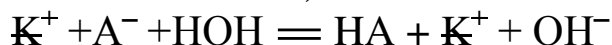
это число, показывающее, какая часть общего количества соли подверглась гидролизу, превращена под действием воды в соответствующие кислоту или основание, в кислую или основную соль.

Более строгую качественную оценку процесса гидролиза можно получить, рассчитав степень гидролиза соли.

В общем виде:



K^+ - катион, A^- - анион.



Константа равновесия процесса гидролиза равна отношению равновесных концентраций:

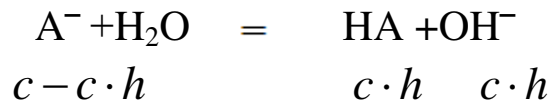
$$K_r = \frac{[HA] \times [OH^-]}{[A^-]}$$

После замены $[OH^-] = \frac{K_w}{[H^+]}$, находим

$$K_r = \frac{[HA] \times K_w}{[A^-] \times [H^+]} = \frac{K_w}{K_{дНА}},$$

где K_w – ионное произведение воды, а $K_{д}$ – константа диссоциации слабой кислоты.

Зная K_r и молярную концентрацию соли, можно вычислить h



Если общую концентрацию аниона слабой кислоты A^- обозначить через $C_{соли}$, моль/л, то $C_{соли} \cdot h$ – эта концентрация той части анионов A^- , которая подверглась гидролизу и образовалась $C_{соли} \cdot h$ моль/л слабой кислоты и $C_{соли} \cdot h$ моль/л гидроксильных ионов, т.к. $[HA]=[OH^-]$

$$K_r = \frac{c \cdot h \cdot c \cdot h}{c - c \cdot h} = \frac{c \cdot h^2}{1 - h}$$

При очень малых значениях h константа гидролиза может быть вычислена по формуле:

$$K_r = c \cdot h^2, \text{ откуда } h = \sqrt{\frac{K_r}{C_{соли}}}.$$

Учитывая, что в момент равновесия $[HA]=[OH^-]=c \cdot h$, приближенная формула расчета константы гидролиза имеет вид:

$$K_r = \frac{[OH^-]^2}{C_{соли}}, \text{ откуда } [OH^-] = \sqrt{K_r \cdot C_{соли}}.$$

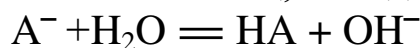
В тех случаях, когда величина $h > 0,1$ выражение константы гидролиза принимает вид:

$$\begin{aligned} K_r &= \frac{c \cdot h^2}{1 - h} \\ K_r \cdot (1 - h) &= c \cdot h^2 \\ c \cdot h^2 + K_r \cdot h - K_r &= 0, \\ h &= \frac{-K_r + \sqrt{K_r^2 + 4 \cdot K_r \cdot c}}{2 \cdot c}. \end{aligned}$$

$[\text{OH}^-] = c \cdot h$ моль/л или

$$[\text{OH}^-] = \frac{-K_r + \sqrt{K_r^2 + 4 \cdot K_r \cdot c}}{2 \cdot c}$$

Расчет концентраций групп $[\text{OH}^-]$ и h в растворе можно провести с учетом баланса всех частиц, находящихся в растворе



$$K_r = \frac{[\text{HA}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{A}^-]}$$

При диссоциации исходной соли $\text{KA} \rightleftharpoons \text{K}^+ + \text{A}^-$ образующиеся анионы частично гидролизуются под действием H_2O и переходят в кислоту $[\text{HA}]$, а некоторая часть ионов остается негидролизованной, поэтому

$$C_{\text{KA(исход)}} = [\text{HA}] + [\text{A}^-], \text{ а } [\text{A}^-] = C_{\text{соли}} - [\text{HA}],$$

Кроме того, при гидролизе в момент равновесия $[\text{HA}] = [\text{OH}^-]$.

Подставим эти выражения концентраций в уравнение константы гидролиза

$$K_r = \frac{[\text{OH}^-]^2}{C_{\text{соли}} - [\text{OH}^-]}$$

Если $\frac{C_{\text{соли}}}{K_r} > 100$, то расчет $[\text{OH}^-]$ проводим по упрощенной формуле:

$$K_r = \frac{[\text{OH}^-]^2}{C_{\text{соли}}} \quad [\text{OH}^-] = \sqrt{K_r \cdot C_{\text{соли}}}$$

Если $\frac{C_{\text{соли}}}{K_r} < 100$, то расчет проводим по формуле:

$$[\text{OH}^-] = \frac{-K_r + \sqrt{K_r^2 + 4 \cdot K_r \cdot c}}{2 \cdot c}$$

$$h = \frac{\text{кол. во молекул прогидролизированных}}{\text{общее число молекул}}$$

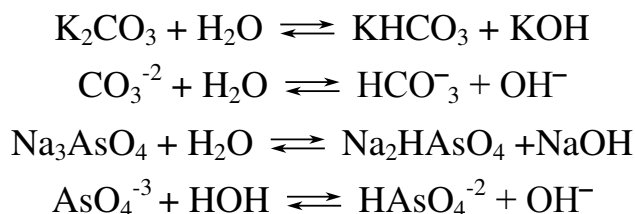
$$h = \frac{[\text{HA}]}{C_{\text{соли}}}, \text{ т. к. } [\text{HA}] = [\text{OH}^-], \quad h = \frac{[\text{OH}^-]}{C_{\text{соли}}}$$

$$h = \frac{-K_r + \sqrt{K_r^2 + 4 \cdot K_r \cdot c}}{2 \cdot c}$$

б) Равновесие в растворах солей, образованных сильными основаниями и многоосновным анионом слабой кислоты

К солям этого типа относятся нормальные соли, образованные слабыми кислотами: H_2S , H_2SO_3 , H_2SeO_3 , H_2CO_3 , H_3PO_4 , H_2SiO_3 , H_4SiO_4 , H_2AsO_4 и катионами щелочных металлов

ПРИМЕР 1:



Протекание гидролиза по первой ступени вполне закономерно, т.к. для угольной кислоты

$K_{д2} \ll K_{д1}$ ($4,8 \cdot 10^{-11} \ll 4,5 \cdot 10^{-7}$), для ортомышьяковой кислоты

$K_{д3} \ll K_{д2}$ ($3 \cdot 10^{-2} \ll 1,5 \cdot 10^{-7}$).

Вторую и тем более третью степень гидролиза можно не рассматривать т.к. добавка водородных ионов, обусловленная второй степенью диссоциации очень мала и не превышает погрешность приготовления раствора заданной концентрации, или погрешности определения констант диссоциации.

В соответствии с общей закономерностью равновесий в разных растворах, константы гидролиза многоосновных кислот равны:

$$\begin{aligned}K_{г(\text{CO}_3^{2-})} &= \frac{K_W}{K_{д(\text{HCO}_3^-)}} = \frac{K_W}{K_{д2}} = \frac{10^{-14}}{4,8 \cdot 10^{-11}} = 2,1 \cdot 10^{-4} \\ K_{г(\text{AsO}_4^{3-})} &= \frac{K_W}{K_{д(\text{HAsO}_4^-)}} = \frac{K_W}{K_{д3}} = \frac{10^{-14}}{3,0 \cdot 10^{-12}} = 0,33 \cdot 10^{-2}\end{aligned}$$

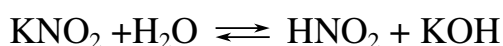
Растворы солей, образованных сильными основаниями и слабыми многоосновными кислотами имеют щелочную реакцию. Расчет pH и степени гидролиза для данных солей аналогичен расчету для растворов одноосновных слабых кислот.

ПРИМЕР 2:

Вычислить степень гидролиза и pH 0,1M раствора

KNO_2 ($K_{\text{HNO}_2} = 5,1 \cdot 10^{-4}$) при 25°С.

Решение:



$$K_{\Gamma} = \frac{[\text{HNO}_2] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NO}_2^-]} = \frac{K_w}{K_{\text{HNO}_2}} = \frac{10^{-14}}{5,1 \cdot 10^{-4}} = 2 \cdot 10^{-9}$$

$$\frac{C_{\text{KNO}_2}}{K_{\Gamma}} = \frac{0,1}{2 \cdot 10^{-9}} > 100$$

$$K = C_{\text{соли}} \cdot h^2 \quad h = \sqrt{\frac{K_{\Gamma}}{C_{\text{соли}}}} = \sqrt{\frac{2 \cdot 10^{-9}}{0,1}} = 1,4 \cdot 10^{-4}$$

$$[\text{OH}^-] = C_{\text{соли}} \cdot h \quad [\text{OH}^-] = 0,1 \cdot 1,4 \cdot 10^{-4} = 1,5 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л}$$

$$\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-], \quad \text{pOH} = -\lg 1,4 \cdot 10^{-5} = 5 - \lg 1,4 = 5 - 0,15 = 4,85$$

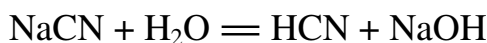
$$\text{pH} = 14 - 4,85 = 9,15$$

ПРИМЕР 3:

Вычислить концентрацию групп $[\text{OH}^-]$ 0,001М растворе NaCN при 25°C

$$K_{\text{дHСN}} = 6,2 \cdot 10^{-10}$$

Решение:



$$K_{\Gamma} = \frac{[\text{HCN}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CN}^-]} = \frac{K_w}{K_{\text{дHСN}}} = 2 \cdot 10^{-2}$$

$$C_{\text{KCN}} = [\text{HCN}] + [\text{CN}^-]$$

Количество непрогидролизированных групп $[\text{CN}^-] = C_{\text{NaCN}} - [\text{HCN}]$. В момент равновесия процесса гидролиза $[\text{HCN}] = [\text{OH}^-]$. Подставим эти выражения концентраций в уравнение K_{Γ}

$$K_{\Gamma} = \frac{[\text{OH}^-]^2}{C_{\text{NaCN}} - [\text{OH}^-]}$$

$$\frac{C_{\text{NaCN}}}{K_{\Gamma}} = \frac{1 \cdot 10^{-3}}{2 \cdot 10^{-2}} < 100$$

Следовательно, растет $[\text{OH}^-]$ ведем по уравнению

$$[\text{OH}^-]^2 + K_{\Gamma}[\text{OH}^-] - K_{\Gamma}C_{\text{NaCN}} = 0,$$

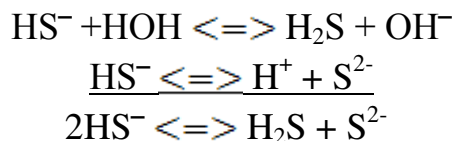
$$[\text{OH}^-] = -2 \cdot 10^{-5} + \sqrt{(2 \cdot 10^{-5})^2 + 4 \cdot 2 \cdot 10^{-2} \cdot 10^{-3}} = 1 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л}$$

ПРИМЕР 3:

Определить K_{Γ} , h и pH растворов кислых солей, образованных взаимодействием сильных однокислотных оснований и слабых многоосновных кислот (0,1М раствор гидросульфида натрия NaHS), если $K_{\text{дH}_2\text{S}} = 8,9 \cdot 10^{-8}$ ($\text{pKH}_2\text{S} = 7,05$)

$$K_{дHS^-} = 1,3 \cdot 10^{-13} \quad (pK_{дHS^-} = 12,89)$$

Гидросульфид - ионы (HS^-) гидролизуются и диссоциируют по следующей схеме:



Находим K_r , h и pH этой соли

$$K_r = \frac{[H_2S] \cdot [S^{2-}]}{[HS^-]^2} = \frac{K_{дHS^-}}{K_{дH_2S}} = \frac{1,3 \cdot 10^{-13}}{8,9 \cdot 10^{-8}} \approx 1,4 \cdot 10^{-6}$$

$$h = 2\sqrt{K_r} = 2\sqrt{1,4 \cdot 10^{-6}} \approx 2,4 \cdot 10^{-3}$$

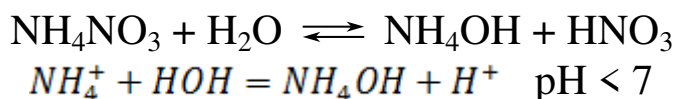
$$[OH^-] = h \cdot C_{соли}, [OH^-] = 2,4 \cdot 10^{-3} \cdot 0,1 = 2,4 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л}$$

$$pOH = -\lg 2,4 \cdot 10^{-4} = 4 - 0,38 = 3,62$$

$$pH = 14 - 3,62 = 10,38$$

2. Равновесие в водных растворах солей, образованных катионами слабого основания и анионами сильной кислоты. Это случай обратимого гидролиза. Гидролиз таких солей идет по катиону.

а) *Соли, образованные одноосновными слабыми основаниями и сильной кислотой.* К этому типу солей относятся: NH_4Cl , NH_4NO_3 , $(NH_4)_2SO_4$, $AgNO_3$, $CuCl_2$ и т.д.



В общем виде



$$K_r = \frac{[KOH][H^+][H_2O]}{[K^+][H_2O]} = \frac{K_w}{K_d}$$

$$C_{KA} = [KOH] + [K^+] \quad [K^+] = C_{KA} - [KOH]$$

$$\text{В момент равновесия} \quad [KOH] = [H^+]$$

$$K_r = \frac{[H^+]^2}{C_{KA} - [H^+]}$$

Если $C_{KA}/K_r > 100$, то

$$K_r = \frac{[H^+]^2}{C_{KA}} \quad [H^+] = \sqrt{K_r C_{KA}}$$

Степень гидролиза

$$h = \sqrt{\frac{K_r}{C_{КА}}}$$

Если

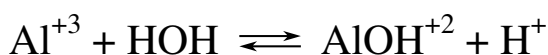
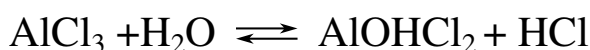
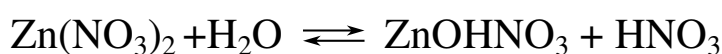
$$\frac{C_{КА}}{K_r} < 100, \text{ то}$$

$$K_r \cdot (C_{КА} - [H^+]) = [H^+]^2$$

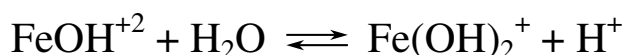
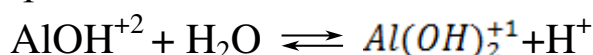
$$[H^+]^2 = K_r \cdot [H^+] - K_r \cdot C_{КА} = 0$$

$$h = \frac{-K_r + \sqrt{K_r^2 + 4 \cdot K_r \cdot C}}{2 \cdot C}$$

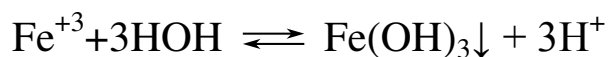
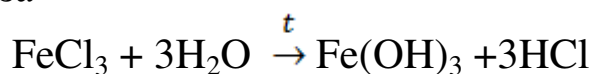
б) *Соли, образованные многовалентными катионами слабого основания и анионами сильной кислоты.* К этому типу солей относятся: $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Mg}(\text{ClO}_3)_2$, AlCl_3 и т.д.



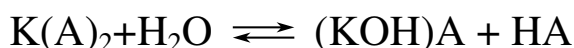
При комнатной температуре и умеренно концентрированных растворах солей гидролиз ограничивается первой стадией. При повышении температуры, а также по мере их разбавления гидролиз солей усиливается и тогда заметно активизируется вторая стадия гидролиза, в результате которой образуются дигидроксоионы



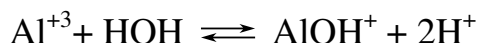
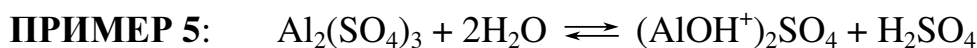
При значительном увеличении температуры идет и третья ступень гидролиза



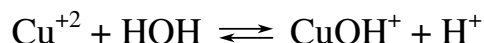
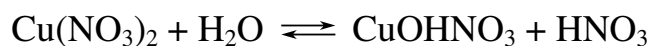
В общем виде K^{+2} – катион A^- – анион



$$K_r = \frac{[\text{KOH}^+][\text{H}^+]}{[\text{K}^{+2}]} = \frac{K_w}{K_{\text{дKOH}^+}} = \frac{K_w}{K_{\text{д}^2\text{осн}}}$$



$$K_r = \frac{K_W}{K_{д3\text{осн}}} = \frac{10^{-14}}{1,38 \cdot 10^{-9}} = 7,2 \cdot 10^{-4}$$

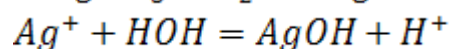
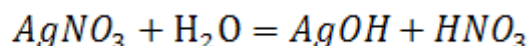


$$K_r = \frac{K_W}{K_{д2\text{осн}}} = \frac{10^{-14}}{3,4 \cdot 10^{-7}} = 2,9 \cdot 10^{-6}$$

Расчет степени гидролиза и pH раствора проводится подобно расчету для однозарядных катионов.

ПРИМЕР 6: Рассчитать pH и степень гидролиза 0,1М раствора AgNO_3 .

Решение:



$$K_r = \frac{[\text{AgOH}][\text{H}^+]}{[\text{Ag}^+]} = \frac{10^{-14}}{5 \cdot 10^{-3}} = 2 \cdot 10^{-12}$$

$$C_{\text{AgNO}_3} = [\text{Ag}^+] + [\text{AgOH}],$$

$$[\text{Ag}^+] = C_{\text{AgNO}_3} - [\text{AgOH}],$$

$$[\text{AgOH}] = [\text{H}^+]$$

$$K_r = \frac{[\text{H}^+]^2}{C_{\text{AgNO}_3} - [\text{H}^+]} = 2 \cdot 10^{-12}$$

$$\text{Отношение } \frac{C_{\text{AgNO}_3}}{K_r} = \frac{0,1}{2 \cdot 10^{-12}} > 100,$$

$$K_r = \frac{[\text{H}^+]^2}{C_{\text{AgNO}_3}};$$

поэтому

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_r \cdot C_{\text{AgNO}_3}} = \sqrt{2 \cdot 10^{-12} \cdot 0,1} = 4,5 \cdot 10^{-7} \text{ моль/л}$$

$$\text{pH} = -\lg 4,5 \cdot 10^{-7} = 6,3$$

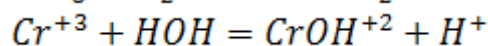
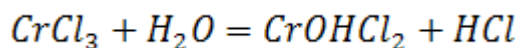
Степень гидролиза

$$h = \sqrt{\frac{K_r}{C_{\text{AgNO}_3}}} = \sqrt{\frac{2 \cdot 10^{-12}}{0,1}} = 4,5 \cdot 10^{-6}$$

ПРИМЕР 7:

Рассчитать степень гидролиза и pH 0,002М раствора CrCl_3

Решение:



$$K_r = \frac{K_w}{K_{д3Cr(OH)_3}} = \frac{10^{-14}}{1 \cdot 10^{-10}} = 1 \cdot 10^{-4}$$

$$\text{Отношение } \frac{C_{CrCl_3}}{K_r} = \frac{0,002}{10^{-4}} < 100$$

Следовательно, расчёт проводим по уравнению

$$[H^+]^2 + K_r[H^+] - K_r \cdot C_{CrCl_3} = 0$$

$$[H^+] = \frac{-K_r + \sqrt{K_r^2 + 4K_r \cdot C_{CrCl_3}}}{2}$$

$$h = \frac{-K_r + \sqrt{K_r^2 + 4K_r \cdot C_{CrCl_3}}}{2 \cdot C_{CrCl_3}}$$

$$[H^+] = \frac{-1 \cdot 10^{-4} + \sqrt{(1 \cdot 10^{-4})^2 + 4 \times 1 \cdot 10^{-4} \times 2 \cdot 10^{-3}}}{2} = 1,7 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л}$$

$$pH = -\lg[H^+] = -\lg 1,7 \cdot 10^{-5} = 5 - \lg 1,7 = 5 - 0,23 = 4,73$$

$$h = \frac{[H^+]}{C_{CrCl_3}} = \frac{1,7 \cdot 10^{-5}}{0,002} = 8,5 \cdot 10^{-3}$$

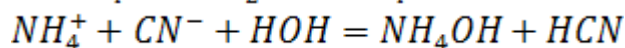
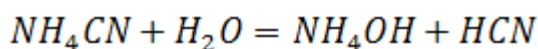
3. Равновесие в водных растворах солей, образованных слабым основанием и слабой кислотой.

К таким солям относятся:

$NH_4F, NH_4ClO, Mg(NO_2)_2, Cr_2S_3, Al_2S_3, NH_4CN$ и т.д.

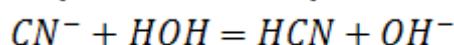
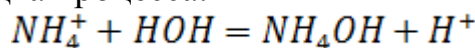
При растворении таких солей гидролиз протекает до конца, до образования двух слабых электролитов, pH среды определяется силой одного из электролитов.

ПРИМЕР 8:



$$K_r = \frac{[NH_4OH][HCN]}{[NH_4^+][CN^-]} = \frac{K_w}{K_{д,NH_4OH} \cdot K_{д,HCN}} = \frac{10^{-14}}{1 \cdot 10^{-5} \times 6,2 \cdot 10^{-10}} = 0,92$$

В реакции протекают два процесса:



Степень гидролиза иона находится в обратной зависимости от константы диссоциации образующейся кислоты или основания.

$$h_{NH_4^+} \approx \sqrt{\frac{K_r}{K_{д,NH_4OH} \cdot C_{соли}}}$$

$$h_{CN^-} \approx \sqrt{\frac{K_f}{K_{д,HCN} \cdot C_{соли}}}$$

Так как $K_{д,NH_4OH} = 1,8 \cdot 10^{-5} > K_{д,HCN} = 6,2 \cdot 10^{-10}$, то
 $h_{NH_4^+} < h_{CN^-}$

Концентрация образовавшихся ионов H^+ и OH^- прямо пропорциональна степени гидролиза, следовательно, $[H^+] < [OH^-]$, т.е. в рассматриваемом случае раствор соли NH_4CN будет иметь слабощелочную реакцию. А вот в растворе соли NH_4NO_2 среда будет слабокислая, т.к. $K_{д,HNO_2} > K_{д,NH_4OH}$

Нейтральная реакция раствора соли, образованной слабым основанием и слабой кислотой, возможна лишь при равенстве констант диссоциации основания и кислоты.

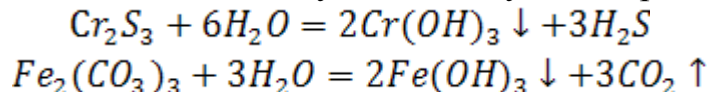
ПРИМЕР 9:

$K_{д,CH_3COOH} = K_{д,NH_4OH}$, поэтому соль $(CH_3COO)NH_4$ даёт нейтральный раствор.

Соли, образованные многоосновными кислотами и основаниями, гидролизуются практически необратимо и до конца.

Такие соли, как: $Cr_2S_3, Al_2S_3, Fe_2(CO_3)_3, Al_2(CO_3)_3, (NH_4)_2SiO_3$.

По этой причине такие соли не могут быть получены в растворе.



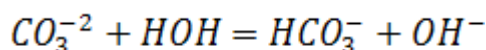
Рассматривая всё изложенное ранее, легко заметить, что степень гидролиза тем больше, чем меньше концентрация раствора.

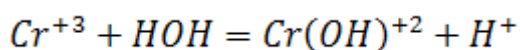
Известно, что ионное произведение воды с увеличением температуры от $25^\circ C$ до $100^\circ C$ возрастает примерно в 70 раз, тогда как константы диссоциации кислот и оснований в этом температурном интервале, как правило, почти не изменяются. Отсюда следует, что константы гидролиза, а, следовательно и степени гидролиза будут быстро возрастать при нагревании растворов.

Таким образом, степень гидролиза соли будет всегда больше в разбавленных и нагретых растворах.

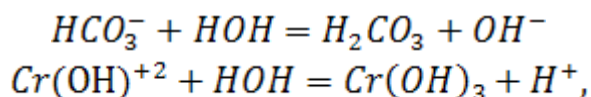
4. Взаимодействие растворов двух солей, взаимно усиливающих гидролиз друг друга.

В растворах $CrCl_3$ и Na_2CO_3 , взятых порознь, устанавливаются равновесия

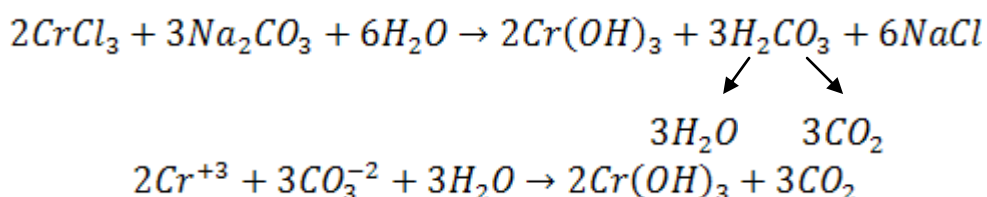




Гидролиз обеих солей ограничивается практически этой первой стадией. Если смешать растворы этих солей, то ионы H^+ и OH^- уходят из среды реакции в виде малодиссоциирующей воды, что смещает оба равновесия вправо и активизирует последующие ступени гидролиза.

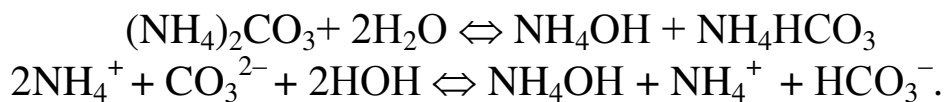


Это в конечном счёте приводит к образованию слабого основания и слабой кислоты.



По этой схеме идёт взаимодействие железа (III) и Al (III) с карбонатами щелочных металлов, а также Cr(III) и Al(III) с сульфидом аммония, натрия.

Соли, содержащие однозарядный катион и многозарядный анион – $(NH_4)_2CO_3$ – при гидролизе приводят к возникновению буферных систем.



Буферными называются такие растворы, которые способны сохранять определенное значение рН при добавлении избытка кислоты или основания.

Так добавление в полученную систему ионов водорода приведет к связыванию их в малодиссоциирующую угольную кислоту или дополнительное количество гидрокарбонат ионов, а добавление избытка ионов OH^- - увеличит содержание слабого основания. Буферные растворы характеризуются **буферной емкостью**. Это число эквивалентов кислоты или основания, которые необходимо добавить к 1 л раствора, чтобы изменить рН системы на единицу.

Соли, содержащие сильное основание и сильную кислоту гидролизу не подвергаются, так как их ионы не связываются с ионами воды в малодиссоциирующие соединения. Такой гидролиз сводится к диссоциации воды.

Задания к разделу 6.6

Рассчитать константу гидролиза, степень гидролиза и рН среды:

1. 0,1 М раствора хлорида аммония
2. 0,01 Н раствора формиата натрия
3. 0,1 М раствора цианида калия
4. 0,01 Н раствора гипохлорита аммония
5. 0,001 М раствора гипохлорита рубидия
6. 0,1 Н раствора ацетата калия
7. 0,01 Н раствора фторида натрия
8. 0,01 Н раствора нитрата аммония
9. 0,1 Н раствора формиата калия
10. 0,001 Н раствора бромида аммония
11. 0,01 Н раствора цианида натрия
12. 0,0001 Н раствора йодида аммония
13. 0,1 М раствора нитрита калия
14. 0,1 Н раствора нитрита аммония
15. 0,1 Н раствора фторида серебра
16. 0,1 Н раствора формиата аммония
17. 0,01 Н раствора фторида калия
18. 0,1 М раствора цианида аммония
19. 0,01 Н раствора ацетата натрия
20. 0,1 М раствора гипохлорита аммония
21. 0,1 Н раствора фторида натрия
22. 0,1 Н раствора ацетата аммония
23. 0,001 М раствора цианида рубидия
24. 0,1 Н раствора фторида аммония
25. 0,001 Н раствора формиата рубидия
26. 0,1 Н раствора нитрата аммония
27. 0,1 Н раствора фторида калия
28. 0,1 Н раствора бромида аммония
29. 0,001 Н раствора ацетата рубидия
30. 0,1 Н раствора йодида аммония
31. 0,01 Н раствора фторида серебра
32. 0,01 Н раствора нитрита аммония
33. 0,01 М раствора гипохлорита калия
34. 0,01 Н раствора формиата аммония
35. 0,001 Н раствора нитрита рубидия
36. 0,01 Н раствора цианида аммония
37. 0,1 М раствора гипохлорита натрия

38. 0,01 Н раствора ацетата аммония
39. 0,01 Н раствора нитрита натрия
40. 0,01 Н раствора фторида аммония
41. 0,01 Н раствора сульфита натрия
42. 0,01 М раствора йодида аммония
43. 0,01 Н раствора гидросульфита натрия
44. 0,01 Н раствора карбоната натрия
45. 0,01 Н раствора гидрокарбоната натрия
46. 0,1 Н раствора ортофосфата натрия
47. 0,1 Н раствора гидроортофосфата натрия
48. 0,1 Н раствора дигидроортофосфата натрия
49. 0,01 Н раствора гидросульфида натрия
50. 0,01 Н раствора сульфида натрия
51. 0,01 Н раствора нитрата цинка
52. 0,1 Н раствора гидроксонитрата цинка
53. 0,01 Н раствора нитрата свинца(II)
54. 0,1 Н раствора гидроксонитрата свинца(II)
55. 0,01 Н раствора нитрата железа(II)
56. 0,1 Н раствора гидроксонитрата железа(III)
57. 0,01 Н раствора нитрата железа(III)
58. 0,01 Н раствора нитрата алюминия
59. 0,01 Н раствора нитрата кадмия
60. 0,01 Н раствора хлорида меди(II)
61. 0,01 Н раствора нитрата хрома(III)
62. 0,01 Н раствора тиосульфата натрия
63. 0,01 Н раствора хромата калия
64. 0,01 Н раствора ортофосфата натрия
65. 0,1 Н раствора ортоарсената натрия
66. 0,1 Н раствора гидроортоарсената натрия
67. 0,1 Н раствора дигидроортоарсената натрия
68. 0,01 Н раствора дитионата калия
69. 0,001 Н раствора гидродитионата калия
70. 0,01 Н раствора ортофосфата натрия
71. 0,01 Н раствора гидроортофосфата натрия
72. 0,01 Н раствора дигидроортофосфата натрия
73. 0,001 Н раствора гидросульфида натрия
74. 0,01 Н раствора гидроксонитрата цинка
75. 0,01 Н раствора гидроксонитрата свинца(II)
76. 0,01 Н раствора гидроксонитрата железа(III)

77. 0,01 Н раствора ортоарсената натрия
78. 0,01 Н раствора гидроортоарсената натрия
79. 0,01 Н раствора дигидроортоарсената натрия
80. 0,01 Н раствора гидроксонитрата свинца(II)
81. 0,001 Н раствора нитрата железа(II)
82. 0,01 Н раствора гидроксонитрата железа(III)
83. 0,1 Н раствора дитионата калия
84. 0,01 Н раствора гидродитионата калия.

Написать уравнения реакций и указать рН (<7, равно 7, >7) водных растворов следующих солей (без расчета):

- | | |
|---------------------------|---------------------|
| 85. Нитрата калия | Гипохлорита натрия |
| 86. Хлорита калия | Хлорида аммония |
| 87. Бромиды аммония | Роданида калия |
| 88. Перманганата калия | Хлората натрия |
| 89. Хлорита калия | Хлорита аммония |
| 90. Гипохлорита калия | Арсената натрия |
| 91. Сульфида натрия | Хромата калия |
| 92. Плюмбата калия | Хлорида железа(III) |
| 93. Нитрата магния | Хлорида бериллия |
| 94. Сульфата натрия | Карбоната натрия |
| 95. Сульфита натрия | Сульфида алюминия |
| 96. Хлорида марганца | Хромита натрия |
| 97. Карбоната калия | Хлорида олова(II) |
| 98. Тетрабората натрия | Нитрита калия |
| 99. Гипоиодида натрия | Нитрата аммония |
| 100. Иодида натрия | Фторида натрия |
| 101. Цианида натрия | Перхлората калия |
| 102. Иодата калия | Ацетата натрия |
| 103. Гипохлорита аммония | Ортофосфата натрия |
| 104. Оксалата натрия | Сульфида натрия |
| 105. Станната натрия | Хлорида сурьмы(III) |
| 106. Сульфата железа(III) | Сульфата алюминия |
| 107. Хлорида хрома(III) | Иодида бария |
| 108. Карбоната алюминия | Ортофосфата калия |
| 109. Сульфида хрома | Сульфата марганца |
| 110. Нитрата цинка | Ацетата аммония |
| 111. Селенита натрия | Ортохромита бария |
| 112. Дитионата калия | Нитрата алюминия |

- | | |
|----------------------------------|----------------------------|
| 113. Нитрата железа(II) | Нитрата железа(III) |
| 114. Нитрата кадмия | Нитрата свинца(II) |
| 115. Нитрата хрома(III) | Нитрата цинка |
| 116. Нитрита аммония | Оксалата магния |
| 117. Ортоарсената натрия | Сульфата железа(II) |
| 118. Сульфата магния | Формиата аммония |
| 119. Цианида калия | Цианида аммония |
| 120. Хлорида меди(II) | Фторида серебра |
| 121. Фторида калия | Фторида аммония |
| 122. Сульфита аммония | Сульфита калия |
| 123. Йодида аммония | Сульфита алюминия |
| 124. Сульфата хрома(III) | Сульфата бериллия |
| 125. Сульфата меди(II) | Сульфата никеля(II) |
| 126. Сульфата олова(II) | Сульфата кобальта(II) |
| 127. Гидродитионата калия | Гидрокарбоната натрия |
| 128. Гидроксонитрата железа(III) | Гидроксонитрата меди(II) |
| 129. Гидроксонитрата никеля(II) | Гидроксонитрата свинца(II) |
| 130. Гидроксонитрата цинка | Гидроортоарсената натрия |
| 131. Гидроортофосфата калия | Гидроортофосфата натрия |
| 132. Гидросульфида натрия | Гидросульфита натрия |
| 133. Гидроортофосфата натрия | Гидроортофосфата натрия |
| 134. Дигидроортофосфата калия | Дигидроортоарсената натрия |
| 135. Гидроксонитрата железа(II) | Гидроксохлорида алюминия |
| 136. Гидроксохлорида кадмия | Гидроксохлорида железа(II) |
| 137. Гидроксохлорида железа(III) | Гидроксохлорида магния |
| 138. Гидроксохлорида меди(II) | Гидроксохлорида никеля(II) |
| 139. Гидроксохлорида свинца(II) | Гидроксохлорида цинка |
| 140. Гидроортоарсената калия | Гидроортофосфата натрия |
| 141. Гидроортофосфата калия | Гидросульфида калия |
| 142. Гидросульфита калия | Гидроортофосфата калия |
| 143. Гидроортофосфата натрия | Дигидроортофосфата натрия |
| 144. Дигидроортоарсената калия | Гидродитионата натрия |
| 145. Гидроксонитрата железа(III) | Гидроксонитрата меди(II) |
| 146. Гидроксонитрата никеля(II) | Гидроксонитрата свинца(II) |
| 147. Гидроксонитрата цинка | Гидрокарбоната калия. |

Таблица вариантов заданий разделов 1-5

№ варианта	Классы неорганических соединений		Закон эквивалентов	Способы выражения концентраций						Стр ат.	Химическая связь		
	1	2		3							4	5	
1	10	61	42	6	43	95	121	201	226	42	1	43	85
2	2	45	34	9	44	84	135	195	232	1	2	44	86
3	6	53	10	21	50	100	140	189	225	2	3	45	87
4	14	47	11	24	64	105	144	181	229	3	4	46	88
5	16	55	37	5	70	96	137	172	219	4	5	47	89
6	27	58	32	25	73	85	145	190	231	5	6	48	90
7	22	62	16	10	75	106	150	202	212	6	7	49	91
8	32	67	40	22	71	113	159	209	224	7	8	50	92
9	11	59	4	23	78	133	152	200	228	8	9	51	93
10	21	65	24	40	51	86	141	173	214	9	10	52	94
11	23	64	38	28	76	118	146	208	167	10	11	53	95
12	1	43	36	32	74	107	158	171	217	11	12	54	96
13	30	68	17	42	72	119	154	174	218	12	13	55	97
14	34	66	19	34	65	87	136	180	213	13	14	56	98
15	35	70	24	38	68	94	161	165	225	14	15	57	99
16	18	51	28	36	52	117	150	167	215	15	16	58	100
17	5	44	30	41	45	97	160	182	216	16	17	59	101
18	39	56	26	33	69	101	153	207	228	17	18	60	102
19	40	69	5	4	55	88	129	175	212	18	19	61	103
20	36	80	17	11	63	108	156	169	227	19	20	62	104
21	42	79	13	15	53	120	146	191	213	20	21	63	105
22	41	81	25	39	2	89	121	203	232	21	22	64	106
23	33	78	42	13	79	114	131	196	231	22	23	65	107
24	3	83	22	27	54	98	155	183	215	23	24	66	108
25	47	82	20	26	66	112	122	210	220	24	25	67	109
26	28	75	32	29	76	102	138	204	217	25	26	68	110
27	7	74	18	3	46	90	142	184	222	26	27	69	111
28	8	52	9	12	56	104	123	176	226	27	28	70	112
29	29	50	14	35	80	109	139	192	221	28	29	71	113
30	31	56	37	2	47	116	124	206	220	29	30	72	114
31	21	57	31	16	57	91	132	165	185	30	31	73	115
32	41	61	35	30	59	111	128	177	223	31	32	74	116
33	15	69	21	37	67	99	125	198	220	32	33	75	117
34	9	67	27	1	49	108	147	205	226	33	34	76	118
35	1	71	6	14	48	92	143	193	218	34	35	77	119

Окончание таблицы вариантов заданий разделов 1-5

№ варианта	Классы неорганических соединений		Закон эквивалентов	Способы выражения концентраций						Стр. ат.	Химическая связь		
	1	2		3							4	5	
36	18	77	39	31	77	99	157	186	219	35	36	78	120
37	19	76	8	18	58	110	130	178	216	36	37	79	121
38	17	84	15	7	81	103	126	199	230	37	38	80	122
39	20	82	23	19	60	93	127	194	224	38	39	81	123
40	24	83	3	17	61	111	148	187	226	39	40	82	124
41	42	81	7	8	82	115	149	179	232	40	41	83	125
42	4	62	1	20	83	94	134	188	211	41	42	84	126

Таблица вариантов заданий раздела 6

№ вар.	Электролиты		Ионное производство воды	Произведение растворимости			Гидролиз			
	сильные	слабые		6.4	6.5		6.6			
	6.2	6.3			6.5	6.6	6.6	6.6	6.6	6.6
1	1	1	1	1	43	85	1	43	85	127
2	2	2	2	2	44	86	2	44	86	128
3	3	3	3	3	45	87	3	45	87	129
4	4	4	4	4	46	88	4	46	88	130
5	5	5	5	5	47	89	5	47	89	131
6	6	6	6	6	48	90	6	48	90	132
7	7	7	7	7	49	91	7	49	91	133
8	8	8	8	8	50	92	8	50	92	134
9	9	9	9	9	51	93	9	51	93	135
10	10	10	10	10	52	94	10	52	94	136
11	11	11	11	11	53	95	11	53	95	137
12	12	12	12	12	54	96	12	54	95	138
13	13	13	13	13	55	97	13	55	97	139
14	14	14	14	14	56	98	14	56	98	140
15	15	15	15	15	57	99	15	57	99	141
16	16	16	16	16	58	100	16	58	100	142
17	17	17	17	17	59	101	17	59	101	143
18	18	18	18	18	60	102	18	60	102	144
19	19	19	19	19	61	103	19	61	103	145
20	20	20	20	20	62	104	20	62	104	146

Окончание таблицы вариантов заданий для раздела 6

№ вар.	Электролиты		Ионное произве дение воды	Произведение растворимости			Гидролиз			
	сильн ые	слаб ые		6.4	6.5		6.6			
	6.2	6.3			6.5	6.6	6.6	6.6	6.6	6.6
21	21	21	21	21	63	105	21	63	105	147
22	22	22	22	22	64	106	22	64	106	117
23	23	23	23	23	65	107	23	65	107	121
24	24	24	24	24	66	108	24	66	108	98
25	25	25	25	25	67	109	25	67	109	125
26	26	26	26	26	68	110	26	68	110	137
27	27	27	27	27	69	111	27	69	111	126
28	28	28	28	28	70	112	28	70	112	130
29	29	29	29	29	71	113	29	71	113	134
30	30	30	30	30	72	114	30	72	114	140
31	31	31	31	31	73	115	31	73	115	145
32	32	32	32	32	74	116	32	74	116	146
33	33	33	33	33	75	117	33	75	117	123
34	34	34	34	34	76	118	34	76	118	135
35	35	35	35	35	77	119	35	77	119	144
36	36	36	36	36	78	120	36	78	120	128
37	37	37	37	37	79	121	37	79	121	131
38	38	38	38	38	80	122	38	80	122	145
39	39	39	39	39	81	123	39	81	123	147
40	40	40	40	40	82	124	40	82	124	133
41	41	41	41	41	83	125	41	83	125	129
42	42	42	42	42	84	126	42	84	126	140

Библиографический список

1. Степин Б. Д., Цветков А. А. Неорганическая химия. - М.: Высшая школа, 1994. - 608 с.
2. Лидин Р. А., Молочко В. А., Андреева Л. Л. Задачи по неорганической химии. - М.: Высшая школа, 1990. - 319 с.
3. Гольбрайх З. Е. Сборник задач и упражнений по химии: учеб. пособие для хим.-технол. Вузов.- Изд. 4-е, перераб. и доп. М.: Высшая школа, 1984. - 224 с.
4. Гольбрайх З. Е., Маслов Е. И. Сборник задач и упражнений по химии: учеб. пособие для хим.-технол. спец. вузов. - Изд. 5-е, перераб. и доп. - М.: Высшая школа, 1997. - 384 с.
5. Суворов А. В., Никольский А. Б. Общая химия. - Изд. 2-е, испр. - СПб.: Химия, 1995. - 623 с.
6. Алексеев В. Н. Курс качественного химического полумикроанализа под ред. П. К. Аганесяна. - Изд. 5-е, перераб. и доп. - М.: Химия, 1973. - 584 с.

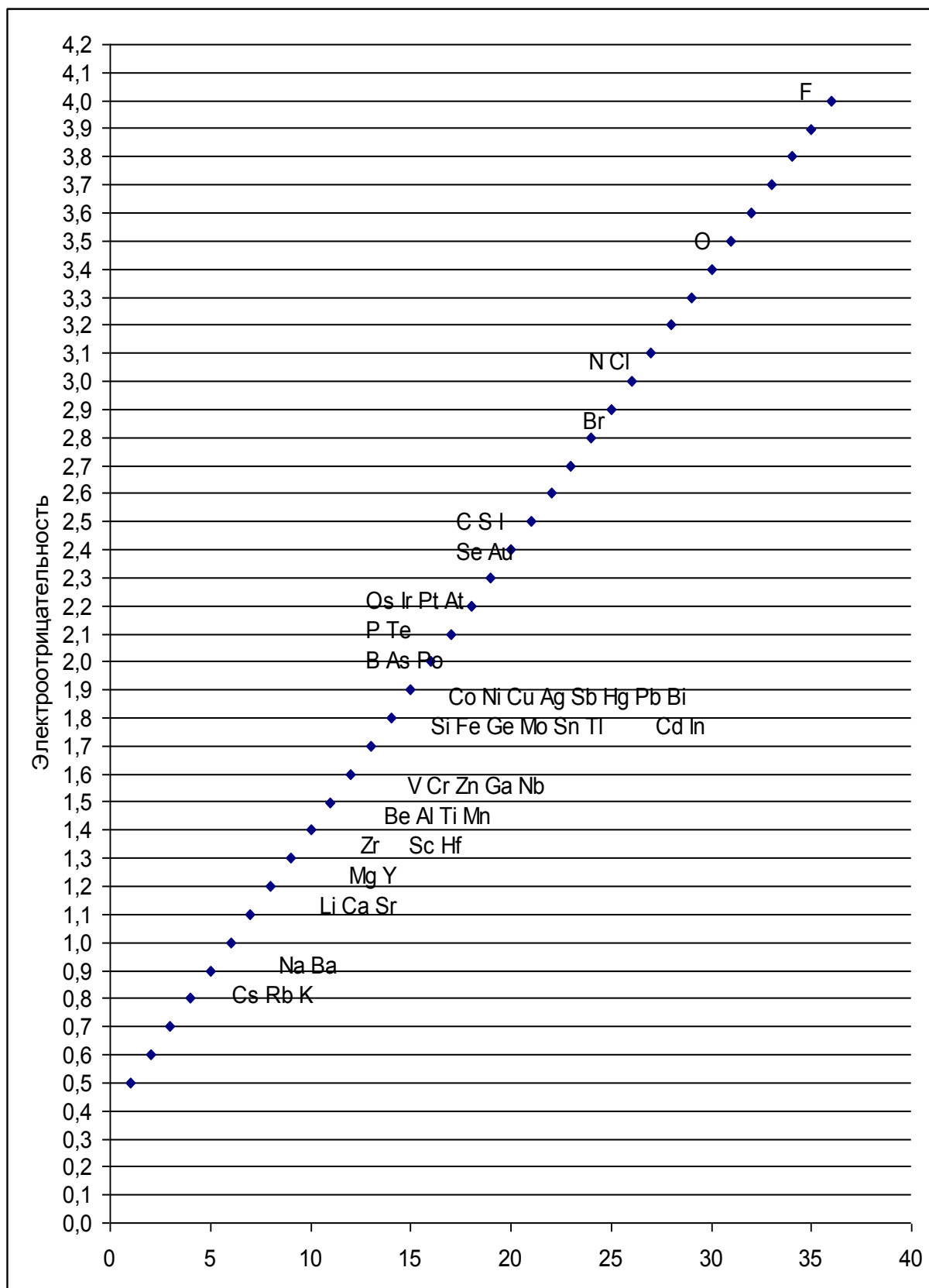
П Р И Л О Ж Е Н И Я

Приложение 1

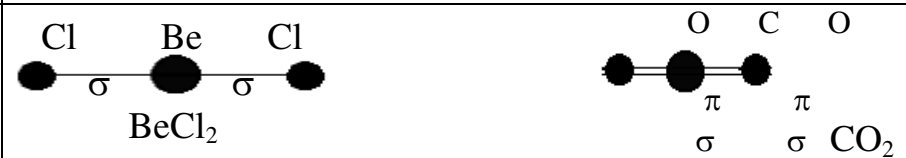
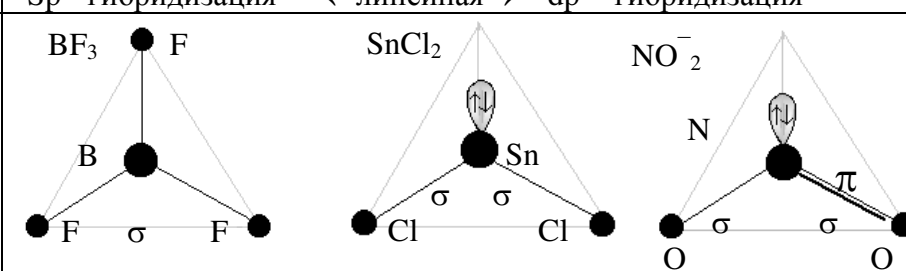
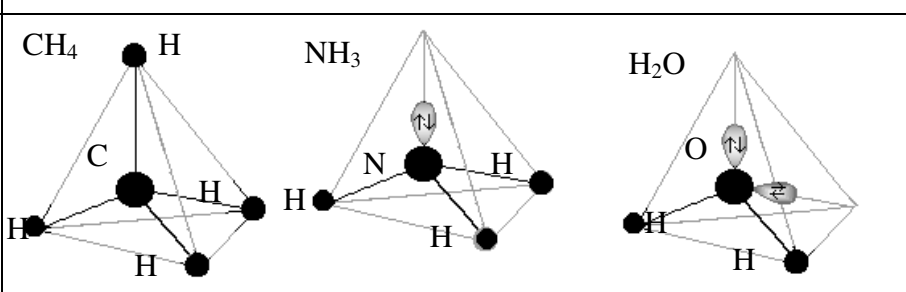
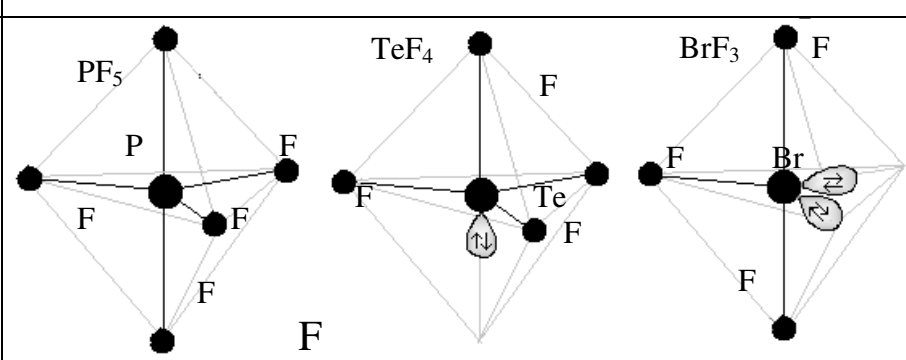
Традиционные и систематические названия некоторых кислот

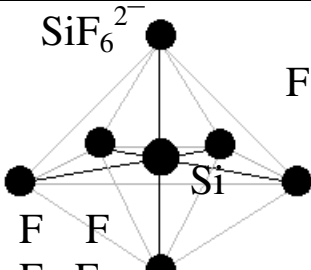
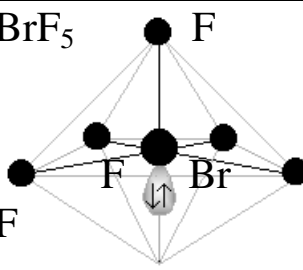
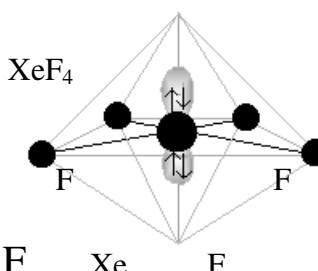
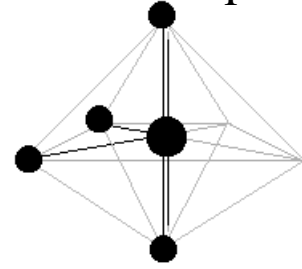
Традиционные названия некоторых кислот	Формула	Систематические названия некоторых кислот
Азотистая	HNO_2	Диоксонитрат водорода
Алюминиевая (мета)	HAIO_2	Диоксоалюминат водорода
Борная (мета)	HBO_2	Диоксоборат (III) водорода
Борная (орто)	H_3BO_3	Триоксоборат (III) водорода
Борная (тетра)	$\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$	Гептаоксотетраборат (III) водорода
Бромноватистая	HBrO	Оксобромат (I) водорода
Тиоциановая	HCNS	Тиоцианид водорода
Тиосерная	$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Триоксодисульфат(II), водорода
Йодноватая	HIO_3	Триоксохлорат водорода
Иодноватистая	HIO	Оксохлорат водорода
Кремниевая (мета)	H_2SiO_3	Триоксосиликат водорода
Кремниевая (орто)	H_4SiO_4	Тетраоксосиликат водорода
Муравьиная	HCOOH	Метанкарбоновая
Мышьяковая (орто)	H_3AsO_4	Тетраоксоарсенат (V) водорода
Мышьяковистая (орто)	H_3AsO_3	Триоксоарсенит (III) водорода
Пероксид водорода	H_2O_2	Пероксид водорода
Фтороводородная	HF	Фторид водорода
Хлорная	HClO_4	Тетраоксохлорат (VII) водорода
Селеновая	H_2SeO_4	Тетраоксоселенат (VI) водорода
Серная	H_2SO_4	Тетраоксосульфат (VI) водорода
Сернистая	H_2SO_3	Тетраоксосульфит (IV) водорода
Сероводородная	H_2S	Сульфид водорода
Циановодородная	HCN	Цианид водорода
Пероксодисерная	$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_6(\text{O}_2)$	Пероксогексаоксодисульфат (VI) водорода

Относительные электроотрицательности некоторых элементов



Геометрические формы молекул

Число пар \hat{e}	Число н/под. пар \hat{e}	Тип гибридизации и форма молекул	Общая формула	Угол рад ⁰
2	0	 <p style="text-align: center;"> Sp - гибридизация ←линейная→ dp - гибридизация </p>	AB_2	180
3	0 1	 <p style="text-align: center;"> $Sp^2 \uparrow$ - треугольная $dp^2 \uparrow$; $Sd^2 \uparrow$ - угловые </p>	AB_3 AB_2E	120 >120
4	0 1 2	 <p style="text-align: center;"> $Sp^3 \uparrow$ - тетраэдр $p^3 \uparrow$ - тригональная пирамида $p^2 \uparrow$ - угловая </p>	AB_4 AB_3E AB_2E_2	109,5 <104,5
5	0 1 2 3	 <p style="text-align: center;"> $Sp^3d \uparrow$ - тетраэдрическая бипирамида $p^3d \uparrow$ - тетраэдрическая пирамида $p^2d \uparrow$ - Т-образная </p>	AB_5 AB_4E AB_3E_2 AB_2E_3	120; $\perp 90$

Число пар	Число н/по	Тип гибридизации и форма молекул	Общая формула	Угол град ⁰
6	0	 <p>SiF_6^{2-} $\text{Sp}^3\text{d}^2 \uparrow$ - октаэдр</p>	AB_6	90
5	1	 <p>BrF_5 $\text{p}^3\text{d}^2 \uparrow$ - октаэдрическая пирамида</p>	AB_5E	
4	2	 <p>XeF_4 $\text{Sp}^2\text{d} \uparrow$ - плоский квадрат</p>	AB_4E_2	
4	0	 <p>SO_2F_2 $\text{Sp}^3 \uparrow$ - искаженный тетраэдр</p>	AB_4E_2	
		<p>σ π F</p>		

Константы диссоциации некоторых электролитов

Электролит	Константа диссоциации	Название аниона
	$K_1 / K_2 / K_3$	
А• Кислоты		
Азотистая HNO_2	$5,1 \cdot 10^{-4}$	Нитрит
Азотная HNO_3	10^0	Нитрат
Алюминиевая (мета) HAlO_2	$4,0 \cdot 10^{-13}$	Метаалюминат
Борная (мета) HBO_2	$7,5 \cdot 10^{-10}$	Метаборат
Борная (орто) H_3BO_3	$5,8 \cdot 10^{-10}$	Ортоборат
Борная (тетра) $\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$	$1,8 \cdot 10^{-4}$	Гидротетраборат
	$2 \cdot 10^{-8}$	Тетраборат
Бромноватистая HBrO	$2,5 \cdot 10^{-9}$	Гипобромит
Бромоводородная HBr	10^9	Бромид
Бромная HBrO_4	$\sim 10^8$	Пербромат
Бромноватая HBrO_3	$2,0 \cdot 10^{-1}$	Бромат
Винная $\text{H}_2\text{C}_4\text{H}_4\text{O}_6$	$9,1 \cdot 10^{-4}$	Гидротартрат
	$4,3 \cdot 10^{-5}$	Тартрат
Дихромовая $\text{H}_2\text{Cr}_7\text{O}_7$		
	$2,3 \cdot 10^{-2}$	Дихромат
Иодноватистая HIO	$2,3 \cdot 10^{-11}$	Гипоидид
Йодноватая HIO_3	$1,6 \cdot 10^{-1}$	Иодат
Иодная H_5IO_6	$2,45 \cdot 10^{-2}$	Тетрагидропериодат
	$4,3 \cdot 10^{-9}$	Тригидропериодат
	$1,0 \cdot 10^{-15}$	Дигидропериодат
Иодоводородная HI	10^{11}	Иодид
Кремниевая (мета) H_2SiO_3	$2,2 \cdot 10^{-10}$	Гидрометасиликат
	$1,6 \cdot 10^{-12}$	Метасиликат
Кремниевая (орто) H_4SiO_4	$2,0 \cdot 10^{-10}$	Тригидроортосиликат
	$2,0 \cdot 10^{-12}$	Дигидроортосиликат
	$1,0 \cdot 10^{-12}$	Гидроортосиликат
Марганцовая HmnO_4	$2,0 \cdot 10^2$	Перманганат
Марганцовистая H_2MnO_4	$\sim 10^{-1}$	Гидроманганат
	$7,1 \cdot 10^{-11}$	Манганат

Продолжение Приложения 4

Электролит	Константа диссоциации	Название аниона
	$K_1/ K_2/ K_3$	
А• Кислоты		
Муравьиная HCOOH	$1,8 \cdot 10^{-4}$	Формиат
Мышьяковая (орто) H_3AsO_4	$6,0 \cdot 10^{-3}$	Дигидрооргоарсенат
	$1 \cdot 10^{-7}$	Гидроортоарсенат
	$3,0 \cdot 10^{-12}$	Ортоарсенат
Мышьяковистая H_3AsO_3	$5,1 \cdot 10^{-10}$	Дигидрооргоарсенит
	$3 \cdot 10^{-14}$	Гидроортоарсенит
		Ортоарсенит
Пероксид водорода H_2O_2	$2,0 \cdot 10^{-12}$	-
Плавиковая HF	$6,8 \cdot 10^{-4}$	Фторид
Роданистоводородная HSNC	~ 10	Роданид
Селенистая H_2SeO_3	$2,4 \cdot 10^{-3}$	Гидроселенит
	$4,8 \cdot 10^{-9}$	Селенит
Селеновая H_2SeO_4	$1 \cdot 10^3$	Гидроселенат
	$1,3 \cdot 10^{-2}$	Селенат
Серная H_2SO_4	$1,0 \cdot 10^3$	Гидросульфат
	$1,2 \cdot 10^{-2}$	Сульфат
Синильная HCN	$6,2 \cdot 10^{-10}$	Цианид
Сернистая $\text{H}_2\text{S O}_3$	$1,7 \cdot 10^{-2}$	Гидросульфит
	$6,2 \cdot 10^{-8}$	Сульфит
Сероводород H_2S	$1 \cdot 10^{-7}$	Гидросульфид
	$1 \cdot 10^{-14}$	Сульфит
Тиосерная $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$	$2,5 \cdot 10^{-1}$	Гидротиосульфат
	$1,9 \cdot 10^{-2}$	Тиосульфат
Тиоциановая HCNS	$1,4 \cdot 10^{-1}$	Тиоцианат
Угольная H_2CO_3	$4,5 \cdot 10^{-7}$	Гидрокарбонат
	$4,8 \cdot 10^{-11}$	Карбонат
Уксусная CH_3COOH	$1,8 \cdot 10^{-5}$	Оксалат
Фосфористая $\text{H}_2(\text{H})\text{PO}_3$	$1,6 \cdot 10^{-2}$	Гидроортофосфит
	$2 \cdot 10^{-7}$	Ортофосфит

Продолжение Приложения 4

Электролит	Константа диссоциации	Название аниона
	$K_1/ K_2/ K_3$	
А• Кислоты		
Фосфорная (ди) $H_4P_2O_7$	10^{-1}	Тригидродифосфат
	10^{-2}	Дигидродифосфат
	10^{-9}	Гидродифосфат
Фосфорная (мета) HPO_3	-	Метафосфат
Фосфорная (орто) H_3PO_4	$7,6 \cdot 10^{-3}$	Дигидроортофосфат
	$6,2 \cdot 10^{-8}$	Гидроортофосфат
	$4,2 \cdot 10^{-13}$	Ортофосфат
Фосфорноватистая $H(H_2)PO_2$	$7,9 \cdot 10^{-2}$	Гипофосфит
Фтороводородная HF	$6,6 \cdot 10^{-4}$	Фторид
Хлористая $HClO_2$	$1,1 \cdot 10^{-2}$	Хлорит
Хлорная $HClO_4$	$\sim 10^8$	Перхлорат
Хлорноватая $HClO_3$	$\sim 10^3$	Хлорат
Хлорноватистая $HClO$	$5 \cdot 10^{-8}$	Гипохлорит
Хлороводородная HCl	10^7	Хлорид
Хромовая H_2CrO_4	$1,1 \cdot 10^{-1}$	Гидрохромат
	$3,2 \cdot 10^{-7}$	Хромат
Щавелевая $H_2C_2O_4$	$5,6 \cdot 10^{-2}$	Гидрооксалат
	$5,4 \cdot 10^{-5}$	Оксалат
Цианистоводородная HCN	$5,6 \cdot 10^{-10}$	Цианид

Электролит	Константа диссоциации	Название катиона
	$K_1/ K_2/ K_3$	
Б•Основания		
Аммиак $NH_3 + H_2O$	$1,76 \cdot 10^{-5}$	Аммония (.....)
Гидразин $N_2H_4 + H_2O$	$9,8 \cdot 10^{-7}$	Гидрозин (.....)
Гидроксиламин $NH_2OH + H_2O$	$9,6 \cdot 10^{-9}$	Гидроксиламин (.....)
Гидроксид алюминия $Al(OH)_3$	$8,3 \cdot 10^{-9}$	Дигидроксоалюминия...
	$2,1 \cdot 10^{-9}$	Гидроксоалюминия
	$1,38 \cdot 10^{-9}$	Алюминия.....

Электролит	Константа диссоциации	Название катиона
	$K_1/ K_2/ K_3$	
Б•Основания		
Гидроксид бария $Ba(OH)_2$	-	Гидроксобария...
	$2,3 \cdot 10^{-1}$	Бария
Гидроксид железа $Fe(OH)_2$	$1,2 \cdot 10^{-2}$	Гидроксожелеза...
	$1,3 \cdot 10^{-4}$	Железа (II).....
Гидроксид железа $Fe(OH)_3$	$4,8 \cdot 10^{-11}$	Дигидроксожелеза
	$1,3 \cdot 10^{-11}$	Гидроксожелеза (III)....
	$1,3 \cdot 10^{-12}$	Железа (III)....
Гидроксид кальция $Ca(OH)_2$	-	
	$4,0 \cdot 10^{-2}$	Кальция ...
Гидроксид лития $LiOH$	$6,8 \cdot 10^{-1}$	Лития....
Гидроксид магния $Mg(OH)_2$	-	
	$2,5 \cdot 10^{-3}$	Магния
Гидроксид меди $Cu(OH)_2$	-	
	$3,4 \cdot 10^{-7}$	Меди
Гидроксид никеля $Ni(OH)_2$	-	
	$3,4 \cdot 10^{-5}$	Никеля
Гидроксид хрома $Cr(OH)_3$	-	
	-	
	$1,0 \cdot 10^{-10}$	Хрома (III).....
Гидроксид серебра $AgOH$	$5,0 \cdot 10^{-3}$	Серебра
Гидроксид цинка $Zn(OH)_2$	$8,3 \cdot 10^{-5}$	Гидроксоцинка
	$1,5 \cdot 10^{-7}$	Цинка
Гидроксид свинца $Pb(OH)_2$	$9,6 \cdot 10^{-4}$	Гидроксосвинца (II)....
	$3,0 \cdot 10^{-8}$	Свинца (II)....

**Произведение растворимости малорастворимых в воде
соединений (при 25 °С)**

СОЛЬ	ПР	СОЛЬ	ПР	СОЛЬ	ПР
Ag ₂ C ₂ O ₄	3,5·10 ⁻¹¹	Bi ₂ (C ₂ O ₄) ₃	4,0·10 ⁻³⁶	Ca(H ₂ PO ₄) ₂	1,0·10 ⁻³
Ag ₂ CO ₃	1,2·10 ⁻¹²	Bi ₂ S ₃	1,0·10 ⁻⁹⁷	Ca ₃ (AsO ₄) ₂	6,8·10 ⁻¹¹
Ag ₂ Cr ₂ O ₇	1,0·10 ⁻¹⁰	BiAsO ₄	2,8·10 ⁻¹⁰	CaCO ₃	3,8·10 ⁻⁹
Ag ₂ CrO ₄	1,1·10 ⁻¹²	BiI ₃	8,1·10 ⁻¹⁹	CaSO ₃	1,3·10 ⁻⁸
Ag ₂ S	6,3·10 ⁻⁵⁰	BiOCl	7,0·10 ⁻⁹	CdC ₂ O ₄	1,5·10 ⁻⁸
Ag ₂ SO ₃	1,5·10 ⁻¹⁴	BiPO ₄	1,3·10 ⁻²³	CdSeO ₃	1,3·10 ⁻⁹
Ag ₂ SO ₄	1,6·10 ⁻⁵	Ba(IO ₃) ₂	1,5·10 ⁻⁹	CdCO ₃	5,2·10 ⁻¹²
Ag ₃ AsO ₄	1,1·10 ⁻²²	Ba(OH) ₂	5,0·10 ⁻³	Cd(OH) ₂	2,2·10 ⁻¹⁴
Ag ₃ PO ₄	1,3·10 ⁻²⁰	Ba(BrO ₃) ₂	5,5·10 ⁻⁶	CoS α	4,0·10 ⁻²¹
AgBr	5,3·10 ⁻¹³	Ba ₂ P ₂ O ₇	3,0·10 ⁻¹¹	CoS β	2,0·10 ⁻²⁵
AgCH ₃ COO	4,0·10 ⁻³	Ba ₃ (AsO ₄) ₂	7,8·10 ⁻⁵¹	Co ₃ (AsO ₄) ₂	7,6·10 ⁻²⁹
AgCl	1,8·10 ⁻¹⁰	Ba ₃ (PO ₄) ₂	6,0·10 ⁻³⁹	Co(OH) ₃	4,0·10 ⁻⁴⁵
AgClO ₂	2,0·10 ⁻⁴	BaC ₂ O ₄	1,1·10 ⁻⁷	CoCO ₃	1,4·10 ⁻¹³
AgClO ₃	5,0·10 ⁻²	BaCO ₃	4,0·10 ⁻¹⁰	Co(OH) ₂	2,0·10 ⁻¹⁶
AgCN	1,4·10 ⁻¹⁶	BaCrO ₄	1,2·10 ⁻¹⁰	CoC ₂ O ₄	6,3·10 ⁻⁸
AgI	8,3·10 ⁻¹⁷	BaS ₂ O ₃	1,6·10 ⁻⁵	Cu(IO ₃) ₂	7,4·10 ⁻⁸
AgIO ₃	3,0·10 ⁻⁸	BaSO ₃	8,0·10 ⁻⁷	Cu(OH) ₂	2,2·10 ⁻²⁰
AgNO ₃	1,6·10 ⁻⁴	Be(OH) ₂	6,3·10 ⁻²²	Cu ₃ (AsO ₄) ₂	7,6·10 ⁻³⁶
AgSCN	1,1·10 ⁻¹²	BeCO ₃	1,0·10 ⁻³	CuBr	5,2·10 ⁻⁹
AgBrO ₃	5,8·10 ⁻⁵	CaC ₂ O ₄	2,3·10 ⁻⁹	CuCl	1,2·10 ⁻⁶
Al(OH) ₃	3,7·10 ⁻¹⁵	CaCrO ₄	7,1·10 ⁻⁴	CuCrO ₄	3,6·10 ⁻⁶
AlAsO ₄	1,6·10 ⁻¹⁶	CaF ₂	4,0·10 ⁻¹¹	CuI	1,1·10 ⁻¹²
AlPO ₄	5,7·10 ⁻¹⁹	CaHPO ₄	2,7·10 ⁻⁷	CuS	6,3·10 ⁻³⁶
Ba(NO ₃) ₂	4,5·10 ⁻³	CaSO ₄	9,1·10 ⁻⁶	CuSe	1,0·10 ⁻⁴⁹
BaF ₂	1,1·10 ⁻⁶	Ca ₃ (PO ₄) ₂	2,0·10 ⁻²⁹	CrAsO ₄	7,8·10 ⁻²¹
BaSO ₄	1,1·10 ⁻¹⁰	Ca(IO ₃) ₂	7,0·10 ⁻⁷	CrPO ₄	1,0·10 ⁻¹⁷
BaMnO ₄	2,5·10 ⁻¹⁰	Ca(OH) ₂	6,3·10 ⁻⁶	Cr(OH) ₂	1,0·10 ⁻¹⁷

Окончание Приложения 5

СОЛЬ	ПР	СОЛЬ	ПР	СОЛЬ	ПР
Cr(OH) ₃	6,3·10 ⁻³¹	MgSO ₃	3,0·10 ⁻³	Pb ₃ (AsO ₄) ₂	4,1·10 ⁻³⁶
Fe(OH) ₂	8,0·10 ⁻¹⁶	Mn ₃ (AsO ₄) ₂	1,9·10 ⁻²⁹	Pb ₃ (PO ₄) ₂	7,9·10 ⁻⁴³
Fe(OH) ₃	6,3·10 ⁻³⁸	MnNH ₄ PO ₄	1,0·10 ⁻¹²	PbBr ₂	9,1·10 ⁻⁶
FeC ₂ O ₄	2,0·10 ⁻⁷	Mn(OH) ₂	1,9·10 ⁻¹³	PbC ₂ O ₄	4,8·10 ⁻¹⁰
FePO ₄	1,3·10 ⁻²²	MnS	25·10 ⁻¹⁰	PbCl ₂	1,6·10 ⁻⁵
FeS	5,0·10 ⁻¹⁸	Mn(OH) ₃	1,0·10 ⁻³⁶	PbCO ₃	7,5·10 ⁻¹⁴
FeS ₂	6,3·10 ⁻³¹	Mn(OH) ₄	1,0·10 ⁻⁵⁶	Sn(OH) ₂	6,3·10 ⁻²⁷
FeAsO ₄	5,8·10 ⁻²¹	Na[Sb(OH) ₆]	4,0·10 ⁻⁸	Sn(OH) ₄	1,0·10 ⁻⁵⁷
FeCO ₃	3,5·10 ⁻¹¹	NaIO ₄	3,0·10 ⁻³	SnI ₂	8,3·10 ⁻⁶
Hg ₂ Br ₂	5,8·10 ⁻²³	Ni(CN) ₂	3,0·10 ⁻²³	SnS	2,5·10 ⁻²⁷
Hg ₂ Cl ₂	1,3·10 ⁻¹⁸	Ni(IO ₃) ₂	1,4·10 ⁻⁸	Sr ₃ (AsO ₄) ₂	1,3·10 ⁻¹⁸
Hg ₂ I ₂	4,5·10 ⁻²⁹	Ni(OH) ₂	2,0·10 ⁻¹⁵	SrC ₂ O ₄	5,6·10 ⁻⁸
HgS	1,6·10 ⁻⁵²	Ni ₃ (AsO ₄) ₂	3,1·10 ⁻²⁶	SrCrO ₄	3,6·10 ⁻⁵
K ₂ Na[Co(NO ₂) ₆]	2,2·10 ⁻¹¹	NiC ₂ O ₄	4,0·10 ⁻¹⁰	SrSO ₄	3,2·10 ⁻⁷
K ₃ [Co(NO ₂) ₆]	4,3·10 ⁻¹⁰	NiS β	1,0·10 ⁻²⁴	Sb ₂ S ₃	1,6·10 ⁻⁹³
KClO ₄	1,1·10 ⁻²	NiS α	3,2·10 ⁻¹¹	Sr ₃ (PO ₄) ₂	1,0·10 ⁻³¹
KIO ₄	8,3·10 ⁻⁴	NiCO ₃	1,3·10 ⁻⁷	Sr(IO ₃) ₂	3,3·10 ⁻⁷
Li ₂ CO ₃	1,9·10 ⁻³	Pb(BrO ₃) ₂	8,0·10 ⁻⁶	SrF ₂	2,5·10 ⁻⁹
Li ₃ PO ₄	3,2·10 ⁻⁹	Pb(IO ₃) ₂	2,6·10 ⁻¹³	SrSO ₃	4,0·10 ⁻⁸
LiF	1,5·10 ⁻³	Pb(OH) ₂	7,9·10 ⁻¹⁶	SrSeO ₃	4,4·10 ⁻⁶
LiOH	4,0·10 ⁻²	Pb(SCN) ₂	2,0·10 ⁻⁵	ZnS β	2,5·10 ⁻²²
Mg(IO ₃) ₂	3,0·10 ⁻³	PbCrO ₄	1,8·10 ⁻¹⁴	ZnS α	1,6·10 ⁻²⁴
Mg(OH) ₂	6,8·10 ⁻¹²	PbF ₂	2,7·10 ⁻⁸	ZnCO ₃	1,4·10 ⁻¹¹
Mg ₃ (AsO ₄) ₂	2,1·10 ⁻²⁰	PbI ₂	1,1·10 ⁻⁹	Zn(CN) ₂	2,6·10 ⁻¹³
Mg ₃ (PO ₄) ₂	1,0·10 ⁻¹³	PbS	2,5·10 ⁻²⁷	Zn(IO ₃) ₂	2,0·10 ⁻⁸
MgC ₂ O ₄	8,5·10 ⁻⁵	PbS ₂ O ₃	4,0·10 ⁻⁷	Zn(OH) ₂	1,2·10 ⁻¹⁷
MgCO ₃	2,1·10 ⁻⁵	PbSO ₄	1,6·10 ⁻⁸	Zn ₃ (AsO ₄) ₂	1,3·10 ⁻²⁷
MgF ₂	6,5·10 ⁻⁹	PbSe	1,0·10 ⁻³⁸	Zn ₃ (PO ₄) ₂	9,1·10 ⁻³³
MgNH ₄ PO ₄	2,5·10 ⁻¹³	PbSeO ₄	1,4·10 ⁻⁷	ZnC ₂ O ₄	1,5·10 ⁻⁹

Введение	3
1. Классы неорганических соединений.....	4
Задания к разделу 1.....	8
2. Закон эквивалентов.....	10
Задания к разделу 2.....	14
3. Способы выражения концентраций растворов.....	16
Задания к разделу 3.....	23
4. Строение атомов. Периодическая систем элементов.....	41
Задания к разделу 4.....	46
5. Химическая связь.....	48
5.1. Метод молекулярных орбиталей.....	51
5.2. Метод валентных связей.....	54
Задания к разделу 5.....	56
6. Растворы.....	65
6.1. Процессы растворения.....	67
6.2. Сильные электролиты.....	70
Задания к разделу 6.2.....	74
6.3. Слабые электролиты.....	77
Задания к разделу 6.3.....	80
6.4. Ионное произведение воды.....	83
Задания к разделу 6.4.....	85
6.5. Произведение растворимости.....	88
Задания к разделу 6.5.....	92
6.6. Гидролиз солей.....	95
Задания к разделу 6.6.....	108

Таблица вариантов заданий разделов 1-5.....	115
Таблица вариантов заданий раздела 6.....	116
Библиографический список.....	117
Приложения.....	118
Приложение 1. Традиционные и систематические названия некоторых	-
Приложение 2. Относительные электроотрицательности некоторых элементов.....	119
Приложение 3. Геометрические формы молекул.....	120
Приложение 4. Константы диссоциации некоторых электролитов.....	122
Приложение 5 Произведение растворимости малорастворимых в воде соединений (при 25	127

1
2
3
4
5
6