

НАУЧНО-ИНФОРМАЦИОННЫЙ ЦЕНТР САНКТ-ПЕТЕРБУРГСКОГО ГОСУДАРСТВЕННОГО ТЕХНОЛОГИЧЕСКОГО УНИВЕРСИТЕТА РАСТИТЕЛЬНЫХ ПОЛИМЕРОВ

Федеральное агентство по образованию

Государственное образовательное учреждение  
высшего профессионального образования

САНКТ-ПЕТЕРБУРГСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ  
ТЕХНОЛОГИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ РАСТИТЕЛЬНЫХ ПОЛИМЕРОВ

---

Т. Л. Луканина  
Т. Т. Овчинникова  
В. Я. Сигаев

## ОБЩАЯ ХИМИЯ

Часть I

Учебно-методическое пособие

794635

Санкт-Петербург  
2005



ББК 24.1я7

Л 840

УДК 546(075)

Луканина Т. Л., Овчинникова Т.Т., Сигаев В. Я. Общая химия: Учебно-методическое пособие / ГОУВПО СПбГТУРП. СПб., 2005. Часть I. 102 с. – ISBN 5-230-14367-3

Приводятся краткие теоретические основы по соответствующим разделам общей химии и рекомендации по выполнению и оформлению домашних заданий. В приложении имеются необходимые справочные таблицы. Составлены задания для индивидуальной самостоятельной работы студентов I курса всех форм обучения всех специальностей.

Табл. 11. Ил. 9.

Рецензенты: д-р хим. наук, профессор, зав. кафедрой неорганической химии Российского государственного педагогического университета им А.И. Герцена Балашев К.П.;

канд. хим. наук, доцент кафедры физической химии Санкт-Петербургского государственного электротехнического университета Федотов Г.В.

Рекомендовано к изданию Редакционно-издательским советом университета в качестве учебно-методического пособия.

ББК 24.1я7

ISBN 5-230-14367-3

© ГОУВПО Санкт-Петербургский государственный технологический университет растительных полимеров, 2005

## 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», «Закон эквивалентов», «Способы выражения концентраций растворов», «Строение атомов. Химическая связь», «Растворы электролитов». 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 методического 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. Если задание не зачтено, необходимо отдельно выполнить работу над ошибками и там внести исправления. Откорректированное задание вновь представляется на проверку.

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

## 1. Классы неорганических соединений

Реакции взаимодействия между кислотой и основанием называются реакциями нейтрализации, в результате которых происходит образование соли и воды. 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 атомы водорода. *Основные соли* образуются при недостатке кислоты и содержат незамещенные гидроксильные группы.

Существуют два вида номенклатуры, 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, гексаоксодисульфат (VI) 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.).

В названиях оксидов систематические названия применяются, чаще, для обозначения димеров, таких как  $P_4O_{10}$  — декаоксидтетрафосфора, традиционные для обозначения распространенных оксидов  $P_2O_5$  — оксид фосфора (V).

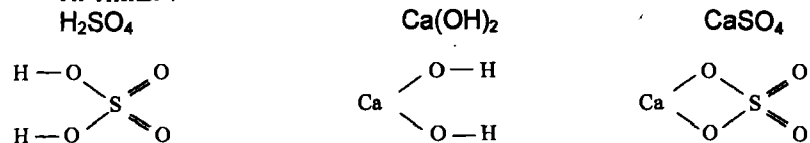
Для обозначения солей традиционных кислот используются традиционные названия, для малораспространенных — систематические (гидрокарбонат калия —  $KHCO_3$ , пероксодисульфат (VI) калия —  $K_2S_2O_8(O_2)$ , соответственно, и т. д.). Более детально номенклатура химических соединений рассмотрена в учебнике под редакцией 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 и 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.



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

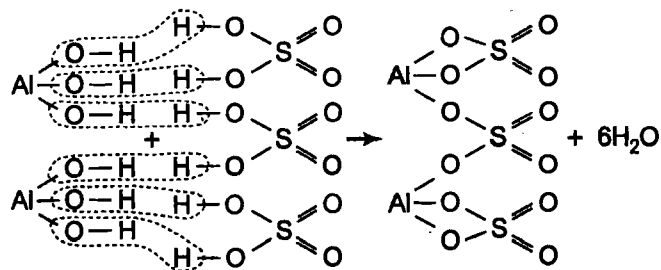
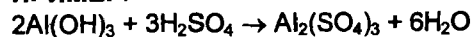
1. Составляется уравнение химической реакции, и расставляются коэффициенты.

Данное уравнение записывается в графической форме, причем количество молекул изображается в соответствии с уравнением.

Удаляется нужное количество молекул воды (в соответствии с уравнением).

Оставшиеся после удаления воды связи соединяются с образованием соли.

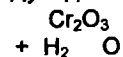
ПРИМЕР.

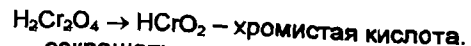


Аналогичным образом можно построить любые основные и кислые соли.

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.





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

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  $\text{Cr}_2^{+6} \text{O}_3^{-2}$  или  $\text{CrO}_3$ .

#### ЗАДАНИЯ 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. Гипоидит 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 [2-4], 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 моль  $\text{Ca}(\text{OH})_2 + 1$  моль  $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 1$  моль  $\text{CaSO}_4 + 2$  моль  $\text{H}_2\text{O}$ ,
- 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  $\text{H}_2\text{O}$ ,
- 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  $\text{H}_2\text{O}$ .

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

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

Так, если  $v = m / M$  (моль),  
где M – масса 1 моль вещества (молярная масса), измеряемая в г/моль, то  
 $z = m / \mathcal{E}$  (эkv),

где  $\mathcal{E}$  – масса 1 моль-эквивалента вещества (эквивалентная масса), измеряемая, соответственно, в г/моль-эkv или просто в г/эkv. Количества эквивалентов веществ для каждой приведенной реакции равны.

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

для 1 реакции  $m_1 / m_2 = M_1 / M_2$ ,  $m_1 / m_3 = M_1 / M_3$ ,  $m_1 / m_6 = M_1 / 2M_6$ ,  
для 2 реакции  $m_1 / m_2 = 2M_1 / M_2$ ,  $m_1 / m_4 = 2M_1 / M_4$ ,  $m_1 / m_6 = 2M_1 / 2M_6$ ,  
для 3 реакции  $m_1 / m_2 = M_1 / 2M_2$ ,  $m_1 / m_5 = M_1 / M_5$ ,  $m_1 / m_6 = M_1 / 2M_6$ .

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/эkv, 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  $v \cdot M = m$ , а  $z \cdot \mathcal{E} = m$ , то  $z \cdot \mathcal{E} = v \cdot M$ , то есть  $z / v = M / \mathcal{E} = n$ , экv/моль.

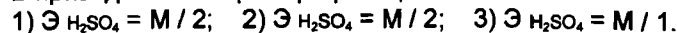
Данное соотношение показывает, во сколько раз количество эквивалентов больше, чем количество вещества. При этом число n

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.

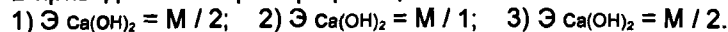
1. Для **кислоты**  $n$  = основности (число замещенных атомов водорода в данной химической реакции).

В приведенных в примере реакциях:



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

В приведенных в примере реакциях:



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

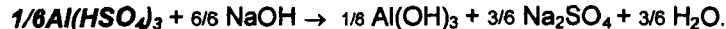
В приведенных реакциях:



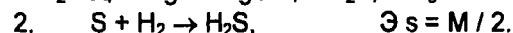
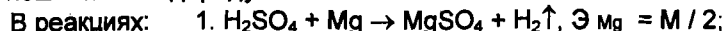
В иных превращениях, например:



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



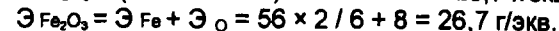
5. Эквивалентная масса **элемента** в соединении определяется как отношение его молярной массы к  $n$  = валентности, которую он проявляет в данном соединении.

Так валентность углерода в следующих соединениях различна: в молекуле  $\text{CH}_4$  - IV, в  $\text{CO}$  - 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:  $\mathcal{E}_{\text{оксида}} = \mathcal{E}_{\text{ЭЛЕМЕНТА}} + \mathcal{E}$

КИСЛОРОДА.



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

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

Таким образом, для газо-фазных реакций математическое выражение закона эквивалентов можно представить в следующем виде:  $m_1 / \mathcal{E}_1 = V_1 / V_{\mathcal{E}1}$ ;  $m_1 / V_1 = \mathcal{E}_1 / V_{\mathcal{E}1}$ .

## ЗАДАНИЯ К РАЗДЕЛУ 2

1. При нейтрализации 9,797 г  $\text{H}_3\text{PO}_4$  израсходовано 7,998 г  $\text{NaOH}$ . Вычислить эквивалент  $\text{H}_3\text{PO}_4$ , ее основность в этой реакции. На основании расчета написать уравнение реакции.
2. Определить массу металла, вытеснившего из кислоты 0,7 л  $\text{H}_2$  (н.у.), если эквивалент металла равен 27.
3. 2,14 г металла вытесняют 2 л  $\text{H}_2$  (н.у.). Определить эквивалентную массу 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  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Рассчитать эквивалент металла и объем выделившегося водорода.
6. На восстановление 3,6 г оксида металла израсходовано 1,7 л  $\text{H}_2$  (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  $\text{KOH}$ . Вычислить эквивалент  $\text{KH}_2\text{PO}_4$  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 %  $\text{Au}$  и 35,1 %  $\text{Cl}$ .
13. 2 г двухвалентного металла вытесняют 1,12 л  $\text{H}_2$  (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. Сколько литров кислорода расходуется при сгорании 2,1 г магния?
  17. Определить эквивалент металла и эквивалент серы, 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 серной кислоты 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. К 100 г 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 разбавленной серной кислотой, если собрано 10,24 л газа (н.у.).
  35. 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.
  36. Определить массу (г) серы, образующейся при взаимодействии 0,01 моль  $H_2S$  с избытком  $HNO_3$  (100 %).
  37. Определить концентрацию (экв/л.)  $MnCl_2$ , если в 200 мл раствора содержится 2,52 г растворенного вещества.
  38. Серную кислоту полностью нейтрализуют с помощью раствора  $NaOH$  0,2 экв/л. Определите  $V_{мл}$  раствора  $NaOH$ , если серной кислоты взято 20 г.
  39. 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  $NO_2$ .
  40. Определить концентрацию (экв/л)  $KJ$  в растворе, если при проведении реакции из 100 мл раствора получено 3,94  $J_2$ .
  41. Рассчитайте объем (мл) метана, выделившихся в результате реакции:  $Al_4C_3 + 12H_2O = 4Al(OH)_3 + 3CH_4$ , если на реакцию взято 105 г трикарбида алюминия.
  42. Сколько эквивалентов  $Ca(OH)_2$  потребуется для нейтрализации 1 л раствора серной кислоты с концентрацией 1 экв/л.

### 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 ( $\omega$ ), мольная доля ( $n_i$ ), молярная ( $C_m$ ), моляльная ( $C_m$ ), нормальная или эквивалентная ( $C_n$ ), титр ( $T$ ), 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, и определенная масса или объем растворителя или раствора. Следовательно, необходимо четко знать размерность каждого вида концентраций.

2) Любые виды концентраций можно сопоставить.

Вид концентрации, размерность	Содержание		Расчет концентрации
	растворенного вещества	в растворе или растворителе	
процентная (C%), %	C% = m <sub>B</sub> , г	в 100 г р-ра	C% = (m <sub>B</sub> / m <sub>р-ра</sub> ) · 100
массовая доля (ω), б/р	ω = m <sub>B</sub> , г	в 1 г р-ра	ω = m <sub>B</sub> / m <sub>р-ра</sub>
молярная доля (n), б/р	n <sub>р-ля</sub> = ν <sub>р-ля</sub> , n <sub>B</sub> = ν <sub>B</sub> , моль	в 1 моль р-ра	n <sub>B</sub> = ν <sub>B</sub> / (ν <sub>B</sub> + ν <sub>р-ля</sub> ) n <sub>р-ля</sub> = ν <sub>р-ля</sub> / (ν <sub>р-ля</sub> + ν <sub>B</sub> )
молярная (C <sub>M</sub> ), моль/л	C <sub>M</sub> = ν <sub>B</sub> , моль	в 1000 мл р-ра	C <sub>M</sub> = ν <sub>B</sub> / V <sub>р-ра</sub> (л)
моляльная (C <sub>m</sub> ), моль/кг р-ля	C <sub>m</sub> = ν <sub>B</sub> , моль	в 1000 г р-ля	C <sub>m</sub> = ν <sub>B</sub> / m <sub>р-ля</sub> (кг)
эквивалентная (C <sub>H</sub> ), экв/л	C <sub>H</sub> = z <sub>B</sub> , экв	в 1000 мл р-ра	C <sub>H</sub> = z <sub>B</sub> / V <sub>р-ра</sub> (л)
титр (T), г/мл	T = m <sub>B</sub> , г	в 1 мл р-ра	T = m <sub>B</sub> / V <sub>р-ра</sub> (л)
выраженная в г/л (C <sub>г/л</sub> ), г/л	C <sub>г/л</sub> = m <sub>B</sub> , г	в 1000 мл р-ра	C <sub>г/л</sub> = m <sub>B</sub> / V <sub>р-ра</sub> (л)

**ПРИМЕР:** Пусть требуется перевести C% в C<sub>M</sub>. 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<sub>M</sub> численно равна количеству моль вещества в 1000 мл раствора. Следовательно, первым делом, нужно определить, какому количеству моль соответствует 10 г вещества:

$$\nu_B = m_B / M_B = C\% / M_B = 10 / M_B.$$

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:

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

Откуда

$$C_M = \nu_B \cdot 1000 / V_p = \frac{m_B \cdot 1000 \cdot \rho_p}{M_B \cdot m_p} = \frac{C\% \cdot 1000 \cdot \rho_p}{M_B \cdot 100} = \frac{C\% \cdot 10 \cdot \rho_p}{M_B} = \frac{10 \cdot 10 \cdot \rho_p}{M_B}$$

3) В случае моляльной концентрации или молярной доли необходимо учесть различие между объемом или массой раствора и растворителя. Так m<sub>p</sub> = m<sub>р-ля</sub> + m<sub>B</sub>, но V<sub>p</sub> не равен сумме объемов вещества и растворителя, так как они имеют разные плотности, поэтому объем раствора можно рассчитать только как

$$V_p = (m_{р-ля} + m_B) / \rho_p.$$

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

**ПРИМЕР:** Пусть слили два раствора с соответствующими параметрами: C<sub>1</sub>%, ρ<sub>1</sub>, V<sub>1</sub> и C<sub>2</sub>%, ρ<sub>2</sub>, V<sub>2</sub>. Общая масса смеси будет

составлять: ρ<sub>1</sub> · V<sub>1</sub> + ρ<sub>2</sub> · V<sub>2</sub> = m<sub>р(1+2)</sub>. Для определения общего объема смеси необходимо знать ее плотность ρ<sub>3</sub>, тогда

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

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

4) Для перевода молярной доли в любую другую концентрацию необходимо принимать во внимание следующие соображения:

n<sub>i</sub> — молярная доля может относиться к веществу n<sub>B</sub> и к растворителю n<sub>р-ля</sub>, поэтому сумма этих молярных долей равна 1. А отсюда можно сделать следующие выводы: 1 моль смеси содержит ν<sub>B</sub> = n<sub>B</sub>, моль и ν<sub>р-ля</sub> = n<sub>р-ля</sub>, моль, следовательно можно найти массу этих количеств веществ, как m<sub>B</sub> = M<sub>B</sub> · ν<sub>B</sub> и m<sub>р-ля</sub> = M<sub>р-ля</sub> · ν<sub>р-ля</sub>, а также массу 1 моль этой смеси как

$$M_B \cdot \nu_B + M_{р-ля} \cdot \nu_{р-ля} = m_{р-ра} \quad \text{или} \quad M_B \cdot n_B + M_{р-ля} \cdot n_{р-ля} = m_{р-ра}.$$

Из полученного соотношения легко вывести формулу любой другой концентрации.

$$\text{ПРИМЕР: } C\% = m_B \cdot 100 / m_{р-ра} = M_B \cdot n_B \cdot 100 / (M_B \cdot n_B + M_{р-ля} \cdot n_{р-ля}).$$

### ЗАДАНИЯ К РАЗДЕЛУ 3

- К 3 л 10 %-го раствора HNO<sub>3</sub> (ρ = 1,54 г/см<sup>3</sup>) прибавили 5 л 2 %-го раствора той же кислоты (ρ = 1,009 г/см<sup>3</sup>). Определить C% и C<sub>M</sub>, если считать, что объем полученного раствора равен 8 л.
- К раствору, содержащему 20 г нитрата серебра прибавили 80 мл раствора хлорида натрия (ρ = 1,1 г/см<sup>3</sup>) с концентрацией хлорида натрия 30 %. Какое вещество и в каком количестве (г) осталось в растворе после реакции?
- Сколько грамм оксида марганца (IV) и сколько мл соляной кислоты с концентрацией 40 % (ρ = 1,2 г/см<sup>3</sup>) необходимо для получения 20 л хлора при н.у.?
- Сколько мл раствора нитрата серебра с массовой долей 0,05 (ρ = 1,0 г/см<sup>3</sup>) необходимо взять для получения 5 г осадка AgCl?
- Смешали 500 мл раствора серной кислоты с концентрацией 10 % и ρ = 1,1 г/см<sup>3</sup> и 300 мл раствора гидроксида калия с ρ = 1,2 г/см<sup>3</sup>. Определить концентрацию щелочи, если в результате реакции образовалась кислая соль.
- К 300 мл раствора нитрата свинца (II) (ρ = 1,03 г/см<sup>3</sup>) с массовой долей 0,4 добавили 30 г иодида калия. Какие вещества и в каком количестве 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 раство-



- ров, содержащих 15 г сульфата натрия и 10 г хлорида бария.
9. Сколько грамм меди можно растворить при действии 250 мл раствора азотной кислоты с концентрацией 60 % ( $\rho = 1,4 \text{ г/см}^3$ ). Какой газ при этом выделяется?
  10. Какой объем хлора и какой объем раствора бромиды калия ( $C\% = 50 \%$ ,  $\rho = 1,2 \text{ г/см}^3$ ) требуются для получения 500 г брома?
  11. Какой объем водорода при н.у. выделится при взаимодействии 1 г алюминия с 50 мл раствора соляной кислоты с массовой долей 0,3 ( $\rho = 1,4 \text{ г/см}^3$ )?
  12. Какой объем оксида углерода (IV) необходим для взаимодействия с 5 л раствора гидроксида натрия с концентрацией 1,2 % ( $\rho = 1,1 \text{ г/см}^3$ ) при образовании кислой соли?
  13. Какой объем оксида азота (IV) образуется при взаимодействии меди с 5 л раствора азотной кислоты с концентрацией 42 % ( $\rho = 1,4 \text{ г/см}^3$ )?
  14. При добавлении избытка нитрата серебра к раствору хлорида кальция образовалось 60 г осадка. Сколько молей  $\text{CaCl}_2$  содержалось в растворе?
  15. Сколько литров аммиака образуется при взаимодействии 15 л азота и 3 л водорода?
  16. 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?
  17. Сколько моль гидроксида калия необходимо добавить к 40 г гидроксида алюминия для его полного растворения?
  18. К 4 л 16 %-го раствора  $\text{HNO}_3$  ( $\rho = 1,6 \text{ г/см}^3$ ) прибавили 5 л 2 %-го раствора той же кислоты ( $\rho = 1,009 \text{ г/см}^3$ ). Определить  $C\%$  и  $C_M$ , если считать, что объем полученного раствора равен 8 л.
  19. Из 900 г 60 %-го раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$  выпариванием удалили 100 г воды. Чему равна  $C\%$  полученного раствора?
  20. Из 700 г 60 %-го раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$  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  $\text{HNO}_3$  ( $\rho = 1,004 \text{ г/см}^3$ ) прибавили 3 л 2 %-го раствора той же кислоты ( $\rho = 1,009 \text{ г/см}^3$ ). Определить  $C\%$  и  $C_M$ , если считать, что объем полученного раствора равен 6 л.
  23. Сколько мл 96 %-го раствора серной кислоты ( $\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$ ) необходимо взять для приготовления 1 л 0,5 М раствора кислоты?
  24. К 1 л 10 %-го раствора  $\text{KOH}$  ( $\rho = 1,23 \text{ г/см}^3$ ) прибавили 0,5 л 5 %-го раствора ( $\rho = 1,09 \text{ г/см}^3$ ). Смесь разбавили водой до 5 л. Вычислить  $C_M$ ,  $C_N$ ,  $T$ .

25. Сколько мл 96 %-го раствора серной кислоты ( $\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$ ) необходимо взять для приготовления 2 л 0,5 Н раствора кислоты?
26. Сколько мл 0,1 Н раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$  можно приготовить из 1 мл олеума, содержащего 85,3 % общего  $\text{SO}_3$  и имеющего  $\rho = 1,897$ ?
27. Сколько л  $\text{NH}_3$  (н.у.) следует растворить в 200 г 10 %-го раствора  $\text{NH}_4\text{OH}$  для получения 20% раствора?
28. Сколько литров  $\text{SO}_2$  (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 ( $\rho = 1,34 \text{ г/см}^3$ )?
30. Насыщенный при 15 °С раствор  $\text{K}_2\text{CO}_3$  содержит 51,3 % растворенного вещества. Плотность раствора 1,563 г/мл. Вычислить, сколько содержится в 1 л раствора: а) граммов  $\text{K}_2\text{CO}_3$ ; б) молей  $\text{K}_2\text{CO}_3$ .
31. Сколько мл 38 %-й  $\text{HCl}$  ( $\rho = 1,19 \text{ г/см}^3$ ) необходимо для приготовления 1 л 2 Н раствора?
32. В 250 г 98 %-го раствора  $\text{H}_3\text{PO}_4$  растворили 14,2 г оксида фосфора (V). Определить  $C\%$  и  $n$  полученного раствора.
33. Какие объемы 60 %-й  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( $\rho = 1,5 \text{ г/см}^3$ ) и 14 %-й  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( $\rho = 1,1 \text{ г/см}^3$ ) нужно смешать, чтобы получить 10 л 27 %-го раствора ( $\rho = 1,2 \text{ г/см}^3$ )?
34. Смешали 100 мл 50 %-го раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( $\rho = 1,4 \text{ г/см}^3$ ) и 100 мл 10 %-го раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( $\rho = 1,08 \text{ г/см}^3$ ). Смесь разбавили водой до 3 л. Определить  $C_N$ ,  $T$ .
35. К 0,1 л 96 %-го раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( $\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$ ) прибавили 0,4 л воды ( $\rho = 1 \text{ г/см}^3$ ). Получился раствор плотностью 1,225 г/см<sup>3</sup>. Определить  $C\%$ ,  $n$ ,  $C_M$ ,  $T$ .
36. 500 мл насыщенного раствора хлорида магния, содержащего 100,3 г  $\text{MgCl}_2$  в 100 мл раствора, разбавили до 1000 мл. Определить  $C_N$ ,  $C_M$  и  $T$  полученного раствора.
37. Какой объем 96 %-го раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( $\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$ ) необходимо взять для приготовления 100 г 0,2 моляльного раствора?
38. Сколько литров аммиака (н.у.) необходимо растворить в 200 мл воды для получения 10 %-го раствора  $\text{NH}_4\text{OH}$ ?
39. Определить  $C\%$  раствора, полученного испарением 500 мл воды из 1 л 5 %-го раствора  $\text{NaCl}$  ( $\rho = 1,02 \text{ г/см}^3$ ).
40. Какой объем 96 %-й  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( $\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$ ) 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 гидроксида калия ( $\rho = 1,22 \text{ г/см}^3$ ) 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 ( $\rho = 1,2 \text{ г/см}^3$ ). Объем раствора принять равным 300 мл.
  46. К 1 л 60 %-го раствора ортофосфорной кислоты ( $\rho = 1,78 \text{ г/см}^3$ ) 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  $\text{H}_3\text{PO}_4$ . Определить  $C_n$ ,  $C_M$  и T.
  49. Сколько мл 30 %-го раствора  $\text{HNO}_3$  ( $\rho = 1,21 \text{ г/см}^3$ ) нужно взять для приготовления 0,5 л 1 N раствора?
  50. В 1 л воды растворили 666 г KOH. Плотность раствора  $1,395 \text{ г/см}^3$ . 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  $\text{NH}_4\text{OH}$ , чтобы получить 15 %-й раствор  $\text{NH}_4\text{OH}$ ?
  54. К 0,1 л 80 %-го раствора  $\text{HNO}_3$  ( $\rho = 1,46 \text{ г/см}^3$ ) 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  $\text{NH}_3$ .
  61. Определить процентное содержание вещества в растворе, при

62. смешивании: 100 мл 1-молярного раствора  $\text{CH}_3\text{COOH}$  ( $\rho = 1,007 \text{ г/см}^3$ ) 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 M  $\text{BaCl}_2$  ( $\rho = 1,034 \text{ г/см}^3$ ) и 50 мл 24 %-го раствора  $\text{BaCl}_2$  ( $\rho = 1,25 \text{ г/см}^3$ ).
63. Сколько мл воды нужно добавить к 1 л 96 %-ого раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( $\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$ ), чтобы получить 1 M раствор ( $\rho = 1,06 \text{ г/см}^3$ ).
64. В 2 л этилового спирта ( $\rho = 1,09 \text{ г/см}^3$ ) растворили 4 л сероводорода (н.у.). Определить  $C_m$ ,  $C\%$ ,  $\pi$ .
65. Сколько граммов  $\text{SO}_3$  надо растворить в 400 г воды, чтобы получить 15 %-й раствор  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ?
66. 3,5 г технического едкого калия растворили в воде и получили 500 мл 0,1 M раствора KOH. Каково  $C\%$  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 M раствора NaOH?
70. Сколько граммов  $\text{SO}_3$  надо растворить в 600 г воды, чтобы получить 25 %-й раствор  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ?
71. Сколько л  $\text{SO}_3$  надо растворить в 400 г воды, чтобы получить 15 %-й раствор  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ?
72. В 1 л этилового спирта ( $\rho = 0,784 \text{ г/см}^3$ ) растворили 4 л сероводорода (н.у.). Определить  $C_m$ ,  $C\%$ ,  $\pi$ .
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: 500 мл 0,01 н. NaOH и 2 л 0,01 M раствора NaCl. Какова  $C_M$  NaOH и NaCl в полученном растворе ( $\rho = 1 \text{ г/см}^3$ )?
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 уксусной кислоты ( $\rho = 1,05 \text{ г/см}^3$ ) нужно взять, чтобы получить 0,5 л 0,2 N раствора?
77. Сколько мл 70 %-го раствора нитрита калия ( $\rho = 1,3 \text{ г/см}^3$ ) нужно взять, чтобы получить 0,5 л 1 N 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 N раствора?
79. Смешали два раствора: 500 мл 2 н. KOH и 2 л 0,1 M раствора NaCl. Определить  $C_M$  KOH и NaCl в полученном растворе?

80. Какое количество этилового спирта  $C_2H_5OH$  надо растворить в 50 г воды, чтобы получить раствор, моляльная концентрация которого оказалась бы равной 0,3 моль/1000 г воды.
81. При растворении 11,5 г вещества в 250 г воды моляльная концентрация раствора оказалась равной 0,5 моль/1000 г воды. Определить молекулярную 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  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ , необходимые для приготовления 3 л раствора, содержащего 10 % безводной соли ( $\rho = 1,09 \text{ г/см}^3$ ).
86. Найти массы воды и медного купороса  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ , необходимые для приготовления 5 л раствора, содержащего 1,0 % безводной соли ( $\rho = 1,02 \text{ г/см}^3$ ).
87. Сколько (г)  $H_2O$  и кристаллической соды  $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$  необходимо для приготовления 100 г 0,5 %-го раствора  $Na_2CO_3$ ?
88. Сколько граммов алюмокалиевых квасцов  $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$  потребуется для приготовления 3 л 0,6 М раствора  $KAl(SO_4)_2$ ?
89. Сколько граммов  $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$  надо растворить в 800 г воды, чтобы получить 10 %-й раствор  $Na_2SO_4$ ?
90. В какой массе воды нужно растворить 25 г  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ , чтобы получить 8 %-й раствор  $CuSO_4$ ?
91. Сколько моль  $MgSO_4 \cdot 7H_2O$  надо прибавить к 100 молям воды, чтобы получить 10 %-й раствор  $MgSO_4$ ?
92. Сколько моль  $MgSO_4 \cdot 7H_2O$  надо прибавить к 200 молям воды, чтобы получить 15 %-й раствор  $MgSO_4$ ?
93. Сколько (г) кристаллической соды ( $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ ) 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  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ , 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 раствор  $CaCl_2$ ?
96. Сколько (г) медного купороса  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$  необходимо добавить к

- 270 г воды, чтобы получить 10 %-й раствор  $CuSO_4$ ?
97. Сколько (г) воды и кристаллической соды  $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$  необходимо взять для приготовления 100 г 15 %-го раствора  $Na_2CO_3$ ?
98. Сколько (г) воды и кристаллической соды  $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$  необходимо взять для приготовления 600 г 1,5 %-го раствора  $Na_2CO_3$ ?
99. Какое количество воды (мл) и глауберовой соли (г)  $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$  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  $BaCl_2 \cdot 2H_2O$  и 1 л воды. Вычислить  $C\%$ ,  $C_m$   $BaCl_2$  в растворе.
101. Сколько граммов кристаллической соды  $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$  необходимо добавить к 100 мл 10 %-го раствора ( $\rho = 1,11 \text{ г/см}^3$ ) для получения 20 %-го раствора  $Na_2CO_3$ ?
102. Сколько граммов кристаллической соды  $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$  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  $BaCl_2$  можно приготовить из 24,4 г  $BaCl_2 \cdot 2H_2O$ ?
104. Сколько мл 0,25 Н раствора  $CaCl_2$  можно приготовить из 24,4 г  $CaCl_2 \cdot H_2O$ ?
105. Из мерной колбы на 250 мл, в которой находится 0,052 Н раствор  $Na_2B_4O_7$ , взяли 50 мл раствора, затем добавили в колбу 2,2784 г  $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$ . После чего долили до метки водой. Определить нормальность полученного раствора.
106. Из мерной колбы на 150 мл, в которой находится 0,05 Н раствор  $Na_2B_4O_7$ , взяли 25 мл раствора, затем добавили в колбу 2,5 г  $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$ . 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  $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ . 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  $SrCl_2 \cdot 10H_2O$  при 15 °С потребовалось 100 г воды. Определить процентное содержание  $SrCl_2$  в полученном растворе.
110. Определить молярную концентрацию растворенного вещества, если известно, что в 0,5 л раствора содержится 11,44 г  $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ .
111. Определить молярную концентрацию растворенного вещества, если известно, что в 1,2 л раствора содержится 9,5 г  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ .
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  $\text{CaCl}_2$ ?
  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 г  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  необходимо добавить к 400 мл 10 %-го раствора ( $\rho = 1,11 \text{ г/см}^3$ ) для получения 20 %-го раствора  $\text{FeSO}_4$ ?
  117. Сколько граммов  $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  выкристаллизуется из 5 л 1 М  $\text{BaCl}_2$ ?
  118. Сколько граммов  $\text{CaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  выкристаллизуется из 5 л 1М  $\text{CaCl}_2$ ?
  119. Сколько граммов  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  и воды необходимо для приготовления 500 г 18 %-го раствора  $\text{CuSO}_4$ ?
  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  $C_m$ ,  $C_n$ ,  $C_m$ ,  $n_i$ , Т растворенных веществ в 60 %-м растворе уксусной кислоты ( $\rho = 1,06 \text{ г/см}^3$ ).
  122. Определить  $C_m$ ,  $C_n$ ,  $C_m$ ,  $n_i$ , Т растворенных веществ в 49 %-м растворе  $\text{H}_3\text{PO}_4$  ( $\rho = 1,06 \text{ г/см}^3$ ).
  123. Определить  $C_m$ ,  $C_n$ ,  $C_m$ ,  $n_i$ , Т растворенных веществ в 20 %-м растворе  $\text{HCl}$  ( $\rho = 1,1 \text{ г/см}^3$ ).
  124. Определить  $C_m$ ,  $C_n$ ,  $C_m$ ,  $n_i$ , Т растворенных веществ в 36 %-м растворе  $\text{HNO}_3$  ( $\rho = 1,22 \text{ г/см}^3$ ).
  125. Определить  $C_m$ ,  $C_n$ ,  $C_m$ ,  $n_i$ , Т растворенных веществ в 98 %-м растворе  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( $\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$ ).
  126. Определить  $C_m$ ,  $C_n$ ,  $C_m$ ,  $n_i$ , Т растворенных веществ в 40 %-м растворе  $\text{NaOH}$  ( $\rho = 1,43 \text{ г/см}^3$ ).
  127. Определить  $C_m$ ,  $C_n$ ,  $C_m$ ,  $n_i$ , Т растворенных веществ в 10 Н  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( $\rho = 1,29 \text{ г/см}^3$ ).
  128. Определить  $C_m$ ,  $C_n$ ,  $C_m$ ,  $n_i$ , Т растворенных веществ в 7,98 Н  $\text{HCl}$  ( $\rho = 1,13 \text{ г/см}^3$ ).
  129. Определить  $C_m$ ,  $C_n$ ,  $C_m$ ,  $n_i$ , Т растворенных веществ в 4,85 Н  $\text{HNO}_3$  ( $\rho = 1,16 \text{ г/см}^3$ ).
  130. Определить  $C_m$ ,  $C_n$ ,  $C_m$ ,  $n_i$ , Т растворенных веществ в 3,07 Н  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  ( $\rho = 1,15 \text{ г/см}^3$ ).
  131. Определить  $C_m$ ,  $C_n$ ,  $C_m$ ,  $n_i$ , Т растворенных веществ в 14,8 Н  $\text{NH}_3$  ( $\rho = 0,94 \text{ г/см}^3$ ).
  132. Определить  $C_m$ ,  $C_n$ ,  $C_m$ ,  $n_i$ , Т растворенных веществ в 0,092 Н  $\text{NaCl}$  ( $\rho = 1,01 \text{ г/см}^3$ ).
  133. Определить  $C_m$ ,  $C_n$ ,  $C_m$ ,  $n_i$ , Т растворенных веществ в 7,76 моляльном растворе  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( $\rho = 1,33 \text{ г/см}^3$ ).

134. Определить  $C_m$ ,  $C_n$ ,  $C_m$ ,  $n_i$ , Т растворенных веществ в 1,18 моляльном растворе  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$  ( $\rho = 1,13 \text{ г/см}^3$ ).
135. Определить  $C_m$ ,  $C_n$ ,  $C_m$ ,  $n_i$ , Т растворенных веществ в 1,08 моляльном растворе  $\text{HNO}_3$  ( $\rho = 1,25 \text{ г/см}^3$ ).
136. Определить  $C_m$ ,  $C_n$ ,  $C_m$ ,  $n_i$ , Т растворенных веществ в 0,696 моляльном растворе  $\text{CuSO}_4$  ( $\rho = 1,07 \text{ г/см}^3$ ).
137. Определить  $C_m$ ,  $C_n$ ,  $C_m$ ,  $n_i$ , Т растворенных веществ в 0,5 моляльном растворе  $\text{HCl}$  ( $\rho = 1,04 \text{ г/см}^3$ ).
138. Вычислить  $n_i$ ,  $C_m$ ,  $C_n$ ,  $C_m$  бензола  $\text{C}_6\text{H}_6$  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  $C_m$ ,  $C_n$ ,  $C_m$ ,  $n_i$ , Т растворенных веществ в 0,5 моляльном растворе  $\text{HClO}$  ( $\rho = 1,02 \text{ г/см}^3$ ).
140. Определить  $C_m$ ,  $C_n$ ,  $C_m$ ,  $n_i$ , Т растворенных веществ в 0,5 моляльном растворе  $\text{HI}$  ( $\rho = 1,06 \text{ г/см}^3$ ).
141. Определить  $C_m$ ,  $C_n$ ,  $C_m$ ,  $n_i$ , Т растворенных веществ в 0,6 моляльном растворе  $\text{CaSO}_4$  ( $\rho = 1,0 \text{ г/см}^3$ ).
142. Определить  $C_m$ ,  $C_n$ ,  $C_m$ ,  $n_i$ , Т растворенных веществ в 0,7 моляльном растворе  $\text{CuSO}_4$  ( $\rho = 1,07 \text{ г/см}^3$ ).
143. Определить  $C_m$ ,  $C_n$ ,  $C_m$ ,  $n_i$ , Т растворенных веществ в растворе с мольной долей  $\text{KOH}$ , равной 0,05 ( $\rho = 1,04 \text{ г/см}^3$ ).
144. Определить  $C_m$ ,  $C_n$ ,  $C_m$ ,  $n_i$ , Т растворенных веществ в растворе с мольной долей  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , равной 0,05 ( $\rho = 1,04 \text{ г/см}^3$ ).
145. Определить  $C_m$ ,  $C_n$ ,  $C_m$ ,  $n_i$ , Т растворенных веществ в растворе с мольной долей  $\text{HNO}_3$ , равной 0,05 ( $\rho = 1,05 \text{ г/см}^3$ ).
146. Определить  $C_m$ ,  $C_n$ ,  $C_m$ ,  $n_i$ , Т растворенных веществ в растворе с мольной долей  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , равной 0,05 ( $\rho = 1,11 \text{ г/см}^3$ ).
147. Определить  $C_m$ ,  $C_n$ ,  $C_m$ ,  $n_i$ , Т растворенных веществ в растворе, если титр  $\text{KMnO}_4$  равен 0,0021 г/мл ( $\rho = 1,0 \text{ г/см}^3$ ).
148. Определить  $C_m$ ,  $C_n$ ,  $C_m$ ,  $n_i$ , Т растворенных веществ в растворе, если титр  $\text{AgNO}_3$  равен 0,01425 г/мл ( $\rho = 1,0 \text{ г/см}^3$ ).
149. Определить  $C_m$ ,  $C_n$ ,  $C_m$ ,  $n_i$ , Т растворенных веществ в растворе, если титр  $\text{NaOH}$  равен 0,004 г/мл ( $\rho = 1,0 \text{ г/см}^3$ ).
150. Определить  $C_m$ ,  $C_n$ ,  $C_m$ ,  $n_i$ , Т растворенных веществ в растворе, если титр  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  равен 0,0046 г/мл ( $\rho = 1,0 \text{ г/см}^3$ ).
151. Определить  $C_m$ ,  $C_n$ ,  $C_m$ ,  $n_i$ , Т растворенных веществ в растворе, если титр  $\text{K}_2\text{CrO}_4$  равен 0,006 г/мл ( $\rho = 1,0 \text{ г/см}^3$ ).
152. Определить  $C_m$ ,  $C_n$ ,  $C_m$ ,  $n_i$ , Т растворенных веществ в растворе, если титр  $\text{CaCrO}_4$  равен 0,004 г/мл ( $\rho = 1,0 \text{ г/см}^3$ ).
153. Плотность раствора  $\text{CaCO}_3$  равна 1,1 г/см<sup>3</sup>. Из 4 л этого раствора при действии соляной кислоты получено 66,6 л  $\text{CO}_2$  при н.у.

Вычислить массовую долю  $\text{CaCO}_3$  в этом растворе.

154. Плотность раствора  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  равна  $1,1 \text{ г/см}^3$ . Из 4 л этого раствора при действии соляной кислоты получено 66,6 л  $\text{CO}_2$  при н.у. Вычислить массовую долю  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  в этом растворе.
155. Каким объемом 4 Н  $\text{H}_2\text{SO}_4$  можно полностью разложить 0,65 л 20 %-го раствора  $\text{K}_2\text{CO}_3$  ( $\rho = 1,19 \text{ г/см}^3$ )? Какой объем займет выделившийся газ при н.у.?
156. К 0,05 л 8 %-го раствора хлорида марганца ( $\rho = 1,084 \text{ г/см}^3$ ) прибавлено 0,2 л 10 %-го раствора гидроксида лития ( $\rho = 1,11 \text{ г/см}^3$ ). Какое вещество взято в избытке и сколько его останется после реакции?
157. К 0,1 л 8 %-го раствора хлорида бария ( $\rho = 1,24 \text{ г/см}^3$ ) прибавлен раствор сульфата хрома (III). Вычислить массу образовавшегося осадка  $\text{BaSO}_4$ .
158. К 0,5 л 5 %-го раствора хлорида бария ( $\rho = 1,2 \text{ г/см}^3$ ) прибавлен раствор сульфата хрома (II). Вычислить массу образовавшегося осадка  $\text{BaSO}_4$ .
159. Какова была масса  $\text{Al}(\text{OH})_3$ , если для его растворения потребовалось 0,2 л 20 %-го раствора  $\text{HNO}_3$  ( $\rho = 1,18 \text{ г/см}^3$ )?
160. Какой объем 2,5 Н  $\text{KOH}$  необходимо затратить для нейтрализации 0,2 л 20 %-го раствора  $\text{HNO}_3$  ( $\rho = 1,18 \text{ г/см}^3$ )?
161. Какова была масса  $\text{B}(\text{OH})_3$ , если для его растворения потребовалось 0,5 л 2,5 М-го раствора  $\text{HNO}_3$  ( $\rho = 1,18 \text{ г/см}^3$ )?
162. Какой объем 2,5 Н  $\text{KOH}$  необходимо затратить для нейтрализации 0,2 л 5 М-го раствора  $\text{HNO}_3$  ( $\rho = 1,68 \text{ г/см}^3$ )?
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 %-ой конц.) требуется для получения 1000 кг нитрата аммония. Определить, сколько воды надо выпарить для получения раствора  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  заданной концентрации (Потери кислоты в процессе составляют 1%, потери аммиака 2%).
164. Один из способов получения ацетиленов – 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  $\text{H}_2\text{O}$  образуется  $1 \text{ м}^3$  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 этого количества спирта, 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. Рассчитать, сколько воздуха необходимо израсходовать при обжиге 100 кг колчедана, содержащего 1,5 % влаги и 45 % S  $4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 \rightarrow 8\text{SO}_2 + 2\text{Fe}_2\text{O}_3$ .
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. Рассчитать объем газа, для производства 1000 кг метанола.
170. Для синтеза  $\text{NH}_3$  используется эквимольная смесь азота и водорода. В  $\text{NH}_3$ , по реакции  $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$ , превращается 25 % смеси. Определить мольный, объемный, массовый состав исходной и продуктовой смеси, рассчитать количество  $\text{NH}_3$ , которое образуется при пропускании через реактор 500  $\text{м}^3$  эквимольной смеси азота и водорода.
171. Определить объемный, мольный и массовый состав исходной смеси, состоящей из  $\text{H}_2\text{S}$  и воздуха, если при сжигании  $\text{H}_2\text{S}$  получено 400  $\text{м}^3 \text{ SO}_2$  (IV) и установлено, что 85  $\text{м}^3 \text{ O}_2$  не вступило в реакцию.
172. Водный раствор соли имел до упаривания концентрацию 80  $\text{кг/м}^3$  и плотность 1040  $\text{кг/м}^3$ , после упаривания концентрация стала 840  $\text{кг/м}^3$ , плотность 1555  $\text{кг/м}^3$ . Определить массу испарившейся воды на 1000  $\text{м}^3$  исходного раствора.
173. Подсчитайте объем смеси (при н.у.), ее состав в объемных и массовых процентах, образующейся при взрыве 1 г нитроглицерина  $4\text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3(\text{NO}_2)_3 \rightarrow 12\text{CO} + 10\text{H}_2\text{O} + 6\text{N}_2 + 7\text{O}_2$ .
174. Синтез  $\text{NH}_3$  производят по реакции  $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$ . Рассчитайте, сколько (г) эквимольной смеси надо пропустить через реактор, чтобы получить 1 т  $\text{NH}_3$ , если в  $\text{NH}_3$  превращается 15 % смеси. Рассчитать состав продуктовой смеси.
175. Получение  $\text{HNO}_3$  из  $\text{NH}_3$  и воздуха (25 об.%  $\text{O}_2$ ) представить схемой:  $\text{NH}_3 \rightarrow \text{NO} \rightarrow \text{NO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3$ . Рассчитать объем  $\text{NH}_3$  и воздуха, а также массу воды, которые необходимо использовать для получения 10 т  $\text{HNO}_3$  30 %-ой концентрации.
176. При окислении  $\text{SO}_2$  в  $\text{SO}_3$  по реакции  $\text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3$  превращается 60% оксида серы (IV). Рассчитать объемный и массовый состав равновесной смеси и количество расходуемого воздуха при окислении 1000  $\text{м}^3$  оксида серы (IV).
177. Для синтеза аммиака используется эквимольная 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  $1000 \text{ м}^3$  эквимолярной смеси азота и водорода.  $V = 1000 \text{ м}^3$
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  $1 \text{ м}^3$  этого газа? Определить объем и состав образующихся дымовых газов, приведенных к н.у.
180. «Ледяную» уксусную кислоту (99,8 %) использовали для получения уксусной эссенции (76%). 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 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 % от 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 плотность бензола 0,88, толуола 0,87 (считать, что общий объем составил 400 мл).
184. Производство азотной кислоты можно представить уравнением  $\text{NH}_3 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ . Сколько потребуются аммиака при условии полного растворения  $\text{HNO}_3$  в воде для получения 1 т  $\text{HNO}_3$ , и какова ее  $C\%$ , если потери аммиака в процессе составляют 2%.
185.  $3 \text{ дм}^3$  газообразного хлора (н.у.) растворено в 4 л воды. Определить  $C\%$  раствора хлора и  $C_{\text{м}}$ , 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  $\text{CO}_2$ ,  $\text{CO}$  и  $\text{H}_2\text{S}$ . Рассчитайте состав газа после очистки,  $\rho$  газа до и после очистки (н.у.). Сколько элементарной серы можно получить из  $1000 \text{ м}^3$  исходного газа (н.у.).
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 %-ой концентрации,

- если содержание аммиака в аммиачно-воздушной среде составляет 11,5 % по объему.
188. Масса карбоната натрия, полученного прокаливанием гидрокарбоната натрия, меньше исходного количества  $\text{NaHCO}_3$  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  $\text{Cl}_2$ , который на высоте около 30 км распадается на  $\text{Cl}^\circ$ , 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 млн. т, при условии 100 %-й эффективности всех вышеприведенных реакций?
190. Считается, что в среднем, автомобиль за год выбрасывает до 26 кг оксидов азота (95 % в виде  $\text{NO}$  с  $M_{\text{NO}} = 30 \text{ г/моль}$ ). Учитывая, что одна молекула  $\text{NO}$  способна разрушить до 10 молекул  $\text{O}_3$ , рассчитать, 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  $\text{NO}$ . Одна молекула  $\text{NO}$  способна разрушить 10 молекул озона. На сколько уменьшится озоновый слой за 5 лет полетов 500 самолетов, если его масса составила 400 млн. т?
192. Выбросы в атмосферу при производстве капролактама, содержат оксид азота  $\text{NO}$ , причем за год в атмосферу попадает до 100 т этого соединения. Может ли это повлиять на озоновый щит планеты (его масса составила 400 млн. т), если считается, что одна молекула оксида азота способна вызвать разрушение 10 молекул озона?
193. Фторхлорметаны, с общей формулой  $\text{CCl}_y\text{F}_x$ , способны разрушаться в верхних слоях атмосферы под действием УФ излучения, например:  $\text{CCl}_2\text{F}_2 \rightarrow \text{CClF}_2 + \text{Cl}$ . Одна молекула  $\text{Cl}$  способна инициировать разрушение  $10^5$  молекул озона:  $\text{O}_3 + \text{Cl}^\circ \rightarrow \text{ClO} + \text{O}_2$ ;  $\text{ClO} + \text{O}^\circ \rightarrow \text{Cl}^\circ + \text{O}_2 \rightarrow \dots$  Какую массу озона способны разрушить 10 г  $\text{CCl}_2\text{F}_2$ , содержащиеся в одном аэрозольном баллончике? Какую часть озонового слоя, общей массой  $4 \cdot 10^9$  т, разрушат фторхлорметаны, если каждый из 150 млн. чел., населяющих нашу страну, используют по 1 баллончику?
194. Оксиды азота, содержащиеся в выхлопных газах автомобилей, могут нанести вред озоновому слою планеты. Они инициируют распад молекул  $\text{O}_3$ :  $\text{O}_3 + \text{NO} \rightarrow \text{NO}_2 + \text{O}_2$ ;  $\text{NO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{NO} + \text{O}_2$ .

- 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?
195. В отработанных газах космического корабля «Шаттл» содержится  $\text{Cl}_2$ , который на высоте около 30 км распадается на  $2\text{Cl}^\circ$ . Один атом хлора способен вызвать разложение  $10^5$  молекул озона:  $\text{Cl}^\circ + \text{O}_3 \rightarrow \text{ClO} + \text{O}_2$ ;  $\text{ClO} + \text{O} \rightarrow \text{Cl} + \text{O}_2$ . И так далее. Какую массу озона разрушает ежегодный запуск 10 «Шаттлов», если каждый запуск приводит к выбросу в атмосферу 13 т  $\text{Cl}_2$ ? Считать, что в  $\text{Cl}^\circ$  превращается  $1/3$  от всей массы  $\text{Cl}_2$ . Какой процент от общей массы  $4 \cdot 10^8$  озонового щита это составит?
  196. При сгорании смеси газов:  $\text{C}_3\text{H}_8$  – 40 % (об.),  $\text{C}_4\text{H}_{10}$  – 55 % (об.), негорючие примеси – 5 % (об.), образуется углекислый газ и вода. Сколько воздуха потребуется для сгорания 500 л такой смеси?
  197. Сколько  $\text{m}^3$  воздуха потребуется для сжигания в домашней газовой плите  $10 \text{ m}^3$  природного газа, имеющего в своем составе  $\text{CH}_4$  – 93 %,  $\text{C}_2\text{H}_6$  – 4 % и 3 % негорючих примесей?
  198. Природный газ состава:  $\text{CH}_4$  – 96 %,  $\text{C}_2\text{H}_6$  – 2 %,  $\text{CO}$  – 1 % и  $\text{CO}_2$  – 1 %, сжигается в бытовой газовой плите. Сколько воздуха расходуется на сжигание каждого кубометра газа?
  199. Нефтяной газ состава:  $\text{C}_3\text{H}_8$  – 45 %,  $\text{C}_4\text{H}_{10}$  – 50 %,  $\text{C}_5\text{H}_{10}$  – 3 %,  $\text{CO}_2$  – 1 %,  $\text{H}_2\text{O}_{\text{ПАР}}$  – 1 %, сжигается в специальных факельных вышках. Сколько л воздуха расходуется при сгорании  $1000 \text{ m}^3$  такого газа?
  200. 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:  $\text{C}_3\text{H}_8$  – 40 %,  $\text{C}_4\text{H}_{10}$  – 50 %,  $\text{C}_5\text{H}_{10}$  – 6 %,  $\text{H}_2\text{O}_{\text{ПАР}}$  – 2 % и  $\text{CO}_2$  – 2 %?
  201. Природный газ, используемый в бытовых газовых плитах, имеет состав:  $\text{CH}_4$  – 94 %,  $\text{C}_2\text{H}_6$  – 2 %,  $\text{CO}$  – 2 %,  $\text{CO}_2$  и  $\text{N}_2$  – по 1 %. Какой объем воздуха расходуется при сгорании  $100 \text{ m}^3$  такого газа?
  202. В газобаллонных автомобилях применяется в сжатом виде природный газ, имеющий в своем составе:  $\text{CH}_4$  – 96 %,  $\text{C}_2\text{H}_6$  – 1 %,  $\text{CO}_2$  – 2 % и  $\text{N}_2$  – 1 %. Какой объем воздуха требуется для сгорания в двигателе  $50 \text{ m}^3$  этого газа?
  203. В качестве альтернативного топлива для автомобилей применяется сжиженный попутный нефтяной газ, имеющий в своем составе:  $\text{C}_3\text{H}_8$  – 40 %,  $\text{C}_4\text{H}_{10}$  – 50 %,  $\text{C}_5\text{H}_{10}$  – 5 %, негорючие примеси – 5%. Сколько воздуха затрачивается на сгорание  $100 \text{ m}^3$  этого газа?
  204. Сколько миллилитров 8 %-го раствора  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  ( $\rho = 1,19 \text{ г/см}^3$ )

требуется для нейтрализации 75 мл раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , если известно, что из 10 мл того же раствора можно получить 0,2334 г  $\text{BaSO}_4$ .

205. Сколько миллилитров 9 %-го раствора  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  ( $\rho = 1,19 \text{ г/см}^3$ ) требуется для нейтрализации 35 мл раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , если известно, что из 10 мл того же раствора можно получить 0,2334 г  $\text{CaSO}_4$ ?
206. Сколько моль хлорной кислоты необходимо для нейтрализации 1,5 л 0,25 М раствора гидроксида кальция?
207. Сколько моль хлористой кислоты необходимо для нейтрализации 1,5 л 0,25 Н раствора гидроксида кальция?
208. Сколько миллилитров 9 %-го раствора едкого кали ( $\rho = 1,09 \text{ г/см}^3$ ) необходимо для растворения 8,1 г оксида алюминия?
209. Сколько миллилитров 8 %-го раствора едкого натрия ( $\rho = 1,09 \text{ г/см}^3$ ) необходимо для растворения 8,1 г оксида цинка?
210. Вывести формулы для пересчета молярной концентрации растворенного вещества при известной плотности раствора в его  $\text{C}_\%$ .
211. Вывести формулы для пересчета молярной концентрации растворенного вещества при известной плотности раствора в его  $n_1$ .
212. Вывести формулы для пересчета молярной концентрации растворенного вещества при известной плотности раствора в его  $\text{C}_m$ .
213. Вывести формулы для пересчета массовой доли растворенного вещества при известной плотности раствора в его  $\text{C}_n$ .
214. Вывести формулы для пересчета массовой доли растворенного вещества при известной плотности раствора в его мольную долю.
215. Вывести формулы для пересчета мольной доли растворенного вещества при известной плотности раствора в его  $\text{C}_m$ .
216. Вывести формулы для пересчета мольной доли растворенного вещества при известной плотности раствора в его массовую долю.
217. Вывести формулы для пересчета мольной доли растворенного вещества при известной плотности раствора в его  $\text{C}_m$ .
218. Вывести формулы для пересчета мольной доли растворенного вещества при известной плотности раствора в его  $\text{C}_n$ .
219. Вывести формулы для пересчета мольной доли растворенного вещества при известной плотности раствора в его титр.
220. Вывести формулу для пересчета молярной концентрации растворенного вещества при известной плотности раствора в его мольную долю.
221. Вывести формулу для пересчета титра растворенного вещества при известной плотности в его молярную концентрацию.
222. Вывести формулу для пересчета титра растворенного вещества при известной плотности в его массовую долю.
223. Вывести формулу для пересчета титра растворенного вещества

при известной плотности в мольную долю.

224. Вывести формулу для пересчета титра растворенного вещества при известной плотности в моляльную концентрацию.
225. 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.
226. Вывести формулу расчета для решения задач типа: сколько (г) воды нужно добавить к m (г) C<sub>1</sub> %-го раствора некоторого вещества, чтобы понизить его концентрацию на ΔC% = C<sub>2</sub> - C<sub>1</sub>?
227. Вывести формулу расчета для решения задач типа: сколько граммов соли нужно добавить к m<sub>1</sub> (г) C<sub>1</sub> %-го раствора этой соли для получения C<sub>2</sub> %-го раствора?
228. Вывести формулу расчета для решения задач типа: в каком соотношении масс необходимо смешать C<sub>1</sub> %-й и C<sub>2</sub> %-й растворы некоторого вещества для получения C<sub>3</sub> %-го раствора? (Иными словами, дать математический вывод "правила креста").
229. Вывести формулу расчета для решения задач типа: какой объем C%-й кислоты с плотностью раствора ρ необходимо взять для приготовления V(мл) C<sub>н</sub> раствора?
230. Вывести формулу расчета для решения задачи: в каком массовом соотношении необходимо смешать C<sub>м1</sub> и C<sub>м2</sub> моляльные растворы некоторого вещества для получения раствора C<sub>м3</sub>?
231. Вывести формулу расчета для решения задачи: в каком объеме соотношении необходимо смешать C<sub>м1</sub> и C<sub>м2</sub> молярные растворы некоторого вещества для получения раствора C<sub>м3</sub>?
232. Вывести формулу расчета для решения задач типа: в каком объемном соотношении необходимо смешать C<sub>1н</sub> и C<sub>2н</sub> растворы некоторого вещества для получения C<sub>3н</sub> раствора? (Иными словами, дать математический вывод "правила креста" для растворов нормальной концентрации).

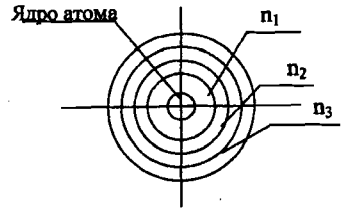
#### 4. Строение атомов

Движение электрона в атоме описано уравнением Шредингера [5], в результате решения которого появились три постоянные величины, определяющие энергию электрона и его положение в околоядерном пространстве. Четвертая величина характеризует собственный момент его вращения. Полученные величины названы **квантовыми числами**: *n*, *l*, *m<sub>l</sub>* и *m<sub>s</sub>*:

- n* - главное квантовое число;
- l* - побочное или орбитальное квантовое число;
- m<sub>l</sub>* - магнитное квантовое число;

*m<sub>s</sub>* - спиновое квантовое число.

**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 обозначает 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 шарообразную 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 обеспечивает ему устойчивое равновесное состояние. Когда электронов один или два, минимальная энергия создается в результате шарообразной формы атомной орбитали. Два электрона могут находиться на одном энергетическом уровне при *n* = 1.

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 много-электронного 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-м, 3-м, 4-м и т.д. энергетических уровнях появляются новые формы существования электронов, то есть новые формы АО с минимумом потенциальной энергии. Новые формы АО это полусферы, расположенные в пространстве различным способом. Их энергия может быть близка энергии соответствующих уровней, но в больших периодах происходят значительные смещения.

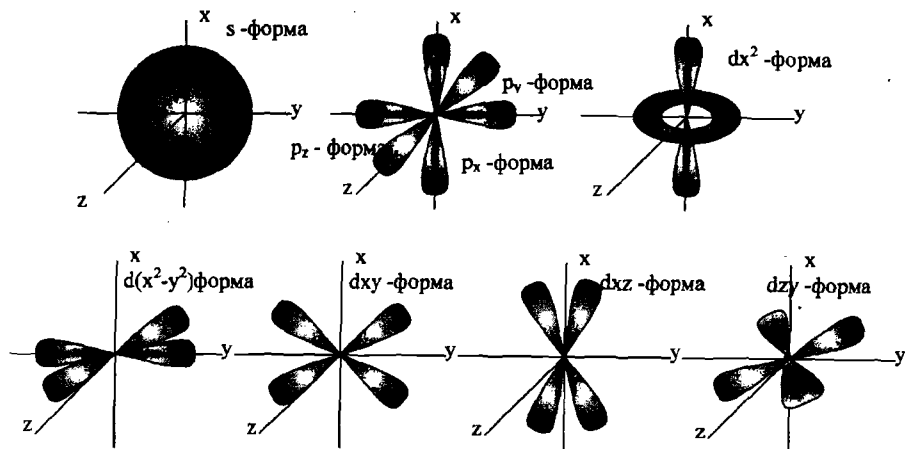
На каждом энергетическом уровне существует свой набор форм орбиталей. Значения *l* соответствуют этим формам и могут быть равными 0, 1, 2, 3, ...∞. Количество этих значений строго определяется числом энергетических уровней. Так при *n* = 1 *l* принимает одно значение 0; при *n* = 2 → *l* принимает два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

Формы орбиталей имеют свои обозначения:

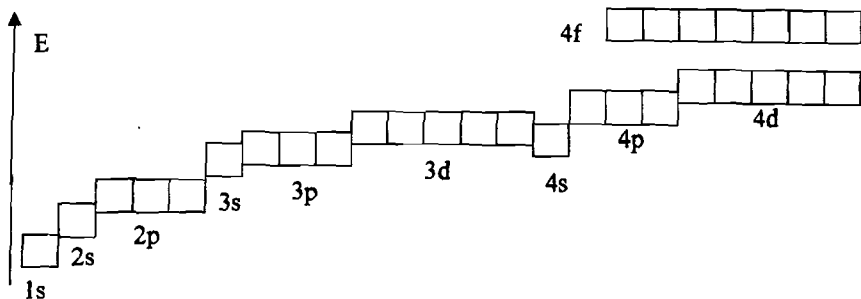
- 0 - s (шарообразная);
- 1 - p (две полусферы, на рисунке обозначены в виде объемных восьмерок);



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:  $1s > 2s > 2p > 3s > 3p > 4s > 3d > 4p > 5s > 4d > 5p > 6s \geq 4f \geq 5d > 6p > 7s$ .



**Магнитное квантовое число ( $m_L$ )** — указывает на способы расположения АО в пространстве. Так, шарообразная форма может быть расположена единственным способом относительно начала системы координат, поэтому для нее  $m_L$  принимает одно значение равное 0. Для двух полусфер ( $p$  — форма 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

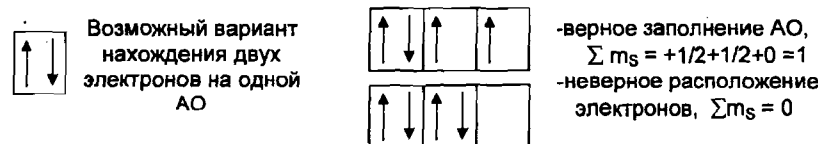
значений:  $-2, -1, 0, +1, +2$  и т.д. Количество  $m_L$  значений можно рассчитать по формуле  $2l + 1$ .

**Спиновое квантовое число ( $m_S$ )** — объясняет возможность существования двух электронов на одной атомной орбитали. Оно характеризует собственный момент количества движения (вращения) электрона. Условно, вращение электрона вокруг собственной оси по часовой стрелке принято называть положительным **спином**, при котором  $m_S = +1/2$ , вращение 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, обозначаемую 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  $n + l$ .

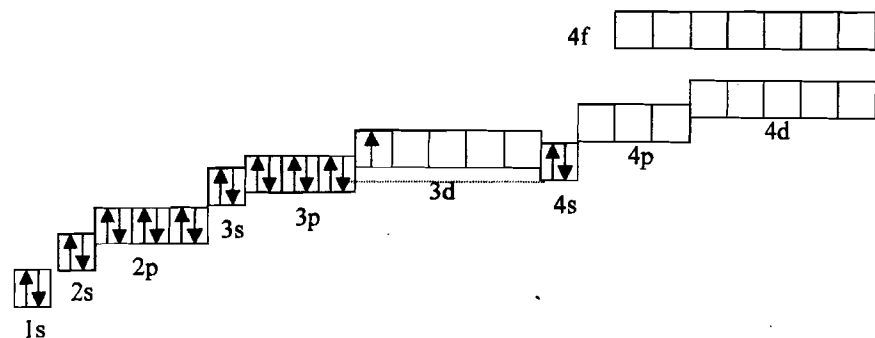
Изображение строения атома в виде квантовых ячеек с распределенными в них электронами называется **энергетической диаграммой атомов**. Энергетическая диаграмма позволяет судить о состоянии электронов, которые могут находиться в ячейке в виде пары — спаренные электроны и по одному — неспаренные. Этот факт чрезвычайно важен для понимания химических свойств данного атома, поскольку спаренные и неспаренные электроны по-разному ведут себя при химических реакциях.

Построение энергетических диаграмм атомов d-элементов осуществляется в соответствии с правилом Клечковского. Суть правила Клечковского 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 орбиталью 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.** У элемента скандия и последующих d-элементов электроны заполняются свободная d-орбиталь предыдущего периода.



Квантовое состояние электронов внешних и предвнешних уровней позволяет судить о химических свойствах элементов побочных подгрупп, в частности, об их валентности, которая определяется числом внешних и предвнешних уровней.

#### ЗАДАНИЯ К РАЗДЕЛУ 4

- Составить электронную (Э) и электронно-графическую формулы элемента 39, на основании Э формулы определить период, группу и подгруппу Периодической системы, в которой находится элемент.
- Имеются ли ошибки в записях электронных конфигураций невозбужденных атомов  $1s^2 2s^2 2p^5$ ,  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 3d^5 4s^1$ ,  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 4s^1$ ? Ответ мотивировать.
- Привести полную электронную формулу элементов со следующей конфигурацией их внешних слоев:  $3s^2, 6s^1, 7s^2 p^1$ . У какого из элементов и почему более ярко выражены металлические свойства?
- Назвать элементы, у атомов которых заканчивается заполнение  $(n - 1)d, ns, np$  – атомных орбиталей.

- Для какого элемента электронная формула атомов не укладывается в общее эмпирическое правило: «На электронном слое атомов не бывает более 8 электронов»?
- Написать электронные формулы атомов висмута и  $Bi^{3+}$ .
- Написать электронные формулы атома хрома ионов  $Cr^{2+}$  и  $Cr^{3+}$ .
- Написать электронные и электронно-графические формулы атома церия и иона  $Ce^{3+}$ .
- В чем суть правила Хунда? Разместить шесть d-электронов по квантовым ячейкам d-подуровня. Чему равно их суммарное спиновое число?
- Что следует понимать под волновыми свойствами электрона?
- Что такое атомная орбиталь? Изобразить форму s-, p<sub>x</sub>, p<sub>y</sub> и d<sub>xy</sub>-электронных облаков.
- Составить электронные схемы следующих превращений  $Al \rightarrow Al^{3+}$ ,  $Sc \rightarrow Sc^{3+}$ . Написать электронные формулы указанных атомов и ионов.
- Составить электронные схемы превращений  $Pb \rightarrow Pb^{4+}$ ,  $Mn \rightarrow Mn^{2+}$ . Написать электронные формулы.
- Какие вакантные орбитали, способные влиять на химические свойства, имеются у атомов титана и криптона?
- Какие вакантные орбитали, способные влиять на химические свойства, имеются у атомов урана и неона?
- Атомы каких элементов имеют в невозбужденном состоянии следующие электронные конфигурации:  $1s^2 2s^2 2p^4$ ,  $3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$ ,  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8 4s^2$ ,  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^1$ ?
- Сколько электронных слоев у ионов  $S^{2-}$ ,  $Si^{4+}$ ,  $Se^{6+}$ ,  $I^-$ ?
- Составить электронные и электронно-графические формулы  $Te^0$ ,  $Te^{4+}$ ,  $Te^{2-}$ .
- Составить электронные и электронно-графические формулы  $As^0$ ,  $As^{3+}$ ,  $As^{3-}$ .
- Составить электронную (Э) и электронно-графическую формулы элемента 49, на основании Э формулы определить период, группу и подгруппу Периодической системы, в которой находится элемент.
- 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.
- 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?
- 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<sub>x</sub>-, p<sub>y</sub>- и d<sub>xy</sub>-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**,  $E_{св.}$ , кДж/моль - энергия, затраченная на разрыв химической связи;
- 2) **длина связи**,  $l$ , м - расстояние между ядрами атомов, зависящее от степени перекрытия 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:**  $H - H \rightarrow H_2$ ;  $Cl - Cl \rightarrow Cl_2$ ;  $O - O \rightarrow O_2$  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 щелочноземельных металлов. При образовании КХС каждый атом получает, соответственно, **частичный эффективный заряд** ( $\delta$ ), в результате этого такие молекулы обладают **электрическим моментом диполя** ( $\mu$ ) 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:**  $H^{\delta+} \rightarrow Cl^{\delta-}$ ;  $H^{\delta+} \rightarrow O^{\delta-} \leftarrow H^{\delta+}$ .

Если же в качестве элементов 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, и каждый из них получает полный единичный заряд. Такой случай образования КХС называется **ионной связью**.

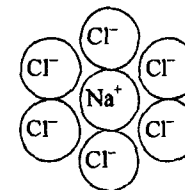
**ПРИМЕР:**  $Na^+ Cl^-$ ;  $K^+ I^-$  и т.д.

Соединения ионного типа, в отличие от других, не имеют насыщаемости, 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



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<sub>x</sub>-, p<sub>y</sub>- и d<sub>xy</sub>-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**,  $E_{св.}$ , 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:**  $H-H \rightarrow H_2$ ;  $Cl-Cl \rightarrow Cl_2$ ;  $O-O \rightarrow O_2$  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 щелочноземельных металлов. При образовании КХС каждый атом получает, соответственно, *частичный эффективный заряд* ( $\delta$ ), в результате этого такие молекулы обладают *электрическим моментом диполя* ( $\mu$ ) 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:**  $H^{\delta+} \rightarrow Cl^{\delta-}$ ;  $H^{\delta+} \rightarrow O^{\delta-} \leftarrow H^{\delta+}$ .

Если же в качестве элементов 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, и каждый из них получает полный единичный заряд. Такой случай образования КХС называется *ионной связью*.

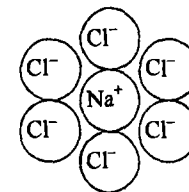
**ПРИМЕР:**  $Na^+ Cl^-$ ;  $K^+ I^-$  и т.д.

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

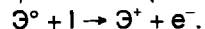
Такие соединения в твердом состоянии образуют ионные кристаллические решетки.

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  $\text{Э}^{\circ} + \text{e}^{-} \rightarrow \text{Э}^{-} + \text{F}$ .

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 электронвольтах (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 друг к другу по отношению друг к другу, то характер смещения [5] определяется величинами относительных электроотрицательностей атомов (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  $\sigma$ -связью.** Сигма связь может образоваться, если перекрываются следующие виды АО: s-s, s-p<sub>x,y,z</sub>, s-d<sub>x<sup>2</sup>-y<sup>2</sup></sub>, s-d<sub>x<sup>2</sup></sub>, p<sub>y</sub>-p<sub>y</sub>, p<sub>x</sub>-d<sub>x<sup>2</sup></sub> и т.д., то есть практически все формы орбиталей, способные располагаться вдоль одинаковых осей.

**$\pi$ -связь образуется перпендикулярно оси координат.**

$\pi$  - перекрыванию подвергаются АО, уже образовавшие  $\sigma$ -связь, поэтому она укорачивает расстояние между ядрами и в целом упрочняет молекулу. Но поскольку энергия  $\pi$ -связи меньше, чем  $\sigma$ -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  $\pi$ -связи.

$\pi$  - перекрыванию подвергаются p<sub>y</sub>-p<sub>y</sub>, p<sub>y</sub>-d<sub>xy</sub>, d<sub>xy</sub>-d<sub>xy</sub>, d<sub>x<sup>2</sup>-d<sup>2</sup></sub> и т.д.

**$\delta$ -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  $\delta$ -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:**

$1s - 1s \text{ АО} \rightarrow \sigma_{1s}^{*}$  - разрыхляющая МО

$\rightarrow \sigma_{1s}$  - связывающая МО

$2s - 2s \text{ АО} \rightarrow \sigma_{2s}^{*}$  - разрыхляющая МО

$\rightarrow \sigma_{2s}$  - связывающая МО

$2p_x - 2p_x \text{ АО} \rightarrow \sigma_{2p_x}^{*}$  - разрыхляющая МО

$\rightarrow \sigma_{2p_x}$  - связывающая МО

$2p_y - 2p_y \text{ АО} \rightarrow \pi_{2p_y}^{*}$  - разрыхляющая МО

$\rightarrow \pi_{2p_y}$  - связывающая МО

$2p_z - 2p_z \text{ АО} \rightarrow \pi_{2p_z}^{*}$  - разрыхляющая МО

$\rightarrow \pi_{2p_z}$  - связывающая МО

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

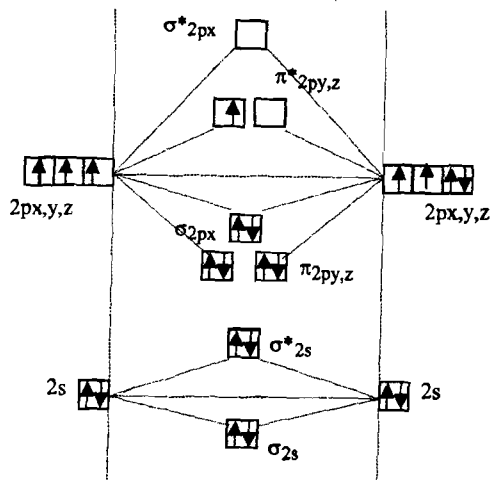
2) Молекулярные орбитали описываются волновой функцией подобно АО, и поведение электронов на МО подчиняется принципам и правилам, характерным для АО.

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  $\omega = (\Sigma \pi -$

$\Sigma n^* \uparrow / 2$ ,

где  $n^*$  и  $n$  – число электронов, находящихся на разрыхляющих и связывающих орбиталях, соответственно.



**Правила построения молекул по методу молекулярных орбиталей**

- 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.

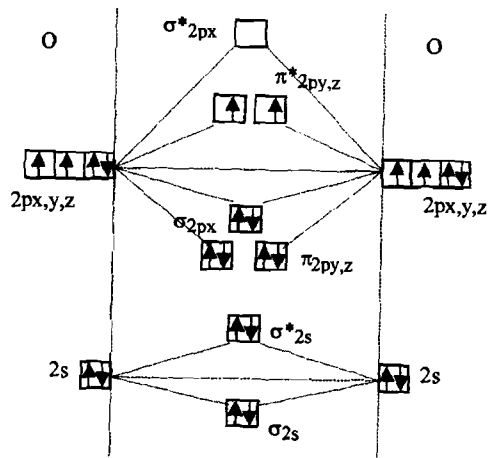
3) Заполнение МО производится с орбиталей более низких значений энергий, то есть снизу вверх, в соответствии с правилом Хунда и принципом Паули.

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.

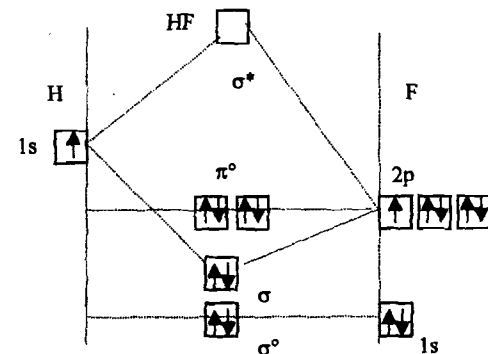
Молекула кислорода, благодаря наличию двух неспаренных электронов у каждого атома, должна быть *диамагнитна*. На самом деле, она обладает парамагнитными свойствами. ММО позволяет объяснить этот факт на основании того, что МО молекулы кислорода имеют на разрыхляющих  $\pi^*$  орбиталях два неспаренных 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 ( $\sigma^o$  или  $\pi^o$ ). Такая ситуация может возникнуть при взаимодействии малоорбитального атома водорода и многоорбитального атома фтора.

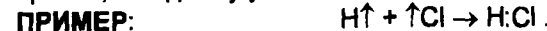


Кратность связи такой молекулы равна 1.

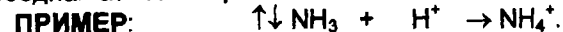
**5.2. Метод валентных связей**

Метод валентных связей рассматривает три возможных варианта образования КХС: обменный, донорно-акцепторный и дативный.

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



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



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

**ПРИМЕР:** Два атома хлора связаны между собой обоими типами ХХС.

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*.

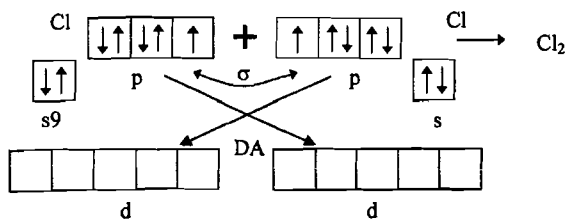
- 1) Если в образовании химической связи участвуют 1s- и 1p-АО, тип гибридизации называется *sp* – гибридизацией и соответствует *линейной форме* молекулы. По этому принципу образуются молекулы  $\text{BeCl}_2$ .
- 2) Если в образовании  $\sigma$  связи участвуют 1s- и 2p-орбитали, возникает *sp<sup>2</sup>* – 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 форма молекулы искажается и соответствует участию только *p<sup>2</sup>* – атомных орбиталей, то есть становится угловой (например -  $\text{SnCl}_2$ ).
- 3) При участии в  $\sigma$ -связях 1s- и 3p-орбиталей образуется *sp<sup>3</sup>* – тип гибридизации, соответствующий *тетраэдрической форме*.

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 участием только *p<sup>3</sup>* – атомных орбиталей. Этому типу соответствует молекула аммиака.

Если же неподеленных пары две, тригональная пирамида может перейти в *угловую молекулу* с участием *p<sup>2</sup>*. Подобные структуры характерны для водородных соединений элементов VI–A подгруппы ( $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{Po}$  и т.п.).

- 4) Участие 5  $\bar{e}$ , связанных  $\sigma$  связями, образует *sp<sup>3</sup>d* – тип гибридизации, который соответствует *тетраэдрической бипирамиде*, которая



при наличии неподеленных электронных пар может перейти в *p<sup>3</sup>d* – или *p<sup>2</sup>d* – типы гибридизации, соответствующие *тетраэдрической пирамиде* ( $\text{TeF}_4$ ) с центром в основании или *T-образной молекуле*

( $\text{BrF}_3$ ).

- 5) Участие 6  $\bar{e}$ , связанных  $\sigma$  связями, образует *sp<sup>3</sup>d<sup>2</sup>* – тип гибридизации, который соответствует *октаэдрической бипирамиде* ( $\text{SCl}_6$ ), при наличии неподеленных пар преобразующейся в *p<sup>3</sup>d<sup>2</sup> – октаэдрическую пирамиду* ( $\text{BrCl}_5$ ), *sp<sup>2</sup>d – параллелограмм* ( $\text{XeF}_4$ ), *sp<sup>3</sup> – искаженный тетраэдр* ( $\text{SO}_2\text{Cl}_2$ ) и т.п.

Типы гибридизации зависят от вида АО, которые участвуют в образовании химических связей  $\sigma$ . 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:  $\text{NH}_3$ ,  $\text{PCl}_5$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{H}_2\text{Se}$ ?
2. В сторону какого атома смещена электронная плотность в следующих соединениях:  $\text{H}_2\text{Te}$ ,  $\text{CCl}_2\text{F}_2$ ,  $\text{CH}_3\text{Cl}$ ,  $\text{OF}_2$ ?
3. По величинам относительных электроотрицательностей указать, в каких хлоридах связь элемент-хлор будет носить более ионный характер:  $\text{NaCl}$ ,  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{Br}_2\text{O}$ ,  $\text{MgJ}_2$ ,  $\text{HCl}$ .
4. Сопоставить степень ионности связи по величинам относительных электроотрицательностей в молекулах  $\text{NaBr}$ ,  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{CS}_2$ ,  $\text{OF}_2$ .
5. По величинам относительных электроотрицательностей указать, в каких веществах связь между элементами будет носить более ионный характер:  $\text{BaCl}_2$ ,  $\text{CF}_4$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}$ ,  $\text{SrCl}_2$ ,  $\text{HJ}$ .
6. По величинам относительных электроотрицательностей указать, в каких веществах связь между элементами будет носить более ионный характер:  $\text{RbCl}$ ,  $\text{CCl}_2\text{F}_2$ ,  $\text{ZnO}$ ,  $\text{BeCl}_2$ ,  $\text{NH}_3$ .
7. Сопоставить степень ионности связи по величинам относительной электроотрицательностей в молекулах  $\text{SnCl}_2$ ,  $\text{CaF}_2$ ,  $\text{SiH}_4$ ,  $\text{CF}_4$ .
8. Из элементов Al, Zn, В, Р 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 C–H и связью C–C равны  $120^\circ$ . Описать химические связи в молекуле этилена. Какие орбитали участвуют в образовании этих связей?
10. Почему молекула  $\text{ClO}_3$  способна образовывать димеры?
11. Какие из перечисленных жидкостей ассоциированы за счет образования водородных связей:  $\text{H}_2\text{Se}$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $\text{HCOOH}$ ,  $\text{P}_4\text{O}_{10}$ ,  $\text{H}_2\text{O}_2$ ? Как это сказывается на их свойствах?
12. Почему молекула  $\text{ClO}$  неспособна образовывать димеры?
13. Почему молекула  $\text{NO}$  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  $[\text{Cr}(\text{CO})_6]^0$ ,  $[\text{Cr}(\text{CN})_6]^{3-}$ ,  $[\text{Fe}(\text{CO})_5]^0$ ?. Определить формы комплексных ионов.
  17. Каков механизм образования донорно-акцепторной связи?
  18. Какие орбитали использованы для образования связей в ионах  $\text{BF}_4^-$ ,  $\text{H}_3\text{O}^+$ ,  $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{+2}$ ? 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  $120^\circ$ . Описать химические связи в молекуле ацетилена. Какие орбитали использованы для образования этих связей?
  22. Какие из перечисленных жидкостей ассоциированы за счет образования водородных связей:  $\text{H}_2\text{O}_2$ ,  $\text{H}_2\text{Te}$ ,  $\text{HJ}$ ? Как это сказывается на их свойствах.
  23. Какие из перечисленных жидкостей ассоциированы за счет образования водородных связей:  $\text{Na}_2\text{O}_2$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{CH}_4$ ? Как это сказывается на их свойствах.
  24. Какие из перечисленных жидкостей ассоциированы за счет образования водородных связей:  $\text{HClO}_4$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{HBrO}_3$ ? Как это сказывается на их свойствах.
  25. Как объясняет метод валентных связей строение комплексов состава  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{+2}$ ,  $[\text{Co}_2(\text{CO})_8]^0$ ,  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{-3}$ ?
  26. Почему молекула  $\text{ClO}_3$  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 объясняет метод валентных связей строение комплексов состава  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4]^{+2}$ ,  $[\text{Fe}(\text{CO})_5]^0$ ,  $[\text{Fe}(\text{OH})_6]^{-3}$ ?
  29. Какие орбитали использованы для образования связей в молекулах и ионах  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{+2}$ ? 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 объясняет метод валентных связей строение комплексов состава  $[\text{Au}(\text{NH}_3)_4]^{+3}$ ,  $[\text{AuCl}_4]^0$ ,  $[\text{Pt}(\text{CN})_6]^{2-}$ ?
  32. Как объясняет метод валентных связей строение комплексов состава  $[\text{Cr}(\text{CN})_6]^{3-}$ ,  $[\text{Cr}(\text{CN})_4(\text{H}_2\text{O})_2]^-$ ,  $[\text{Fe}(\text{CO})_5]^0$ ?
  33. Каков механизм образования связей обменного типа (привести 3 примера)?
  34. Какие орбитали использованы для образования связей в ионах  $\text{AuCl}_4^-$ ,  $\text{O}_2^{2-}$ ,  $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{+2}$ ? Показать строение этих ионов.
  35. В сторону какого атома смещена электронная плотность в следующих соединениях:  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{KH}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{CCl}_4$ ?
  36. В сторону какого атома смещена электронная плотность в следующих соединениях:  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NaH}$ ,  $\text{HF}$ ,  $\text{CH}_4$ ?
  37. По величинам относительных электроотрицательностей указать, в каких хлоридах связь элемент-хлор будет носить более ионный характер:  $\text{NaCl}$ ,  $\text{CCl}_4$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}$ ,  $\text{MgCl}_2$ ,  $\text{HCl}$ .
  38. Сопоставить степень ионности связи по величинам относительных электроотрицательностей в молекулах  $\text{NaF}$ ,  $\text{AlF}_3$ ,  $\text{CF}_4$ ,  $\text{OF}_2$ .
  39. По величинам относительных электроотрицательностей указать, в каких веществах связь между элементами будет носить более ионный характер:  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{CJ}_4$ ,  $\text{Br}_2\text{O}$ ,  $\text{BaCl}_2$ ,  $\text{HI}$ .
  40. По величинам относительных электроотрицательностей указать, в каких веществах связь между элементами будет носить более ионный характер:  $\text{CsCl}$ ,  $\text{CS}_2$ ,  $\text{BaO}$ ,  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{HF}$ .
  41. Сопоставить степень ионности связи по величинам относительной электроотрицательностей в молекулах  $\text{ZnCl}_2$ ,  $\text{CaF}_2$ ,  $\text{CH}_4$ ,  $\text{MgF}_2$ .
  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 C-H и связью C-C равны  $120^\circ$ . Описать химические связи в молекуле этилена. Какие орбитали участвуют в образовании этих связей?
  44. Какие из перечисленных жидкостей ассоциированы за счет образования водородных связей:  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{HJ}$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{HF}$ ,  $\text{CCl}_4$ ? Как это сказывается на их свойствах?
  45. Почему молекула  $\text{NO}_2$  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 объясняет метод валентных связей строение комплексов состава  $[\text{Cr}(\text{CO})_6]^0$ ,  $[\text{Cr}(\text{CN})_6]^{3-}$ ,  $[\text{Fe}(\text{CO})_5]^0$ ?



48. Каков механизм образования донорно-акцепторной связи?
49. Какие орбитали использованы для образования связей в ионах:  $\text{BF}_4^-$ ,  $\text{H}_3\text{O}^+$ ,  $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ ? Показать их пространственное строение.
50. Из элементов Al, Cs, Ni, Se выбрать те, которые могут быть донорами электронной пары, и те, которые могут быть акцепторами при образовании донорно-акцепторной связи.
51. Молекула ацетилена  $\text{HC} \equiv \text{CH}$  плоская, углы между связями C-H и связью C – C равны  $120^\circ$ . Описать химические связи в молекуле ацетилена. Какие орбитали использованы для их образования?
52. Какие из перечисленных жидкостей ассоциированы за счет образования водородных связей:  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{H}_2\text{Te}$ ,  $\text{HJ}$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{CH}_4$ ? Как это сказывается на их свойствах.
53. Почему молекула  $\text{ClO}_2$  не 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 объясняет метод валентных связей 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  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ ? 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 объясняет метод валентных связей 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  $\text{AuCl}_4^-$ ,  $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ ? Показать их пространственное строение.
61. Как объясняет метод валентных связей 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  $\text{N}_2$ ,  $\text{CO}$ ,  $\text{BF}$  являются изoelekтронными. Нарисовать энергетические диаграммы, указать валентность N, C, B.
63. Чем объяснить укорочение связей O – O в частицах по ряду:  

$\text{O}_2^{2-}$	$\text{O}_2^-$	$\text{O}_2$	$\text{O}_2^{2+}$
1,49	1,26	1,21	1,12
64. Какая из частиц  $\text{CO}$ ,  $\text{CO}^+$  или  $\text{CO}^-$  характеризуется более высокой энергией связи? Объяснить, почему.
65. Показать невозможность существования следующих частиц;  $\text{Ne}_2$ ,  $\text{Be}_2$ ,  $\text{Mg}_2$ ,  $\text{Ca}_2$  с помощью метода молекулярных орбиталей.
66. Описать электронные структуры молекул  $\text{J}_2$ ,  $\text{P}_2$ ,  $\text{BeO}$ ,  $\text{MgO}$ . Какова кратность связи каждой из указанных молекул?
67. Объяснить с помощью ММО, почему отрыв одного  $\bar{e}$  от молекулы  $\text{CO}$  приводит к ослаблению связи, а от  $\text{NO}$  - к упрочнению.
68. В какой из частиц энергия связи C–N будет наибольшей,  $\text{CN}$ ,  $\text{CN}^-$ ,  $\text{CN}^+$ ? Ответ подтвердить энергетическими диаграммами.
69. В какой из частиц  $\text{CF}$ ,  $\text{CF}^+$ ,  $\text{NF}$ ,  $\text{NF}^+$  энергия связи между атомами будет наибольшей? Ответ подтвердить энергетическими диаграммами.
70. С помощью ММО объяснить сходство в свойствах  $\text{N}_2$  и  $\text{CO}$ ?
71. Используя энергетические диаграммы частиц  $\text{O}_2^{2-}$ ,  $\text{O}_2^-$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{O}_2^{2+}$ , показать, какая из них характеризуется максимальной прочностью связи O–O.
72. Объяснить с позиций ММО и МВС изменение энергии диссоциации молекул в ряду  $\text{F}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{Br}_2$ ,  $\text{J}_2$ .
73. Почему устойчив молекулярный азот? Какова кратность связи в молекуле  $\text{N}_2$ . Ответ мотивировать с позиций ММО и МВС.
74. Почему устойчив оксид углерода (II)? Ответ мотивировать с позиций ММО и МВС.
75. Как метод молекулярных орбиталей объясняет то, что в молекулярном ионе  $\text{F}_2^{2+}$  энергия связи больше, чем в молекуле  $\text{F}_2$ ?
76. Описать электронное строение молекул  $\text{CO}$  и  $\text{CN}$  с позиций метода валентных связей и метода молекулярных орбиталей. Какая из молекул характеризуется большей кратностью связи?
77. Как метод МО объясняет то, что в молекулярном ионе  $\text{O}_2^{2+}$  энергия связи отличается от энергии связи в молекуле  $\text{O}_2$ ?
78. Описать электронное строение молекул  $\text{NO}$  и  $\text{CN}$  с позиций ММО и МВС. В какой из молекул кратность связи наибольшая?
79. Какая из частиц  $\text{N}_2$ ,  $\text{N}_2^+$  или  $\text{N}_2^-$  характеризуется более высокой энергией связи? Объяснить, почему.
80. Показать возможности существования следующих частиц;  $\text{H}_2^-$ ,  $\text{Na}_2$ ,  $\text{F}_2^+$ ,  $\text{P}_2$  с помощью метода молекулярных орбиталей.
81. Описать ММО электронные структуры частиц:  $[\text{CN}]^-$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{BN}$ . Какова кратность связи каждой из указанных молекул?
82. Объяснить с помощью метода молекулярных орбиталей, почему отрыв одного электрона от молекулы  $\text{CO}$  приводит к ослаблению связи, а от молекулы  $\text{NO}$  к ее упрочнению.
83. В какой из частиц  $\text{CN}$ ,  $\text{CN}^-$ ,  $\text{CN}^+$  энергия связи C–N будет наибольшей? Ответ подтвердить энергетическими диаграммами.
84. В какой из частиц  $\text{CF}$ ,  $\text{CF}^+$ ,  $\text{NF}$ ,  $\text{NF}^+$  энергия связи между атомами будет наибольшей? Ответ подтвердить энергетическими диаграммами.
85. С помощью ММО объяснить сходство в свойствах  $\text{N}_2$  и  $\text{CO}$ ?
86. Используя энергетические диаграммы частиц  $\text{O}_2^{2-}$ ,  $\text{O}_2^-$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{O}_2^{2+}$ ,

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 ММО и МВС.
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:  

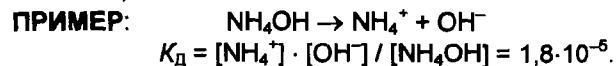
$O_2^{2-}$ ,	$O_2^-$ ,	$O_2$ ,	$O_2^{2+}$
1,49	1,26	1,21	1,12
92. Какая из частиц  $NO$ ,  $NO^+$  или  $NO^-$  характеризуется более высокой энергией связи? Объяснить, почему.
93. Показать возможности существования следующих частиц;  $He^+$ ,  $B_2$ ,  $F_2^-$ ,  $H_2^-$  с помощью метода молекулярных 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 C—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. С помощью ММО 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 O—O.
100. Объяснить с позиций ММО и МВС 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 ММО и МВС.
103. Как метод молекулярных орбиталей объясняет то, что в молекулярном ионе  $F_2^{2+}$  энергия связи больше, чем в молекуле  $F_2$ ?
104. Описать электронное строение  $CO$  и  $CN^-$  с позиций ММО и МВС. Какая из молекул характеризуется большей кратностью связи?
105. Как ММО объясняет 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 ММО, почему отрыв одного e от молекулы  $CO$  приводит к ослаблению связи, а в случае  $NO$  - к 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. С помощью ММО объяснить сходство в свойствах  $N_2$  и  $CO$ ?
114. Используя энергетические диаграммы частиц  $O_2^{2-}$ ,  $O_2^-$ ,  $O_2$ ,  $O_2^{2+}$ , показать, в какой из них минимальная прочность связи O—O.
115. Объяснить с позиций МВС и ММО 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:  $NaH$ ,  $BaH_2$  (ММО).



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).



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  $\text{H}_2\text{SO}_3$ .

### 6.1. Сильные электролиты

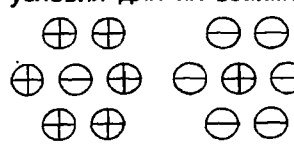
Принято считать, что сильные электролиты существуют в растворах только в виде ионов, однако при распаде на ионы общее количество частиц в растворе резко возрастает, так как оно складывается из числа непродиссоциировавших ионов и общего числа ионов:  $[\text{C}] + n \cdot \Delta\text{C} = C_{\text{исх}} - \alpha C_{\text{исх}} + n \cdot \alpha C_{\text{исх}}$ , где  $n$  – количество ионов.



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 могут возникнуть новые взаимодействия и, следовательно, новые частицы. При определении общих свойств растворов, таких, как температура кипения или замерзания, оказывается, что истинное значение концентрации электролита в растворе отличается от теоретического. Это значение было названо **активностью ионов** ( $a$ ).

**Активность ионов** сильного электролита пропорциональна молярной концентрации 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  $\gamma$  – коэффициент пропорциональности, зависящий от силы взаимодействия ионов в растворе сильного электролита, называемый **коэффициентом активности**.

Сила межмолекулярного взаимодействия, в свою очередь, определяется показателем **ионной силы** раствора ( $\mu$ ) и зависит от концентрации всех присутствующих ионов и их валентности ( $z_i$ ).

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

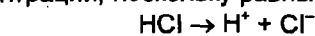
Зависимость между коэффициентом активности и ионной силой раствора имеет вид

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

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:**

- 1) Сильноразбавленные растворы имеют ионную силу  $\mu < 0,001$ , следовательно, при расчете коэффициента активности  $\gamma$  можно пренебречь знаменателем:  $\lg \gamma = -0,5 z^2 \sqrt{\mu}$ , так как  $1 \gg \sqrt{10^{-3}}$ .
- 2) При отсутствии в растворе посторонних примесей ионная сила двухионных растворов типа  $\text{HCl}$ ,  $\text{KOH}$  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  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{CaCl}_2$  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  $\text{AlCl}_3$ , 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  $\text{CuSO}_4$ , ионная сила равна четырем концентрациям.

- 3) Если в состав раствора входят сильные 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.

Расчеты активности ионов, ионной силы и коэффициента активности для смешанных систем сильных электролитов приводятся, также, в разделе «Произведение растворимости».

**ПРИМЕР:** Вычислить ионную силу и активность ионов в 0,08 М растворе  $\text{CaCl}_2$ , содержащем кроме того, 0,06 М  $\text{HCl}$ .

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

Находим коэффициенты активности ионов:

$$\text{Для } \text{Ca}^{2+}: \lg \gamma = -\frac{0,5 \cdot 2^2 \sqrt{0,3}}{1 + \sqrt{0,3}} = -0,71, \gamma \approx 0,19$$

$$\text{Для } \text{Cl}^- \text{ или } \text{H}^+: \lg \gamma = -\frac{0,5 \cdot 1^2 \sqrt{0,3}}{1 + \sqrt{0,3}} = -0,18, \gamma \approx 0,67$$

Откуда активность ионов составляет:

$$a_{\text{Ca}^{2+}} = 0,08 \cdot 0,19 = 1,5 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л, } a_{\text{H}^+} = 0,06 \cdot 0,67 = 4 \cdot 10^{-2},$$

$$a_{\text{Cl}^-} = (0,08 \cdot 2 + 0,06) \cdot 0,67 = 1,5 \cdot 10^{-1}.$$

#### ЗАДАНИЯ К РАЗДЕЛУ 6.1

1. Рассчитать активную концентрацию хлорида кальция в водном растворе, содержащем 0,925 г  $\text{CaCl}_2$  в 500 г воды.
2. Определить средний коэффициент активности ионов серебра в водном растворе, в котором в 1000 г воды растворено 0,01 моля  $\text{AgNO}_3$ .
3. Рассчитать ионную силу раствора и активность ионов  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , молярная концентрация которого равна 0,03 моль/1000 г  $\text{H}_2\text{O}$ .
4. Определить ионную силу раствора, содержащего 1,5 г  $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$  в 250 г воды.
5. Вычислить значение активности ионов  $\text{K}^+$  и  $\text{PO}_4^{3-}$  в 0,01 М растворе  $\text{K}_3\text{PO}_4$ .
6. Найти приближенные значения коэффициентов активности ионов  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{HPO}_4^{2-}$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$  в растворе с ионной силой 0,0001.
7. Вычислить активность ионов  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{NO}_3^-$  в 0,05 М растворе  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ , содержащем, кроме того, 0,05 моль/л  $\text{HNO}_3$ .
8. Вычислить ионную силу и активность ионов в 1 %-м растворе  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ .
9. Вычислить ионную силу и активность ионов в 0,12 Н растворе  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ , содержащем, кроме того, 0,01 моль/л  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .
10. Вычислить ионную силу и активность ионов в 0,1 %-м (по массе)

11. Вычислить ионную силу и активность ионов в растворе, содержащем 0,01 моль/л  $\text{MgSO}_4$  и 0,01 моль/л  $\text{BaCl}_2$ .
12. Рассчитать активность иона водорода в 0,005 Н растворе  $\text{HCl}$ , содержащем, кроме того, 0,2 моль/л  $\text{NaCl}$ .
13. Рассчитать активную концентрацию фосфата натрия в водном растворе, содержащем 0,4 г  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  и 200 г  $\text{H}_2\text{O}$ .
14. Вычислить активные концентрации ионов  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{NO}_3^-$  в растворе, содержащем 0,02 моля  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$  и 0,02 моля  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  в 1000 г воды.
15. Вычислить значения  $a$  и  $\mu$   $\text{OH}^-$  в 0,01 Н  $\text{NaOH}$ , считая  $\gamma_{\text{OH}^-} = 0,8$ .
16. Определить средний коэффициент активности ионов  $\text{OH}^-$  в растворе, содержащем 1,0 г  $\text{NaOH}$  в 150 г  $\text{H}_2\text{O}$ .
17. Определить средний коэффициент активности ионов сульфата хрома в водном растворе, молярная концентрация которого 0,01 моль/1000 г  $\text{H}_2\text{O}$ .
18. Вычислить активные концентрации сульфата меди и сульфата калия в растворе, содержащем 1,3 г  $\text{CuSO}_4$  и 0,5 г  $\text{K}_2\text{SO}_4$  в 500 г воды.
19. Вычислить ионную силу растворов и активность ионов; а) 0,05 М  $\text{AgNO}_3$ ; б)  $1,3 \cdot 10^{-2}$  М  $\text{BaCl}_2$ ; в)  $2,5 \cdot 10^{-2}$  М  $\text{MgSO}_4$ .
20. В 1 л раствора содержится по 0,01 моля  $\text{AlCl}_3$  и  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ . Вычислить ионную силу раствора и активность ионов. Как изменятся  $\mu$  и активность ионов после добавления к раствору 1 л воды?
21. Чему равна активность ионов  $\text{Ag}^+$ ,  $\text{Al}^{3+}$  и  $\text{NO}_3^-$  в растворе, содержащем 0,5 г  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$  и 0,2 г  $\text{AgNO}_3$  в 500 г  $\text{H}_2\text{O}$ ?
22. Раствор содержит  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{CH}_3\text{COONa}$ , 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, молярная концентрация которого 0,3 моль/л.
24. Рассчитать активную концентрацию хлорида магния в водном растворе, содержащем 0,3 г  $\text{MgSO}_4$  в 1000 г  $\text{H}_2\text{O}$ .
25. Рассчитать активность иона водорода в 0,005 Н растворе  $\text{HNO}_3$ , содержащем, кроме того, 0,1 моль/л  $\text{NaNO}_3$ .
26. Определить ионную силу раствора, содержащего 0,4 моль/л  $\text{AlCl}_3$ , 0,3 моль/л  $\text{CuCl}_2$ , 0,2 моль/л  $\text{ZnSO}_4$ , 0,1 моль/л  $\text{CuCl}_2$ .
27. Найти приближенные значения коэффициентов активности ионов  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{NO}_3^-$  в растворе с ионной силой 0,0001.
28. Вычислить ионную силу и активность ионов в 2 %-м  $\text{K}_2\text{SO}_3$ .
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  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .
30. Вычислить ионную силу и активность ионов в 0,1 %-м (по массе)

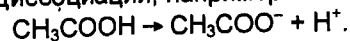
- растворе  $\text{Fe}_2\text{S}_3$ . Плотность раствора принять равной единице.
31. Вычислить ионную силу и активность ионов в растворе, содержащем 0,02 моль/л  $\text{MgSO}_4$  и 0,03 моль/л  $\text{BaCl}_2$ .
  32. Рассчитать активность иона водорода в 0,005N растворе  $\text{HCl}$ , содержащем, кроме того, 0,2 моль/л  $\text{NaCl}$ .
  33. Рассчитать активную концентрацию фосфата натрия в водном растворе, содержащем 0,3 г  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  и 200 г  $\text{H}_2\text{O}$ .
  34. Вычислить активные концентрации ионов  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{NO}_3^-$  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  $\mu$   $\text{OH}^-$  в 0,02 N  $\text{NaOH}$ , считая  $\gamma_{\text{OH}^-} = 0,8$ .
  36. Определить средний коэффициент активности ионов  $\text{OH}^-$  в растворе, содержащем 4,0 г  $\text{NaOH}$  в 350 г  $\text{H}_2\text{O}$ .
  37. Определить средний коэффициент активности ионов сульфата хрома в водном растворе, моляльная концентрация которого 0,04 моль/1000 г  $\text{H}_2\text{O}$ .
  38. Вычислить активность ионов сульфата меди и сульфата калия в растворе, содержащем 1,3 г  $\text{CuSO}_4$  и 0,5 г  $\text{H}_2\text{SO}_4$  в 500 г воды.
  39. Вычислить активность ионов  $\text{Cd}^{2+}$  и  $\text{NO}_3^-$  в 0,07 M растворе  $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$ , содержащем, кроме того, 0,05 моль/л  $\text{HNO}_3$ .
  40. Раствор содержит  $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{HI}$ ,  $\text{CH}_3\text{COONa}$ , 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 M  $\text{AgNO}_3$ ; б)  $1,8 \cdot 10^{-2}$  M  $\text{CaCl}_2$ ; в)  $4,0 \cdot 10^{-2}$  M  $\text{MgSO}_4$ .
  42. Рассчитать активную концентрацию фосфата натрия в водном растворе, содержащем 0,4 г  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  и 300 г  $\text{H}_2\text{O}$ .

## 6.2. Слабые электролиты

Сила электролитов определяется величиной степени диссоциации  $\alpha$ . Для слабого электролита это значение много меньше единицы, поэтому в растворе устанавливается равновесие между ионами и молекулами растворенного вещества.

К слабым электролитам можно отнести некоторые кислоты: уксусную –  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , угольную –  $\text{H}_2\text{CO}_3$ , сероводородную –  $\text{H}_2\text{S}$ , сернистую –  $\text{H}_2\text{SO}_3$ , азотистую –  $\text{HNO}_2$ , ортофосфорную –  $\text{H}_3\text{PO}_4$  и др.; основания, образованные р- и d-элементами, а также гидроксид аммония  $\text{NH}_4\text{OH}$  и воду.

Для подобных электролитов можно составить уравнение электролитической диссоциации, например:



Равновесные концентрации этих частиц можно представить, как  $[\text{CH}_3\text{COOH}]$ ,  $[\text{CH}_3\text{COO}^-]$ ,  $[\text{H}^+]$  и выразить их через величину степени

диссоциации:  $[\text{CH}_3\text{COOH}] = C_{\text{исх}} - \alpha \cdot C_{\text{исх}}$ ,  $[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}^+]$  и равны концентрациям веществ, вступивших в реакцию, то есть  $\Delta C = \alpha \cdot C_{\text{исх}}$ .

Подставив эти значения в выражение для расчета константы равновесия или диссоциации, получим:

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

Если электролит очень слабый, то есть его константа диссоциации менее 0,001, то отношение его исходной концентрации к величине константы  $C_{\text{исх}} / K_{\text{д}}$  будет больше либо равно 100. В этом случае 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». Его суть заключается в том, что 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  $\alpha$  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:

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

В случае очень слабого электролита, то есть при  $C_{\text{исх}} / K_{\text{д}} > 100$ , выражение можно упростить, так как концентрация ионов водорода окажется малой по сравнению с единицей:  $K_{\text{д}} = [\text{H}^+]^2 / C_{\text{исх}}$ , откуда

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_{\text{д}} \cdot C_{\text{исх}}}$$

Для электролита средней силы, расчет  $[\text{H}^+]$  будет производиться по уравнению:  $[\text{H}^+]^2 + K_{\text{д}} \cdot [\text{H}^+] - K_{\text{д}} \cdot C_{\text{исх}} = 0$ .

## ЗАДАНИЯ К РАЗДЕЛУ 6.2

1. Найти  $\alpha$  в 0,1 M растворе  $\text{H}_2\text{S}$  по 1-ой ступени.
2. Вычислить степень диссоциации гидроксида аммония в 1 N растворе, если в 1 л его содержится  $6,045 \cdot 10^{23}$  растворенных

частиц.

3.  $\alpha$   $\text{CH}_3\text{COOH}$  в 1 Н, 0,1 Н, 0,01 Н растворах соответственно равна 0,42; 1,34; 4,25 %. Вычислить ее  $K_d$  для растворов указанных концентраций. Зависит ли  $K_d$  от концентрации  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ?
4.  $\alpha$  слабой одноосновной кислоты в 0,1 Н растворе равна 0,05. Вычислить значения  $K_d$  и  $[\text{H}^+]$  для этого раствора.
5. Какова концентрация  $\text{H}^+$  в 1 Н  $\text{HCN}$ ? Сколько моль ионов  $\text{CN}^-$  содержится в 1,5 л указанного раствора?
6. Определить  $\alpha$  и концентрацию ионов  $\text{OH}^-$  в 0,1 Н  $\text{NH}_4\text{OH}$ .
7. Вычислить  $\alpha$  азотистой кислоты в ее 0,01 М растворе и концентрацию ионов водорода.
8. В растворе бензойной кислоты  $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ ,  $[\text{H}^+] = 3 \cdot 10^{-3}$  моль/л. Вычислить концентрацию раствора (моль/л), если  $K_d = 6,1 \cdot 10^{-5}$ .
9. Вычислить  $\alpha$  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  $\text{H}^+$  в 0,47 %-м растворе азотистой кислоты ( $\rho = 1,0 \text{ г/см}^3$ ).
11. Концентрация ионов водорода в 0,1 М растворе борной кислоты составляет  $7,6 \cdot 10^{-8}$ . Вычислить константу первой стадии диссоциации кислоты.
12. Какой объем воды необходимо добавить к 500 мл 0,1 Н раствора  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , чтобы степень диссоциации ее увеличилась в 2 раза?
13. Имеются 0,1-молярные растворы муравьиной и уксусной кислот. В каком из них концентрация  $\text{H}^+$  больше и во сколько раз?
14. Константа диссоциации масляной кислоты  $\text{C}_3\text{H}_7\text{COOH}$   $1,5 \cdot 10^{-5}$ . Вычислить ее  $\alpha$  в 0,005 М растворе.
15. Найти  $\alpha$  хлорноватистой кислоты в 0,2 Н растворе.
16. Степень диссоциации муравьиной кислоты  $\text{HCOOH}$  в 0,2 Н растворе равна 0,03. Определить константу диссоциации кислоты и значение  $pK$ .
17.  $\alpha$  угольной кислоты  $\text{H}_2\text{CO}_3$  по первой ступени в 0,1 Н растворе равна  $2,11 \cdot 10^{-3}$ . Вычислить  $K_1$ .
18. Чему равна концентрация  $\text{H}^+$  в водном растворе муравьиной кислоты, если  $\alpha = 0,03$ ?
19. Вычислить  $[\text{H}^+]$  в 0,02 М растворе сернистой кислоты. Диссоциацией кислоты во второй ступени пренебречь.
20. Степень первичной диссоциации ортофосфорной кислоты в 0,1 М

$[\text{H}_2\text{PO}_4^-]$  в моль/л и г/л.

21. Вычислить концентрацию  $\text{OH}^-$  ионов в моль/л и г/л в 0,5 Н растворе  $\text{NH}_4\text{OH}$ ; концентрация раствора  $\text{NH}_4\text{OH}$  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  $\text{HNO}_2$   $[\text{H}^+] = 0,0068$  моль/л.  $K_d$  азотистой кислоты.
24. В растворе бензойной кислоты  $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$   $[\text{H}^+] = 5 \cdot 10^{-3}$  моль/л. Вычислить  $C_M$  и  $C_{\text{тл}}$  ( $K_d = 6,1 \cdot 10^{-5}$ ).
25. Определить  $\alpha$  и концентрацию ионов  $\text{OH}^-$  в  $10^{-6}$  Н  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ .
26. Определить величины  $K_d$  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  $\alpha$  и концентрацию ионов  $\text{OH}^-$  в  $10^{-6}$  Н  $\text{Pb}(\text{OH})_2$ .
28. Найти  $\alpha$  угольной кислоты по первой ступени в 0,01 М растворе.
29.  $\alpha$  слабой одноосновной кислоты в 0,01 Н растворе равна 0,01. Вычислить значения  $K_d$  и  $[\text{H}^+]$  для этого раствора.
30. Какова концентрация водородных ионов  $\text{H}^+$  в 0,1 Н  $\text{HSCN}$ ? Сколько моль ионов  $\text{SCN}^-$  содержится в 2 л указанного раствора?
31. Вычислить  $\alpha$  и концентрацию ионов водорода в 0,01 М растворе метаборной кислоты.
32. Вычислить концентрацию формиат-ионов и ионов  $\text{H}^+$  в 0,6 %-м растворе муравьиной кислоты ( $\rho = 1,0 \text{ г/см}^3$ ).
33. Какой объем воды необходимо добавить к 300 мл 0,2 Н раствора хлорноватистой кислоты, чтобы  $\alpha$  ее увеличилась в 2 раза?
34. Имеются 0,01 М растворы муравьиной и уксусной кислот. Какова концентрация водородных ионов  $\text{H}^+$  в этих растворах?
35. Найти  $\alpha$  хлорноватистой кислоты 0,01 Н растворе. Какова концентрация водородных ионов  $\text{H}^+$  в растворе?
36.  $\alpha$  одноосновной кислоты в 0,1 Н растворе равна 0,05. Определить значения  $K_d$  и  $pK_d$  кислоты.
37.  $\alpha$  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  $[\text{H}^+]$  в 0,01 М растворе селенистой кислоты. Диссоциацией кислоты во второй ступени пренебречь.
40. Определить  $\alpha$  и концентрацию ионов  $\text{OH}^-$  в  $10^{-6}$  Н  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ .
41. Концентрация ионов водорода в 0,1 М растворе трехосновной кислоты составляет  $8 \cdot 10^{-6}$ . Вычислить  $K_{d1}$  кислоты.
42. Во сколько раз уменьшится концентрация ионов водорода, если к

к 1 л 0,006 М раствора уксусной кислоты добавить 0,05 моля ацетата натрия?

### 6.3. Ионное произведение воды

Вода – слабый электролит, поскольку величина ее константы диссоциации составляет  $1,8 \cdot 10^{-16}$ .



$K_d = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] / [\text{H}_2\text{O}]$ , где  $[\text{H}_2\text{O}] = \text{const} = 1000 / 18 \approx 55,6$  моль/л. Следовательно  $K_d \cdot [\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,6 = 10^{-14}$ , это произведение называется **ионным произведением воды** ( $K_{\text{H}_2\text{O}}$ ).

При отсутствии в воде посторонних примесей концентрация ионов водорода оказывается равной концентрации гидроксильных групп и составляет  $10^{-7}$ . Такая среда считается нейтральной.

Принято  $-\lg [\text{H}^+] = \text{pH}$  – называть показателем кислотности среды, а  $-\lg [\text{OH}^-] = \text{pOH}$  – называть показателем щелочности. В нейтральной среде оба показателя одинаковы и равны  $-\lg 10^{-7} = 7$ .

Если в растворе  $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$ , то  $\text{pH} < 7$  – среда считается кислой.

Если в растворе  $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$ , то  $\text{pH} > 7$  – среда считается щелочной. Сумма этих показателей  $\text{pH} + \text{pOH} = 14$ .

В задачах считать растворы сильноразбавленными, с  $\rho=1$ .

#### ЗАДАНИЯ К РАЗДЕЛУ 6.3

1. Вычислить  $[\text{H}^+]$  и pH растворов, если концентрации ионов  $\text{OH}^-$  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  $[\text{H}^+]$  в водных растворах, в которых концентрация  $\text{OH}^-$ -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  $[\text{H}^+]$  и pH конечного раствора, приготовленного смешиванием 0,3 л 0,1 М раствора HCl и 200 мл 0,2 М раствора NaOH с последующим разбавлением водой до объема 10 л.
6. Вычислить  $[\text{H}^+]$  и pH 0,005 %-го раствора  $\text{HNO}_3$ . Плотность раствора и степень диссоциации считать равными единице.
7. Как изменится концентрация ионов водорода и гидроксид-ионов, если pH раствора понизится с 8 до 5; увеличится от 3 до 9?
8. Найти молярную концентрацию  $\text{OH}^-$ -ионов в водных растворах, в которых концентрация ионов  $\text{H}^+$  (в моль/л) равна:  $10^{-3}$ ;  $1,4 \cdot 10^{-12}$ .
9. Определить  $[\text{H}^+]$  и pH раствора, в 3 л которого содержится  $0,76 \cdot 10^{-3}$  молей гидроксид-ионов.
10. Вычислить pH раствора, полученного добавлением 0,8 л воды к 2,5 л азотной кислоты с pH 2.
11. Как изменится pH раствора после добавления к 300 мл 0,3 Н

раствора  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  200 мл воды?

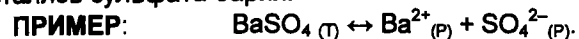
12. Вычислить  $[\text{H}^+]$  и pH растворов, если концентрации ионов  $\text{OH}^-$  равны (моль/л):  $3,5 \cdot 10^{-4}$ ;  $2,8 \cdot 10^{-7}$ ;  $4,8 \cdot 10^{-12}$ .
13. Найти pH растворов и молярную концентрацию ионов  $[\text{H}^+]$  в водных растворах, в которых концентрация гидроксид-ионов (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 pH 2 и pH 11. Вычислить pH полученного раствора.
15. Рассчитать pH и pOH 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  $[\text{H}^+]$  и pH 0,01 %-го раствора  $\text{HNO}_3$ . Плотность раствора и степень диссоциации считать равными единице.
17. Как изменится концентрация  $\text{H}^+$  и гидроксид-ионов, если pH 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  $[\text{H}^+]$  и pH раствора, в 4 л которого содержится  $7,6 \cdot 10^{-3}$  молей гидроксид-ионов.
20. Вычислить pH раствора, полученного добавлением 0,3 л воды к 0,5 л азотной кислоты с pH 3.
21. Как изменится pH раствора после добавления к 200 мл 0,04 Н раствора  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  200 мл воды?
22. Вычислить  $[\text{H}^+]$  и pH растворов, если концентрации ионов  $\text{OH}^-$  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  $[\text{H}^+]$  и pH полученного раствора.
24. Найти pH растворов и молярную концентрацию ионов  $[\text{H}^+]$  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  $[\text{H}^+]$  и pH конечного раствора, приготовленного смешиванием 0,4 л 0,1 М раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$  и 100 мл 0,4 М раствора NaOH с последующим разбавлением водой до объема 1 л.
26. Вычислить  $[\text{H}^+]$  и pH 0,05 %-го раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . 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  $[\text{H}^+]$  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 N 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  $1 \text{ г/см}^3$ .
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 0,1M раствора HCl и 100 мл 0,2M 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 N раствора  $H_2SO_4$  и 200 мл 0,2 N 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 N раствора  $Ca(OH)_2$  400 мл воды?

#### 6.4. 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 растворение  $\leftrightarrow$  кристаллизация является равновесным и обратимым. Добавление избытка кристаллического сульфата бария 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 бария.



Это означает, что данное 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.

$$K_p = [Ba^{2+}] \cdot [SO_4^{2-}] = const = ПР.$$

Такая константа называется произведением растворимости. Величина произведения растворимости это постоянная величина для данного малорастворимого соединения в его насыщенном растворе при конкретной температуре (см. Приложение 5).

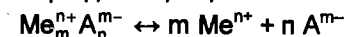
Поскольку в растворе присутствуют только ионы, то растворы малорастворимых солей называют сильными электролитами, а их концентрацию определяют по величине активности ионов.



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. Растворимость 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 определяется числом ионов, на которые распадается вещество при диссоциации.



$$a Me^{n+} = [Me^{n+}] = m S; \quad a A^{m-} = [A^{m-}] = n S,$$

Таким образом, величину ПР можно выразить как

$$ПР = (m S)^n \cdot (n S)^m.$$

Следовательно:

- 1) для двухионного вещества:  $AlPO_4$ ,  $ПР = S \cdot S = S^2$ .
  - 2) для трехионного вещества:  $CaF_2$ ,  $ПР = S \cdot (2S)^2 = 4S^3$ .
  - 3) для четырехионного вещества:  $Ag_3PO_4$ ,  $ПР = (3S)^3 \cdot S = 27S^4$ .
  - 4) для пятиионного вещества:  $Ca_3(PO_4)_2$ ,  $ПР = (3S)^3 \cdot (2S)^2 = 108S^5$ .
- Наоборот, зная величину растворимости, можно вычислить ПР.

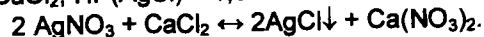
Добавка в растворы малорастворимых солей других видов ионов, влияет на ионную силу раствора, поэтому растворимость такого соединения изменится, поскольку изменится их активность (концентрация).

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  $PR < [Me^{n+}]^m \cdot [A^{m-}]^n$  – осадок выпадет,  
 3) если  $PR = [Me^{n+}]^m \cdot [A^{m-}]^n$  – раствор насыщенный.

**ПРИМЕР:** Определить, выпадет ли осадок хлорида серебра в системе, приготовленной путем сливания равных объемов 0,001 М  $AgNO_3$  и 0,02 М  $CaCl_2$ ,  $PR(AgCl) = 1,8 \cdot 10^{-10}$ .



- 1) Поскольку сливаем равные объемы, то концентрация каждого вещества уменьшается в 2 раза.  
 2) Определяем ионную силу раствора:  
 $\mu = \frac{1}{2} (2 \cdot C_{Ag^+} \cdot 1^2 + 2 \cdot C_{NO_3^-} \cdot 1^2 + C_{Ca^{2+}} \cdot 2^2 + 2 \cdot C_{Cl^-} \cdot 1^2) =$   
 $= \frac{1}{2} (2 \cdot 0,0005 + 2 \cdot 0,0005 + 0,01 \cdot 4 + 2 \cdot 0,01) = 2 \cdot \frac{1}{2} \cdot 0,032 = 0,032$   
 3) Определяем коэффициенты активности для каждого иона малорастворимой соли  $\gamma$ , при этом заметим, что для ионов серебра, нитрата и хлора, эти значения будут одинаковы, так как одинакова их валентность:

$$\lg \gamma_{Ag^+} = -\frac{0,5 \cdot 1^2 \sqrt{\mu}}{1 + \sqrt{\mu}}, \text{ откуда } \gamma \approx 0,84;$$

- 4) Определяем активность

$$a_{Ag^+} = \gamma_{Ag^+} \cdot C_{Ag^+} = 0,84 \cdot 2 \cdot 0,0005 = 0,00084 \text{ моль/л};$$

$$a_{Cl^-} = \gamma_{Cl^-} \cdot C_{Cl^-} = 0,84 \cdot 2 \cdot 0,01 \approx 0,017 \text{ моль/л}.$$

- 5) Определяем  $PR^1 = 0,00084 \cdot 0,017 = 1,4 \cdot 10^{-6}$ .  
 6) Полученное значение сравниваем с табличным значением  $PR$ . Величина  $PR^1 > PR$ , следовательно, хлорид серебра выпадет в осадок при заданных условиях.

#### ЗАДАНИЯ К РАЗДЕЛУ 6.4

Вычислить растворимость (моль/л):

- |                               |                             |
|-------------------------------|-----------------------------|
| 1. - иодида меди(I);          | 15. - ортофосфата висмута;  |
| 2. - ортофосфата железа(III); | 16. - карбоната кальция;    |
| 3. - сульфида ртути;          | 17. - хромата кальция;      |
| 4. - бромида серебра;         | 18. - сульфита кальция;     |
| 5. - ацетата серебра;         | 19. - сульфата кальция;     |
| 6. - хлорида серебра;         | 20. - оксалата кадмия;      |
| 7. - хлорита серебра;         | 21. - карбоната кобальта;   |
| 8. - хлората серебра;         | 22. - карбоната марганца;   |
| 9. - нитрата серебра;         | 23. - сульфида олова(II);   |
| 10. - оксалата бария;         | 24. - ортофосфата алюминия; |
| 11. - сульфита бария;         | 25. - сульфида серебра;     |
| 12. - сульфата бария;         | 26. - роданида серебра;     |
| 13. - карбоната бария;        | 27. - хромата бария;        |
| 14. - карбоната бериллия;     | 28. - карбоната бария;      |

- |   |                              |
|---|------------------------------|
| 29. - сульфида железа (II);                         | 57. - ортоарсената кобальта; |
| 30. - йодата серебра;                               | 58. - ортофосфата кальция;   |
| 31. - сульфида кобальта;                            | 59. - ортоарсената кальция;  |
| 32. - сульфида кадмия;                              | 60. - ортофосфата бария;     |
| 33. - ортоарсената висмута;                         | 61. - нитрата бария;         |
| 34. - карбоната кадмия;                             | 62. - фторида бария;         |
| 35. - оксалата кальция;                             | 63. - ортоарсената бария;    |
| 36. - оксалата меди;                                | 64. - сульфата серебра;      |
| 37. - карбоната железа (II);                        | 65. - сульфита серебра;      |
| 38. - манганата бария;                              | 66. - ортофосфата серебра;   |
| 39. - оксалата свинца;                              | 67. - хромата серебра;       |
| 40. - сульфида меди(II);                            | 68. - дихромата серебра;     |
| 41. - хлорида ртути (I);                            | 69. - оксалата серебра;      |
| 42. - сульфида цинка;                               | 70. - карбоната серебра;     |
| 43. - сульфида висмута;                             | 71. - ортоарсената серебра;  |
| 44. - иодида висмута;                               | 72. - бромата бария;         |
| 45. - сульфида серебра;                             | 73. - йодата бария;          |
| 46. - ортофосфата цинка;                            | 74. - йодата кальция;        |
| 47. - ортоарсената цинка;                           | 75. - йодата меди(II);       |
| 48. - ортофосфата стронция;                         | 76. - йодата никеля(II);     |
| 49. - сульфида сурьмы;                              | 77. - йодида свинца(II);     |
| 50. - ортофосфата свинца(II);                       | 78. - фторида стронция;      |
| 51. - хлорида свинца(II);                           | 79. - йодида олова(II);      |
| 52. - роданида свинца(II);                          | 80. - фторида кальция;       |
| 53. - ортоарсената свинца(II);                      | 81. - дифосфата бария;       |
| 54. - бромида свинца(II);                           | 82. - сульфида висмута;      |
| 55. - ортофосфата магния;                           | 83. - фторида магния;        |
| 56. - ортоарсената магния;                          | 84. - фторида свинца(II);    |
| 85. - роданида серебра в 0,1 М роданиде натрия;     |                              |
| 86. - йодата серебра в 0,2 М нитрате серебра;       |                              |
| 87. - карбоната бария в 0,1 М хлориде бария;        |                              |
| 88. - сульфида серебра в 0,1 М нитрате серебра;     |                              |
| 89. - фосфата алюминия в 0,1 М хлориде алюминия;    |                              |
| 90. - хромата бария в 1 М нитрате бария;            |                              |
| 91. - манганата бария в 0,2 М манганате калия;      |                              |
| 92. - дифосфата бария в 0,5 М нитрате бария;        |                              |
| 93. - ортоарсената висмута в 0,1 М нитрате висмута; |                              |
| 94. - манганата бария в 1 М хлориде бария;          |                              |
| 95. - иодида висмута в 0,3 М иодиде натрия;         |                              |
| 96. - сульфида висмута в 0,1 М нитрате висмута;     |                              |
| 97. - оксалата кальция в 0,5 М хлориде кальция;     |                              |
| 98. - карбоната кадмия в 0,3 М хлориде кадмия;      |                              |
| 99. - сульфида кадмия в 0,1 М нитрате кадмия;       |                              |

- 100.- карбоната кобальта в 0,4 М хлориде кобальта;
- 101.- сульфида кобальта в 0,1 М нитрате кобальта;
- 102.- сульфида меди в 1 М сульфате меди;
- 103.- иодида меди (I) в 0,1 М иодиде калия;
- 104.- карбоната железа в 0,2 М сульфате железа (II);
- 105.- сульфида железа (II) в 0,2 М сульфате железа (II);
- 106.- ортофосфата железа (II) в 0,1 М хлорида железа (II);
- 107.- хлорида ртути(I) в 0,1 М соляной кислоте;
- 108.- оксалата марганца в 0,1 М хлориде марганца;
- 109.- хромата свинца(II) в 0,5 М хромате калия;
- 110.- карбоната марганца в 0,1 М нитрате марганца;
- 111.- карбоната никеля(II) в 0,1 М сульфате марганца;
- 112.- йодата никеля(II) в 0,4 М сульфате никеля(II);
- 113.- бромид свинца(II) в 0,1 М перхлорате свинца(II);
- 114.- хромата стронция в 0,5 М хромате калия;
- 115.- оксалата цинка в 0,5 М оксалате калия;
- 116.- карбоната никеля(II) в 0,4 М карбонате калия;
- 117.- сульфата кальция в 0,4 М сульфате калия;
- 118.- фторида кальция в 0,1 М фторида кадмия;
- 119.- карбоната меди(II) в 0,1 М карбонате натрия;
- 120.- йодата серебра в 0,1 М йодате цезия;
- 121.- фторида бария в 0,1 М фторида натрия;
- 122.- карбоната кальция в 0,3 М карбонате натрия;
- 123.- ортофосфата магния в 0,3 М ортофосфате натрия;
- 124.- сульфата свинца(II) в 0,1 М нитрате свинца(II);
- 125.- сульфата стронция в 0,1 М бромиде стронция;
- 126.- сульфида марганца в 0,2 М сульфате марганца.

**Выпадает ли осадок при сливании:**

- 127.- 0,3 л  $10^{-6}$  М нитрата серебра и 0,7 л  $10^{-6}$  М бромида калия;
- 128.- 0,5 л  $10^{-6}$  М нитрата серебра и 1 л  $10^{-5}$  М бромида калия;
- 129.- равных объемов  $10^{-4}$  М нитрата серебра и  $10^{-4}$  М хромата калия;
- 130.- 0,5 л  $10^{-5}$  М нитрата серебра и 1 л  $10^{-5}$  М роданида натрия;
- 131.- 0,2 л  $10^{-4}$  М нитрата серебра и 0,8 л  $10^{-4}$  М оксалата калия;
- 132.- равных объемов  $10^{-6}$  М хлорида бария и  $10^{-5}$  М хромата калия;
- 133.- равных объемов  $10^{-2}$  М хлорида бария и  $10^{-8}$  М фторида калия;
- 134.- 5 мл  $10^{-2}$  М хлорида бария и 25 мл  $10^{-2}$  М фторида калия;
- 135.- равных объемов  $10^{-4}$  М нитрата висмута и  $10^{-5}$  М иодида калия;
- 136.- 0,1 л  $10^{-2}$  М хлорида кальция и 300 мл  $10^{-4}$  М оксалата натрия;
- 137.- 0,2 л  $10^{-4}$  М хлорида кальция и 800 мл  $10^{-4}$  М оксалата калия;
- 138.- 100 мл  $10^{-3}$  М нитрата кальция и 40 мл  $10^{-1}$  М серной кислоты;
- 139.- 60 мл  $10^{-4}$  М нитрата висмута и 40 мл  $10^{-4}$  М иодида натрия;
- 140.- 0,5 л  $10^{-3}$  М нитрата серебра и 1,5 л  $10^{-3}$  М оксалата калия;
- 141.- 0,75 л  $10^{-3}$  М нитрата серебра и 0,25 л  $10^{-3}$  М дихромата калия;
- 142.- равных объемов  $10^{-3}$  М нитрата висмута и  $10^{-4}$  М иодида натрия;

- 143.- 100 мл  $10^{-3}$  М сульфата цинка и 50 мл  $10^{-6}$  М карбоната натрия;
- 144.- равные объемы  $10^{-5}$  М нитрата ртути и  $10^{-8}$  М хлорида калия;
- 145.- 0,05 л  $10^{-6}$  М нитрата никеля(II) и 0,1 л  $10^{-5}$  М сульфида натрия;
- 146.- 1 л  $10^{-2}$  М нитрата серебра и 5 л  $10^{-2}$  М дихромата калия;
- 147.- 1 л  $10^{-8}$  М хлорида алюминия и 2 л  $10^{-6}$  М ортофосфата натрия;
- 148.- 100 мл  $10^{-4}$  М сульфата цинка и 200 мл  $10^{-6}$  М сульфида натрия;
- 149.- 100 мл  $10^{-3}$  М нитрата кальция и 50 мл  $10^{-1}$  М серной кислоты;
- 150.- равных объемов  $10^{-3}$  М хлорида бария и  $10^{-3}$  М серной кислоты;
- 151.- равных объемов  $10^{-5}$  М нитрата висмута и  $10^{-3}$  М иодида натрия;
- 152.- 2 л  $10^{-4}$  М нитрата серебра и 1 л  $10^{-4}$  М дихромата калия;
- 153.- 1 л  $4 \cdot 10^{-3}$  бромида лития и 3 л  $3 \cdot 10^{-3}$  нитрата свинца(II);
- 154.- 2 л  $4 \cdot 10^{-3}$  хлорида лития и 6 л  $3 \cdot 10^{-3}$  карбоната калия;
- 155.- 0,2 л  $4 \cdot 10^{-3}$  хлорида цинка и 0,6 л  $3 \cdot 10^{-3}$  цианида калия;
- 156.- 20 мл  $4 \cdot 10^{-3}$  нитрата магния и 60 мл  $3 \cdot 10^{-3}$  гидроксида калия;
- 157.- 10 мл  $4 \cdot 10^{-3}$  хлорида магния и 30 мл  $3 \cdot 10^{-3}$  оксалата калия;
- 158.- 5 мл  $4 \cdot 10^{-3}$  хлорида стронция и 15 мл  $3 \cdot 10^{-3}$  оксалата калия;
- 159.- 1 л  $4 \cdot 10^{-3}$  сульфида натрия и 3 л  $3 \cdot 10^{-3}$  нитрата свинца(II);
- 160.- 5 мл  $4 \cdot 10^{-3}$  хлорида стронция и 15 мл  $3 \cdot 10^{-3}$  хромата калия;
- 161.- 20 мл  $10^{-4}$  М нитрата серебра и 10 мл  $10^{-4}$  М бромата калия;
- 162.- 20 мл  $4 \cdot 10^{-3}$  хлорида железа и 30 мл  $3 \cdot 10^{-3}$  сульфида натрия;
- 163.- 50 мл  $4 \cdot 10^{-3}$  хлорида лития и 80 мл  $1 \cdot 10^{-3}$  фторида натрия;
- 164.- 20 мл  $10^{-4}$  М нитрата серебра и 10 мл  $3 \cdot 10^{-5}$  М йодида калия;
- 165.- 5 мл  $4 \cdot 10^{-3}$  хлорида кобальта и 15 мл  $1 \cdot 10^{-3}$  оксалата калия;
- 166.- 0,1 л  $4 \cdot 10^{-3}$  хромата калия и 0,2 л  $2 \cdot 10^{-3}$  нитрата свинца(II);
- 167.- 20 мл  $4 \cdot 10^{-3}$  хлорида железа и 30 мл  $3 \cdot 10^{-3}$  оксалата калия;
- 168.- 0,1 л  $10^{-3}$  М ортофосфата натрия и 60 мл  $10^{-4}$  М сульфата цинка.

**6.5. Гидролиз солей**

*Гидролизом называется взаимодействие ионов растворенной соли с молекулами воды, приводящее к изменению в растворе соотношения между ионами водорода и гидроксила<sup>1</sup>.*

**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.**

**Гидролиз солей, образованных взаимодействием сильных оснований и слабых кислот.**

<sup>1</sup> Следовательно, гидролиз является реакцией, обратной реакции нейтрализации.



сильными основаниями и сильными кислотами, такой же, как у чистой воды (рН 7).

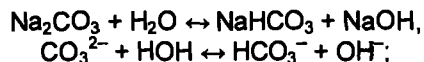
### Гидролиз солей

Образующие соли		Продукты гидролиза	Реакция раствора
основание	кислота		
сильное	слабая	Кислота или кислая соль	щелочная (рН > 7)
слабое	сильная	Основание или основная соль	кислая (рН < 7)
слабое	слабая	Основание и кислота либо буферная система	зависит от относительной силы кислоты и основания
сильное	сильная	Гидролиз не происходит	нейтральная (рН ≈ 7)

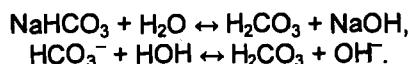
Таким образом, причиной гидролиза является сдвиг равновесия диссоциации воды вследствие образования малодиссоциированных соединений. Чем они слабее, тем сильнее будет сдвинуто равновесие диссоциации воды и тем больше будет степень гидролиза соли. Если малодиссоциированные соединения не получаются, т.е. если и кислота, и основание, образующие соль, сильные, то не происходит и гидролиза.

В случае солей двух- и многоосновных кислот процесс гидролиза осложняется тем, что соответственно ступенчатой диссоциации кислоты гидролиз протекает тоже по ступеням. Например, гидролиз  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  может быть представлен уравнениями:

первая ступень



вторая ступень

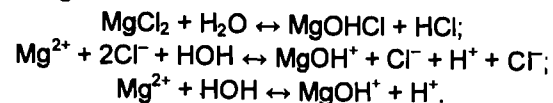


Поскольку анионы  $\text{HCO}_3^-$  ( $K_2 = 4,8 \cdot 10^{-11}$ ) диссоциированы гораздо меньше, чем молекулы  $\text{H}_2\text{CO}_3$  ( $K_1 = 4,5 \cdot 10^{-7}$ ), гидролиз по первой ступени идет в значительно большей степени, чем по второй, поэтому гидролиз таких солей пишут только по первой ступени.

Действительно, при сложении оба уравнения (рассматриваем написанные в ионно-молекулярной форме) сокращают на общий член –  $\text{HCO}_3^-$ . Подобное сокращение было бы допустимо лишь при условии, если бы всё образовавшееся по первой ступени гидролиза количество  $\text{HCO}_3^-$  превращалось в  $\text{H}_2\text{CO}_3$  по уравнению второй ступени гидролиза. Но в действительности только ничтожно малая

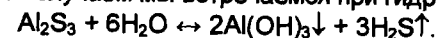
часть  $\text{HCO}_3^-$  превращается в  $\text{H}_2\text{CO}_3$ , а большая часть его остается в растворе.

Как было показано выше, гидролиз средних солей многоосновных кислот приводит к образованию анионов кислых солей. Подобно этому, при гидролизе средних солей многокислотных оснований образуются катионы основных солей, в состав которых входят ионы металла и гидроксила. Например, при гидролизе раствора  $\text{MgCl}_2$  один из  $\text{Cl}^-$ -ионов этой соли замещается  $\text{OH}^-$ -ионом воды и образуется основная соль  $\text{MgOHCl}$ :



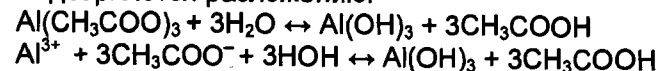
В большинстве случаев гидролиза только незначительная часть соли оказывается превращенной в новые вещества.

Если основание и кислота, участвующие в образовании соли, очень слабые или какое-либо из образующихся в процессе гидролиза веществ выпадает в осадок или улетучивается в виде газа, то гидролиз будет необратимым и приведет к практически полному разложению соли водой. С подобным случаем мы встречаемся при гидролизе  $\text{Al}_2\text{S}_3$

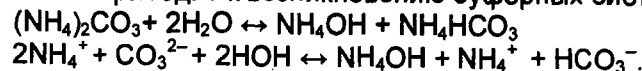


Такие соли могут содержать одновременно однозарядные и многозарядные катионы или анионы.

- катион многозарядный –  $\text{Fe}(\text{NO}_2)_2$ ,  $\text{Al}(\text{CH}_3\text{COO})_3$  – гидролиз таких солей протекает до конца, поскольку основные соли, содержащие слабый анион, очень неустойчивы и подвергаются разложению:



- анион многозарядный –  $\text{Ag}_2\text{S}$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$  – гидролиз этих солей приводит к возникновению буферных систем



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

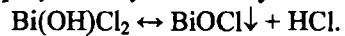
Так, добавление в полученную систему ионов водорода приведет к связыванию их в малодиссоциирующую угольную кислоту или дополнительное количество гидрокарбонат ионов, а добавление избытка ионов  $\text{OH}^-$  – увеличит содержание слабого основания.

Буферные растворы обладают буферной емкостью. Это объемы кислоты или основания, которые может связать буферная система, сохраняя свое значение рН.

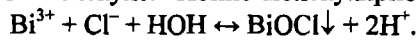
В то время как связывание одного из продуктов гидролиза вызывает усиление его, введение в раствор какого-либо из продуктов гидролиза подавляет гидролиз. Это явление широко используется при хранении растворов легко гидролизующихся солей. Так, если сильно разбавить водой раствор какой-либо соли висмута, например  $\text{BiCl}_3$ , то из него быстро выделится вследствие гидролиза осадок основной соли  $\text{BiOCl}$ . Сначала вследствие гидролиза по уравнению



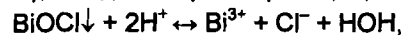
получается основная соль. Эта соль, однако, неустойчива, и по мере образования сейчас же образует новую основную соль состава  $\text{BiOCl}$  (хлорид висмута)



Следовательно, в результате основная соль может не содержать гидроксильных групп в молекуле. Ионно-молекулярное уравнение реакции гидролиза



Если этот раствор подкислить, т.е. ввести в него  $\text{H}^+$  (один из продуктов гидролиза), это даст перевес реакции, обратной гидролизу



и раствор при хранении будет более устойчив.

Подобным же образом гидролиз солей слабых кислот ( $\text{KCN}$ ,  $\text{CH}_3\text{COONa}$  и т.д.) подавляют введением  $\text{OH}^-$ -ионов, являющихся здесь продуктом гидролиза. При этом концентрация анионов соли ( $\text{CN}^-$ ,  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ ) в растворе повышается.

Из сказанного выше ясно, что подавление гидролиза солей может быть достигнуто регулированием pH раствора.

Кроме того, на равновесие гидролиза сильно влияют температура и концентрация раствора соли.

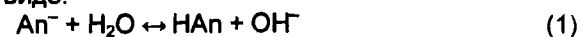
### Расчет константы гидролиза, степени гидролиза и pH растворов гидролизующихся солей

Степенью гидролиза называют число, показывающее, какая часть от общего количества соли гидролизована, т.е. превращена действием  $\text{H}_2\text{O}$  в соответствующие кислоту или основание (или в кислые, либо основные соли).

Выведем уравнения для вычисления константы гидролиза  $K_{\text{гидр}}$ , степени гидролиза  $h$  и концентрации ионов водорода  $[\text{H}^+]$  (а следовательно, и pH) в растворах различного типа гидролизующихся солей.

Соль образована взаимодействием одноосновной сильной кислоты и одноосновной слабой кислоты. Обозначим слабую кислоту через  $\text{HAn}$  (где  $\text{An}^-$  - анион кислоты). Гидролиз соли будет идти только по аниону, так как катион остается в растворе в виде гидратированного иона, поскольку не дает в результате гидролиза малодиссоциированного соединения.

Уравнение реакции гидролиза в ионно-молекулярной форме запишем в следующем виде:



Уравнение константы равновесия этой реакции будет

$$K_{\text{РАВН}} = \frac{[\text{OH}^-] \cdot [\text{HAn}]}{[\text{An}^-] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}$$

Так как концентрация воды при гидролизе изменяется очень мало (в разбавленных растворах вода находится в огромном избытке, её диссоциация ничтожно мала), то принимаем ее практически постоянной, не изменяющейся при любом смещении равновесия гидролиза. Поэтому, умножая на  $[\text{H}_2\text{O}]$  обе части приведенного равенства, получим

$$K_{\text{РАВН}} \cdot [\text{H}_2\text{O}] = \frac{[\text{OH}^-] \cdot [\text{HAn}]}{[\text{An}^-]}$$

Произведение  $K_{\text{РАВН}} \cdot [\text{H}_2\text{O}]$  тоже есть величина постоянная, ее называют константой гидролиза  $K_{\text{гидр}}$ . Тогда

$$K_{\text{гидр}} = \frac{[\text{OH}^-] \cdot [\text{HAn}]}{[\text{An}^-]} \quad (2)$$

Числовое значение  $K_{\text{гидр}}$  легко найти из величин  $K_{\text{H}_2\text{O}}$  и  $K_{\text{HAn}}$ . Действительно, умножая числитель и знаменатель уравнения (2) на равновесную концентрацию ионов водорода, имеем

$$K_{\text{гидр}} = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] \cdot [\text{HAn}]}{[\text{H}^+] \cdot [\text{An}^-]} \quad (2,а)$$

Подставив в уравнение (2,а) выражение для ионного произведения воды  $[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = K_{\text{H}_2\text{O}}$ , получим

$$\frac{K_{\text{H}_2\text{O}} \cdot [\text{HAn}]}{[\text{H}^+] \cdot [\text{An}^-]} = K_{\text{гидр}}$$

или

$$K_{\text{гидр}} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{HAn}}} \quad (3)$$

Таким образом, объединяя уравнения (2) и (3) имеем

$$\frac{[\text{OH}^-] \cdot [\text{HAn}]}{[\text{An}^-]} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{HAn}}} \quad (4)$$

Уравнение (4) позволяет вычислить степень гидролиза соли.

Примем, что концентрация соли равна  $C_{\text{ВAn}}$  моль/л. Если степень гидролиза  $h$ , то гидролизовано  $C_{\text{ВAn}} \cdot h$  моль соли, вследствие чего образуется  $C_{\text{ВAn}} \cdot h$  моль  $\text{HAn}$  и  $C_{\text{ВAn}} \cdot h$   $\alpha$ -ион  $\text{OH}^-$ . Учтя это, из уравнения (4) получим

$$\frac{C_{\text{Вал}}^2 \cdot h^2}{C_{\text{Вал}} - C_{\text{Вал}} \cdot h} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{НАл}}}$$

откуда

$$\frac{C_{\text{Вал}} \cdot h^2}{1-h} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{НАл}}} \quad (5)$$

Если величина  $h$  мала по сравнению с 1, то

$$C_{\text{Вал}} \cdot h^2 \approx \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{НАл}}}$$

и

$$h \approx \sqrt{\frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{C_{\text{Вал}} \cdot K_{\text{НАл}}}} \approx \sqrt{\frac{K_{\text{ГИДР}}}{C_{\text{Вал}}}} \quad (6)$$

Из уравнения (6) видно, что степень гидролиза тем больше,

- 1) чем больше  $K_{\text{H}_2\text{O}}$ , т.е. чем выше температура раствора;
- 2) чем меньше  $K_{\text{НАл}}$ , т.е. чем слабее кислота, соль которой подвергается гидролизу;
- 3) чем меньше величина  $C_{\text{Вал}}$ , т.е. чем сильнее разбавлен раствор.

pH растворов таких солей можно вычислить по уравнению (4).

Из уравнения реакции гидролиза (1) видно, что  $[\text{ОН}^-] = [\text{НАл}]$ . Тогда уравнение (4) можно преобразовать следующим образом

$$K_{\text{ГИДР}} = \frac{[\text{ОН}^-]^2}{[\text{Ал}^-]} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{НАл}}} \quad (7)$$

Если степень гидролиза соли мала (меньше 10 %), то можно считать, что концентрация негидролизованной части соли  $[\text{Ал}^-] \approx C_{\text{Вал}}$  (соль, как сильный электролит, практически полностью диссоциирована в растворе).

Уравнение (7) можно переписать

$$[\text{ОН}^-]^2 = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{НАл}}} C_{\text{Вал}}$$

тогда

$$[\text{ОН}^-] = \sqrt{\frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{НАл}}} C_{\text{Вал}}}$$

Переходя от  $[\text{ОН}^-]$  к  $[\text{H}^+] = (K_{\text{H}_2\text{O}} / [\text{ОН}^-])$ , получим

$$[\text{H}^+] = \sqrt{\frac{K_{\text{H}_2\text{O}} \cdot K_{\text{НАл}}}{C_{\text{Вал}}}}$$

и

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\frac{1}{2} \lg K_{\text{H}_2\text{O}} - \frac{1}{2} \lg K_{\text{НАл}} + \frac{1}{2} \lg C_{\text{Вал}}$$

Обозначив  $-\lg C_{\text{Вал}}$  через  $pC_{\text{Вал}}$ ,  $-\lg K_{\text{НАл}}$  через  $pK_{\text{НАл}}$  и  $-\lg K_{\text{H}_2\text{O}}$  через  $pK_{\text{H}_2\text{O}}$ , получим

$$\text{pH} = \frac{1}{2} pK_{\text{H}_2\text{O}} + \frac{1}{2} pK_{\text{НАл}} - \frac{1}{2} pC_{\text{Вал}} \quad (8)$$

Если степень гидролиза велика ( $\geq 10\%$ ), то вычисление  $h$  и pH раствора следует проводить по более точному уравнению.

Степень гидролиза  $h$  вычисляют по уравнению (5), решая его как квадратное уравнение. Тогда получим

$$h = \frac{-K_{\text{H}_2\text{O}}}{2C_{\text{Вал}} \cdot K_{\text{НАл}}} + \sqrt{\left(\frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{2C_{\text{Вал}} \cdot K_{\text{НАл}}}\right)^2 + \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{C_{\text{Вал}} \cdot K_{\text{НАл}}}} \quad (9)$$

Принимаем во внимание, что в таком случае  $[\text{Ал}^-] = C_{\text{Вал}} - [\text{НАл}] = C_{\text{Вал}} - [\text{ОН}^-]$  ( $[\text{Ал}^-] \neq C_{\text{Вал}}$ ). Подставляем эти значения в уравнение (7)

$$K_{\text{ГИДР}} = \frac{[\text{ОН}^-]^2}{C_{\text{Вал}} - [\text{ОН}^-]} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{НАл}}}$$

Решаем квадратное уравнение относительно  $[\text{ОН}^-]$

$$[\text{ОН}^-] = \frac{-K_{\text{H}_2\text{O}}}{2K_{\text{НАл}}} + \sqrt{\frac{K_{\text{H}_2\text{O}}^2}{4K_{\text{НАл}}^2} + \frac{K_{\text{H}_2\text{O}} \cdot C_{\text{Вал}}}{K_{\text{НАл}}}}$$

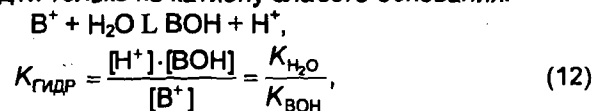
и находим pH как разность

$$\text{pH} = pK_{\text{H}_2\text{O}} - p\text{ОН} \quad (10)$$

Для расчета pH можно также использовать величины  $h$  и  $C_{\text{Вал}}$ , так как  $h$  представляет собой отношение  $[\text{ОН}^-]$ , которая получена в результате гидролиза соли, к концентрации этой соли  $C_{\text{Вал}}$

$$[\text{ОН}^-] = C_{\text{Вал}} \cdot h; \quad p\text{ОН} = -\lg(C_{\text{Вал}} \cdot h), \\ \text{pH} = pK_{\text{H}_2\text{O}} - p\text{ОН} = pK_{\text{H}_2\text{O}} - p(C_{\text{Вал}} \cdot h) \quad (11)$$

Соль образована взаимодействием одноосновной слабой кислоты и одноосновной сильной кислоты. В этом случае гидролиз соли будет идти только по катиону слабого основания:



откуда, если величина  $h$  мала ( $< 10\%$ ) по сравнению с 1

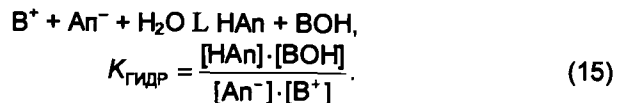
$$h \approx \sqrt{\frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{C_{\text{Вал}} \cdot K_{\text{ВОН}}}} \approx \sqrt{\frac{K_{\text{ГИДР}}}{C_{\text{Вал}}}} \quad (13)$$

Уравнения для расчета  $[\text{H}^+]$  и pH в растворах солей такого типа

$$[H^+] = \sqrt{\frac{K_{H_2O} \cdot C_{BAH}}{K_{BOH}}};$$

$$pH = \frac{1}{2} pK_{H_2O} - \frac{1}{2} pK_{BOH} + \frac{1}{2} pC_{BAH}. \quad (14)$$

Соль образована взаимодействием одноосновной слабой кислоты и одноосновной слабой кислоты. В этом случае гидролизу подвергается как анион слабой кислоты, так и катион слабого основания



Отношения  $[HAn] / [An^-]$  и  $[BOH] / [B^+]$  согласно константам ионизации кислоты и основания равны

$$\frac{[HAn]}{[An^-]} = \frac{[H^+]}{K_{HAn}} \quad \text{и} \quad \frac{[BOH]}{[B^+]} = \frac{[OH^-]}{K_{BOH}}.$$

Подставляя эти выражения в уравнение (15), получим

$$K_{ГИДР} = \frac{[HAn] \cdot [BOH]}{[An^-] \cdot [B^+]} = \frac{[H^+] \cdot [OH^-]}{K_{HAn} \cdot K_{BOH}} = \frac{K_{H_2O}}{K_{HAn} \cdot K_{BOH}}. \quad (16)$$

Число подвергшихся гидролизу молей соли равно  $C_{BAH} \cdot h$  ( $C_{BAH}$  - общая концентрация соли). Тогда имеем

$$[HAn] = [BOH] = C_{BAH} \cdot h.$$

Негидролизованной соли остается

$$C_{BAH} - C_{BAH} \cdot h = C_{BAH} (1 - h).$$

Считая ее практически полностью диссоциированной, в первом приближении имеем

$$[An^-] = [B^+] = C_{BAH} (1 - h).$$

Подставляя найденные значения концентраций в уравнение (15) и учитывая уравнение (16), получим

$$\frac{C_{BAH} \cdot h \cdot C_{BAH} \cdot h}{C_{BAH}(1-h) \cdot C_{BAH}(1-h)} = \frac{K_{H_2O}}{K_{HAn} \cdot K_{BOH}} = K_{ГИДР},$$

откуда

$$\frac{h^2}{(1-h)^2} = \frac{K_{H_2O}}{K_{HAn} \cdot K_{BOH}} = K_{ГИДР}.$$

Извлекая из обеих частей этого уравнения квадратный корень, получим

$$\frac{h}{1-h} = \sqrt{\frac{K_{H_2O}}{K_{HAn} \cdot K_{BOH}}} = \sqrt{K_{ГИДР}} \quad (17)$$

и окончательно

$$h = \frac{\sqrt{\frac{K_{H_2O}}{K_{HAn} \cdot K_{BOH}}}}{1 + \sqrt{\frac{K_{H_2O}}{K_{HAn} \cdot K_{BOH}}}} = \frac{\sqrt{K_{ГИДР}}}{1 + \sqrt{K_{ГИДР}}}. \quad (18)$$

Если  $h \ll 1$ , то величиной  $h$  в знаменателе дроби уравнения (17) можно пренебречь и вычислять  $h$  по формуле

$$h = \sqrt{K_{ГИДР}}. \quad (19)$$

Если константа гидролиза [см. уравнение (16)] мала, то гидролиз заходит не слишком далеко. Кислотность растворов подобных солей можно определить следующим образом.

В данном случае можно снова принять, что практически  $[HAn] \approx [BOH]$  и  $[An^-] \approx [B^+] \approx C_{BAH}$ . Тогда расчет можно вести по уравнению (16)

$$K_{ГИДР} = \frac{K_{H_2O}}{K_{HAn} \cdot K_{BOH}} = \frac{[HAn]^2}{C_{BAH}^2}. \quad (20)$$

С другой стороны, так как

$$[HAn] = \frac{[H^+] \cdot [An^-]}{K_{HAn}} = \frac{[H^+] \cdot C_{BAH}}{K_{HAn}},$$

то, подставляя это значение  $[HAn]$  в уравнение (20) и решая его относительно  $[H^+]$ , получим

$$[H^+] = \sqrt{\frac{K_{H_2O} \cdot K_{HAn}}{K_{BOH}}}$$

и

$$pH = \frac{1}{2} pK_{H_2O} + \frac{1}{2} pK_{HAn} - \frac{1}{2} pK_{BOH}. \quad (21)$$

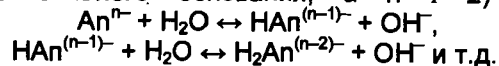
Уравнение (21) показывает, что, если значения  $pK_{HAn}$  и  $pK_{BOH}$  приблизительно равны, растворы гидролизующихся солей имеют почти нейтральную реакцию ( $pH \approx 7$ ). Если  $pK_{HAn} < pK_{BOH}$  (кислота более сильная, чем основание), то реакция среды кислая ( $pH < 7$ ). Если  $pK_{HAn} > pK_{BOH}$ , то реакция среды щелочная ( $pH > 7$ ).

В этих случаях концентрации продуктов гидролиза хотя и близки, но не равны, т.е.  $[HAn] \neq [BOH]$ . Поэтому здесь нельзя говорить о степени гидролиза соли, а надо рассматривать отдельно гидролиз катиона и гидролиз аниона.

Но обычно, если степень гидролиза не очень велика, то присутствие в растворе большой концентрации  $B^+$  и  $An^-$  соли подавляет ионизацию полученных в результате гидролиза слабой кислоты и слабого основания. Поэтому практически можно считать, что  $[BOH] \approx [HAn]$ . Это позволяет проводить вычисление  $h$  и  $pH$  по приближенным формулам (18 или 19) и (21).



Средняя соль образована взаимодействием одноосновной сильной кислоты и многоосновной слабой кислоты. Средние соли подобного типа с общей формулой  $B_n A_n$  (где  $B^+$  – катион одноосновной сильной кислоты, а  $n \geq 2$ ) гидролизуются ступенчато:



Обычно у многоосновных слабых кислот константы ступенчатой ионизации резко отличаются по величине между собой, поэтому в первом приближении можно пренебречь последовательными степенями гидролиза и рассчитывать  $K_{\text{гидр}}$ ,  $h$  и  $pH$  растворов подобных солей, исходя из первой ступени гидролиза согласно уравнениям (3), (6) и (8) или (11) либо (3), (9) и (10) или (11). Ниже, в **примере 4** приведен расчет  $K_{\text{гидр}}$ ,  $h$  и  $pH$  раствора подобной соли.

Средняя соль образована взаимодействием многокислотного слабого основания и одноосновной сильной кислоты. Средние соли подобного типа с общей формулой  $BA_n$  (где  $A_n^-$  – анион одноосновной сильной кислоты, а  $n \geq 2$ ) гидролизуются ступенчато:

$$B^{n+} + H_2O \leftrightarrow (BOH)^{(n-1)+} + H^+, \\ (BOH)^{(n-1)+} + H_2O \leftrightarrow (B(OH)_2)^{(n-2)+} + H^+ \text{ и т.д.}$$

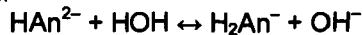
Как и в предыдущем случае, у многокислотных слабых оснований константы ступенчатой диссоциации значительно отличаются по величине между собой, поэтому в первом приближении можно пренебречь последовательными степенями гидролиза и рассчитывать  $K_{\text{гидр}}$ ,  $h$  и  $pH$  растворов подобных солей, исходя из первой ступени гидролиза согласно уравнениям (12), (13) и (14). Ниже, в **примере 5** приведен расчет  $K_{\text{гидр}}$ ,  $h$  и  $pH$  раствора подобной соли.

Кислая соль образована взаимодействием одноосновной сильной кислоты и многоосновной слабой кислоты. Гидролиз кислых солей подобного типа также протекает ступенчато.

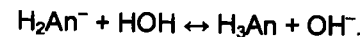
В качестве примера возьмем соль состава  $B_2HA_n$  (где  $B^+$  – катион одноосновной сильной кислоты).

В растворе соли, содержащей анион многоосновной слабой кислоты, непременно должны присутствовать также ионы и молекулы, образуемые за счет присоединения ионов водорода или диссоциации. В данном случае наряду с анионом самой соли  $HA_n^{2-}$  в растворе будут присутствовать ионы  $A_n^{3-}$  и молекулы  $H_2A_n$ . Концентрации всех этих ионов, а также недиссоциированных молекул кислоты должны удовлетворять всем константам диссоциации данной слабой кислоты.

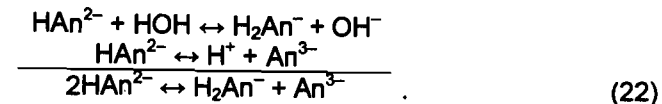
В соответствии со сказанным гидролиз  $HA_n^{2-}$  можно записать следующим образом:



и



С другой стороны, диссоциация  $HA_n^{2-}$  дает ионы  $H^+$  и  $A_n^{3-}$ . В первом приближении можно пренебречь второй ступенью гидролиза (она мала по сравнению с первой ступенью гидролиза) и тем самым – диссоциацией молекул  $H_3A_n$  (так как концентрация  $H_3A_n$  мала по сравнению с концентрацией  $H_2A_n^-$  и, тем более, по сравнению с концентрацией  $HA_n^{2-}$ ). При достижении равновесия между  $H^+$  и  $OH^-$  ионами гидролиз ионов типа  $HA_n^{2-}$  можно окончательно представить следующим образом:



Следовательно, концентрация этих ионов должна удовлетворять двум константам диссоциации ( $K_{HA_n^{2-}}$  и  $K_{H_2A_n^-}$ ) слабой кислоты  $H_3A_n$

$$K_{H_2A_n^-} = \frac{[H^+] \cdot [HA_n^{2-}]}{[H_2A_n^-]} \quad \text{и} \quad K_{HA_n^{2-}} = \frac{[H^+] \cdot [A_n^{3-}]}{[HA_n^{2-}]}$$

Отсюда имеем

$$\frac{K_{H_2A_n^-}}{[H^+]} = \frac{[HA_n^{2-}]}{[H_2A_n^-]} \quad \text{и} \quad \frac{K_{HA_n^{2-}}}{[H^+]} = \frac{[A_n^{3-}]}{[HA_n^{2-}]} \quad (23)$$

Константа гидролиза соли согласно уравнению (22) выразится следующим образом:

$$K_{\text{гидр}} = \frac{[H_2A_n^-] \cdot [A_n^{3-}]}{[HA_n^{2-}]^2} = \frac{[H_2A_n^-] \cdot [A_n^{3-}]}{[HA_n^{2-}] \cdot [HA_n^{2-}]} \quad (24)$$

Подставляя в правую часть уравнения (24) вместо отношений соответствующие им значения из уравнения (23), получим

$$K_{\text{гидр}} = \frac{[H_2A_n^-] \cdot [A_n^{3-}]}{[HA_n^{2-}] \cdot [HA_n^{2-}]} = \frac{[H^+]}{K_{H_2A_n^-}} \cdot \frac{K_{HA_n^{2-}}}{[H^+]} = \frac{K_{HA_n^{2-}}}{K_{H_2A_n^-}} \quad (25)$$

Уравнение (22) показывает, что при гидролизе двух ионов  $HA_n^{2-}$  образуется по одному иону  $H_2A_n^-$  и  $A_n^{3-}$ . Следовательно, если гидролизуются  $x$  ионов  $HA_n^{2-}$ , то получится  $\frac{x}{2} H_2A_n^-$  и  $\frac{x}{2} A_n^{3-}$ . Негидролизанными остаются  $(C - x)$  ионов  $HA_n^{2-}$ . Подставляя эти значения в уравнение (25), получим

$$K_{\text{гидр}} = \frac{K_{HA_n^{2-}}}{K_{H_2A_n^-}} = \frac{\left(\frac{x}{2}\right)^2}{(C_{B_2HA_n} - x)^2} = \frac{x^2}{4(C_{B_2HA_n} - x)^2}$$

Если величина  $x$  мала по сравнению с  $C_{B_2HA_n}$  (обычно  $x \ll 0,1$ ), то величиной  $x$  в знаменателе можно пренебречь. Тогда окончательно получим

$$K_{\text{ГИДР}} = \frac{K_{\text{НАп}^{2-}}}{K_{\text{H}_2\text{Ап}^-}} = \frac{x^2}{4C_{\text{В}_2\text{НАп}}^2} \quad (26)$$

Решение уравнения (26) относительно  $x$  позволяет вычислить степень гидролиза кислых солей многоосновных кислот

$$x = \sqrt{4C_{\text{В}_2\text{НАп}}^2 \cdot K_{\text{ГИДР}}} = 2C_{\text{В}_2\text{НАп}} \sqrt{K_{\text{ГИДР}}} = 2C_{\text{В}_2\text{НАп}} \sqrt{\frac{K_{\text{НАп}^{2-}}}{K_{\text{H}_2\text{Ап}^-}}}$$

и

$$h = \frac{x}{C_{\text{В}_2\text{НАп}}} = 2\sqrt{K_{\text{ГИДР}}} = 2\sqrt{\frac{K_{\text{НАп}^{2-}}}{K_{\text{H}_2\text{Ап}^-}}} \quad (27)$$

pH раствора соли типа  $\text{В}_2\text{НАп}$  можно найти из значений  $K_{\text{НАп}^{2-}}$  и  $K_{\text{H}_2\text{Ап}^-}$ .

Согласно уравнению (22) концентрации продуктов гидролиза ионов  $\text{НАп}^{2-}$  кислой соли  $\text{В}_2\text{НАп}$  равны между собой:  $[\text{H}_2\text{Ап}^-] = [\text{Ап}^{3-}]$ . Отсюда выражение для  $K_{\text{ГИДР}}$  [см. уравнение (25)] можно переписать следующим образом:

$$K_{\text{ГИДР}} = \frac{[\text{H}_2\text{Ап}^-]^2}{[\text{НАп}^{2-}]^2} = \frac{K_{\text{НАп}^{2-}}}{K_{\text{H}_2\text{Ап}^-}}$$

Из константы ионизации иона  $\text{H}_2\text{Ап}^-$  имеем

$$\frac{K_{\text{H}_2\text{Ап}^-}}{[\text{H}^+]} = \frac{[\text{НАп}^{2-}]}{[\text{H}_2\text{Ап}^-]}$$

Следовательно,

$$K_{\text{ГИДР}} = \frac{[\text{H}_2\text{Ап}^-]^2}{[\text{НАп}^{2-}]^2} = \frac{[\text{H}^+]^2}{(K_{\text{H}_2\text{Ап}^-})^2} = \frac{K_{\text{НАп}^{2-}}}{K_{\text{H}_2\text{Ап}^-}}$$

Отсюда

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_{\text{H}_2\text{Ап}^-} \cdot K_{\text{НАп}^{2-}}}$$

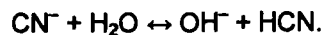
и

$$\text{pH} = \frac{1}{2} \text{p}K_{\text{H}_2\text{Ап}^-} + \frac{1}{2} \text{p}K_{\text{НАп}^{2-}} \quad (28)$$

**ПРИМЕР 1.** Расчет  $K_{\text{ГИДР}}$ ,  $h$  и pH растворов солей, образованных взаимодействием сильных одноокислотных оснований и слабых одноосновных кислот (0,1 М раствор цианида калия KCN).

$$K_{\text{НСН}} = 6,2 \cdot 10^{-10} \quad (\text{p}K_{\text{НСН}} = 9,21).$$

Уравнение гидролиза



Согласно уравнению (3) и (4) имеем

$$K_{\text{ГИДР}} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{НСН}}} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{6,2 \cdot 10^{-10}} \approx 1,6 \cdot 10^{-5}.$$

Так как  $K_{\text{ГИДР}}$  мала, то степень гидролиза 0,1 М раствора цианида калия KCN можно вычислить по уравнению (6)

$$h = \sqrt{\frac{K_{\text{ГИДР}}}{C_{\text{КСН}}}} = \sqrt{\frac{1,6 \cdot 10^{-5}}{1 \cdot 10^{-1}}} \approx 1,3 \cdot 10^{-2}.$$

pH этого раствора согласно уравнению (8) будет:

$$\text{pH} = \frac{1}{2} \text{p}K_{\text{H}_2\text{O}} + \frac{1}{2} \text{p}K_{\text{НСН}} - \frac{1}{2} \text{p}C_{\text{КСН}} = 7,00 + 4,60 - 0,50 = 11,10.$$

**ПРИМЕР 2.** Расчет  $K_{\text{ГИДР}}$ ,  $h$  и pH растворов солей, образованных взаимодействием слабых одноокислотных оснований и сильных одноосновных кислот (0,1 М раствор хлорида аммония  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ).

$$K_{\text{NH}_4\text{OH}} = 1,76 \cdot 10^{-5} \quad (\text{p}K_{\text{NH}_4\text{OH}} \approx 4,75).$$

Уравнение гидролиза



Согласно уравнениям (12), (13) и (14) имеем

$$K_{\text{ГИДР}} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{NH}_4\text{OH}}} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{1,76 \cdot 10^{-5}} \approx 5,6 \cdot 10^{-10};$$

$$h = \sqrt{\frac{K_{\text{ГИДР}}}{C_{\text{NH}_4\text{Cl}}}} = \sqrt{\frac{5,6 \cdot 10^{-10}}{1 \cdot 10^{-1}}} \approx 7,4 \cdot 10^{-5};$$

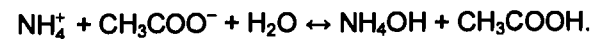
$$\text{pH} = \frac{1}{2} \text{p}K_{\text{H}_2\text{O}} - \frac{1}{2} \text{p}K_{\text{NH}_4\text{OH}} + \frac{1}{2} \text{p}C_{\text{NH}_4\text{Cl}} = 7,00 - 2,38 + 0,50 = 5,12.$$

**ПРИМЕР 3.** Расчет  $K_{\text{ГИДР}}$ ,  $h$  и pH растворов солей, образованных взаимодействием слабых одноокислотных оснований и слабых одноосновных кислот (0,1 М раствор ацетата аммония  $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ ).

$$K_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 1,74 \cdot 10^{-5} \quad (\text{p}K_{\text{CH}_3\text{COOH}} \approx 4,76).$$

$$K_{\text{NH}_4\text{OH}} = 1,76 \cdot 10^{-5} \quad (\text{p}K_{\text{NH}_4\text{OH}} \approx 4,75).$$

Уравнение гидролиза



Согласно уравнениям (16), (19) и (21) имеем

$$K_{\text{ГИДР}} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{CH}_3\text{COOH}} \cdot K_{\text{NH}_4\text{OH}}} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{1,74 \cdot 10^{-5} \cdot 1,76 \cdot 10^{-5}} \approx 3,2 \cdot 10^{-5};$$

$$h = \sqrt{K_{\text{ГИДР}}} = \sqrt{3,2 \cdot 10^{-5}} \approx 5,7 \cdot 10^{-3};$$

$$\text{pH} = \frac{1}{2} \text{p}K_{\text{H}_2\text{O}} + \frac{1}{2} \text{p}K_{\text{CH}_3\text{COOH}} - \frac{1}{2} \text{p}K_{\text{NH}_4\text{OH}} = 7,000 + 2,380 - 2,375 = 7,005.$$

**ПРИМЕР 4.** Расчет  $K_{\text{гидр}}$ ,  $h$  и pH растворов солей, образованных взаимодействием сильных однокислотных оснований и слабых многоосновных кислот (0,1 М раствор сульфида натрия  $\text{Na}_2\text{S}$ ).

$$K_{\text{H}_2\text{S}} = 8,9 \cdot 10^{-8} \quad (\text{p}K_{\text{H}_2\text{S}} \approx 7,05).$$

$$K_{\text{HS}^-} = 1,3 \cdot 10^{-13} \quad (\text{p}K_{\text{HS}^-} \approx 12,89).$$

Уравнение гидролиза



Хотя  $\text{HS}^-$ -ионы способны также гидролизываться, однако, как это будет видно в дальнейшем, при рассмотрении гидролиза кислой соли  $\text{NaHS}$ , степень гидролиза  $\text{HS}^-$ -ионов незначительна, и пренебрегая этим процессом, константу гидролиза можно выразить уравнением (3):

$$K_{\text{гидр}} = \frac{[\text{HS}^-][\text{OH}^-]}{[\text{S}^{2-}]} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{HS}^-}} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{1,3 \cdot 10^{-13}} \approx 7,7 \cdot 10^{-2}.$$

Учитывая сравнительно большую величину  $K_{\text{гидр}}$ , степень гидролиза  $h$  этой соли следует вычислить по уравнению (9)

$$h = \frac{-K_{\text{H}_2\text{O}}}{2C_{\text{Na}_2\text{S}} \cdot K_{\text{HS}^-}} + \sqrt{\left(\frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{2C_{\text{Na}_2\text{S}} \cdot K_{\text{HS}^-}}\right)^2 + \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{C_{\text{Na}_2\text{S}} \cdot K_{\text{HS}^-}}} =$$

$$= \frac{-10^{-14}}{2 \cdot 10^{-1} \cdot 1,3 \cdot 10^{-13}} + \sqrt{\left(\frac{10^{-14}}{2 \cdot 10^{-1} \cdot 1,3 \cdot 10^{-13}}\right)^2 + \frac{10^{-14}}{10^{-1} \cdot 1,3 \cdot 10^{-13}}} \approx 0,573.$$

Поскольку 57,3 % из 0,1 М соли  $\text{Na}_2\text{S}$  превращается в  $\text{HS}^-$  и столько же примерно образуется  $\text{OH}^-$ -ионов  $[\text{OH}^-] = 0,1 \cdot 0,573 = 5,73 \cdot 10^{-2}$  и  $\text{pOH} = 1,24$ . Отсюда согласно уравнению (11)

$$\text{pH} = \text{p}K_{\text{H}_2\text{O}} - \text{pOH} = 14 - 1,24 = 12,76.$$

**ПРИМЕР 5.** Расчет  $K_{\text{гидр}}$ ,  $h$  и pH растворов солей, образованных взаимодействием слабых многокислотных оснований и сильных одноосновных кислот (0,1 М раствор хлорида цинка  $\text{ZnCl}_2$ ).

$$K_{\text{Zn(OH)}_2} = 4,4 \cdot 10^{-5} \quad (\text{p}K_{\text{Zn(OH)}_2} \approx 4,36)$$

$$K_{\text{ZnOH}^+} = 1,5 \cdot 10^{-9} \quad (\text{p}K_{\text{ZnOH}^+} \approx 8,82)$$

Уравнение гидролиза  $\text{Zn}^{2+} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{ZnOH}^+ + \text{H}^+$ .

Ионы  $\text{ZnOH}^+$  также способны гидролизываться, однако, как это будет видно в дальнейшем, при рассмотрении гидролиза кислой соли  $\text{NaHS}$ , степень гидролиза  $\text{ZnOH}^+$ -ионов незначительна, и пренебрегая этим процессом, константу гидролиза можно выразить уравнением (12)

$$K_{\text{гидр}} = \frac{[\text{H}^+][\text{ZnOH}^+]}{[\text{Zn}^{2+}]} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{ZnOH}^+}} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{1,5 \cdot 10^{-9}} \approx 6,66 \cdot 10^{-6}.$$

Так как  $K_{\text{гидр}}$  мала, то степень гидролиза  $h$  0,1 М раствора хлорида цинка можно вычислить по уравнению (13)

$$h \approx \sqrt{\frac{K_{\text{гидр}}}{C_{\text{ZnCl}_2}}} = \sqrt{\frac{6,66 \cdot 10^{-6}}{10^{-1}}} \approx 8,16 \cdot 10^{-3}.$$

pH этого раствора согласно уравнению (14) будет

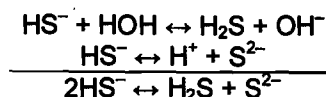
$$\text{pH} = \frac{1}{2}\text{p}K_{\text{H}_2\text{O}} - \frac{1}{2}\text{p}K_{\text{ZnOH}^+} + \frac{1}{2}\text{p}C_{\text{ZnCl}_2} = 7,00 - 4,41 + 0,50 = 3,09.$$

**ПРИМЕР 6.** Расчет  $K_{\text{гидр}}$ ,  $h$  и pH растворов кислых солей, образованных взаимодействием сильных однокислотных оснований и слабых многоосновных кислот (0,1 М раствор гидросульфида натрия  $\text{NaHS}$ ).

$$K_{\text{H}_2\text{S}} = 8,9 \cdot 10^{-8} \quad (\text{p}K_{\text{H}_2\text{S}} \approx 7,05),$$

$$K_{\text{HS}^-} = 1,3 \cdot 10^{-13} \quad (\text{p}K_{\text{HS}^-} \approx 12,89).$$

Гидросульфид-ионы ( $\text{HS}^-$ ) гидролизуются и диссоциируют по следующей схеме:



Пользуясь уравнениями (25), (27) и (28), находим  $K_{\text{гидр}}$ ,  $h$  и pH раствора этой соли

$$K_{\text{гидр}} = \frac{[\text{H}_2\text{S}][\text{S}^{2-}]}{[\text{HS}^-]^2} = \frac{K_{\text{HS}^-}}{K_{\text{H}_2\text{S}}} = \frac{1,3 \cdot 10^{-13}}{8,9 \cdot 10^{-8}} \approx 1,4 \cdot 10^{-6};$$

$$h = 2\sqrt{K_{\text{гидр}}} = 2\sqrt{1,4 \cdot 10^{-6}} \approx 2,4 \cdot 10^{-3};$$

$$\text{pH} = \frac{1}{2}\text{p}K_{\text{H}_2\text{S}} + \frac{1}{2}\text{p}K_{\text{HS}^-} \approx 3,525 + 6,445 \approx 9,97.$$

#### ЗАДАНИЯ К РАЗДЕЛУ 6.5

Рассчитать константу гидролиза, степень гидролиза и pH 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 бромид 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 бромиды 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 сульфата натрия;
42. - 0,01 М раствора йодида аммония;
43. - 0,01 Н раствора гидросульфата 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 pH (<7, равно 7, >7) водных растворов следующих солей (без расчета):**

- |                           |                             |
|---------------------------|-----------------------------|
| 85. - нитрата калия;      | 97. - сульфида натрия;      |
| 86. - гипохлорита натрия; | 98. - хромата калия;        |
| 87. - хлорита калия;      | 99. - плюмбата калия;       |
| 88. - хлорида аммония;    | 100. - хлорида железа(III); |
| 89. - бромиды аммония;    | 101. - нитрата магния;      |
| 90. - роданида калия;     | 102. - хлорида бериллия;    |
| 91. - перманганата калия; | 103. - сульфата натрия;     |
| 92. - хлората натрия;     | 104. - карбоната натрия;    |
| 93. - хлорита калия;      | 105. - сульфата натрия;     |
| 94. - хлорита аммония;    | 106. - сульфида алюминия;   |
| 95. - гипохлорита калия;  | 107. - хлорида марганца;    |
| 96. - арсената натрия;    | 108. - хромита натрия;      |

109. - карбоната калия;  
110. - хлорида олова(II);  
111. - тетрабората натрия;  
112. - нитрита калия;  
113. - гипоиодида натрия;  
114. - нитрата аммония;  
115. - иодида натрия;  
116. - фторида натрия;  
117. - цианида натрия;  
118. - перхлората калия;  
119. - иодата калия;  
120. - ацетата натрия;  
121. - гипохлорита аммония;  
122. - ортофосфата натрия;  
123. - оксалата натрия;  
124. - сульфида натрия;  
125. - станната натрия;  
126. - хлорида сурьмы(III);  
127. - сульфата железа(III);  
128. - сульфата алюминия;  
129. - хлорида хрома(III);  
130. - иодида бария;  
131. - карбоната алюминия;  
132. - ортофосфата калия;  
133. - сульфида хрома;  
134. - сульфата марганца;  
135. - нитрата цинка;  
136. - ацетата аммония;  
137. - селенита натрия;  
138. - ортохромита бария;  
139. - дитионата калия;  
140. - нитрата алюминия;  
141. - нитрата железа(II);  
142. - нитрата железа(III);  
143. - нитрата кадмия;  
144. - нитрата свинца(II);  
145. - нитрата хрома(III);  
146. - нитрата цинка;  
147. - нитрита аммония;  
148. - оксалата магния;  
149. - ортоарсената натрия;  
150. - сульфата железа(II);  
151. - сульфата магния;  
152. - формиата аммония;

153. - цианида калия;  
154. - цианида аммония;  
155. - хлорида меди(II);  
156. - фторида серебра;  
157. - фторида калия;  
158. - фторида аммония;  
159. - сульфида аммония;  
160. - сульфида калия;  
161. - йодида аммония;  
162. - сульфида алюминия;  
163. - сульфата хрома(III);  
164. - сульфата бериллия;  
165. - сульфата меди(II);  
166. - сульфата никеля(II);  
167. - сульфата олова(II);  
168. - сульфата кобальта(II);  
169. - гидродитионата калия;  
170. - гидрокарбоната натрия;  
171. - гидроксонитрата железа(III);  
172. - гидроксонитрата меди(II);  
173. - гидроксонитрата никеля(II);  
174. - гидроксонитрата свинца(II);  
175. - гидроксонитрата цинка;  
176. - гидроортоарсената натрия;  
177. - гидроортофосфата калия;  
178. - гидроортофосфата натрия;  
179. - гидросульфида натрия;  
180. - гидросульфида натрия;  
181. - гидроортофосфата натрия;  
182. - гидроортофосфата натрия;  
183. - дигидроортофосфата калия;  
184. - дигидроортоарсената натрия;  
185. - гидроксонитрата железа(II);  
186. - гидроксохлорида алюминия;  
187. - гидроксохлорида кадмия;  
188. - гидроксохлорида железа(II);  
189. - гидроксохлорида железа(III);  
190. - гидроксохлорида магния;  
191. - гидроксохлорида меди(II);  
192. - гидроксохлорида никеля(II);  
193. - гидроксохлорида свинца(II);  
194. - гидроксохлорида цинка;  
195. - гидроортоарсената калия;  
196. - гидроортофосфата натрия;

197. - гидроортофосфата калия;  
198. - гидросульфида калия;  
199. - гидросульфида калия;  
200. - гидроортофосфата калия;  
201. - гидроортофосфата натрия;  
202. - дигидроортофосфата натрия;  
203. - дигидроортоарсената калия;

204. - гидродитионата натрия;  
205. - гидроксонитрата железа(III);  
206. - гидроксонитрата меди(II);  
207. - гидроксонитрата никеля(II);  
208. - гидроксонитрата свинца(II);  
209. - гидроксонитрата цинка;  
210. - гидрокарбоната калия.

Таблица вариантов заданий для 1 – 5 разделов

Но мер вари анта	Классы неоргани ческих со единений		Закон экви вален тов	Способы выражения концентраций						Строе ние атома	Химическая связь		
	1			2	3						4	5	
	1	2	1	1	2	3	4	5	6	1	1	2	3
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
1	1	43	1	1	43	85	127	169	211	1	1	43	85
2	2	44	2	2	44	86	128	170	212	2	2	44	86
3	3	45	3	3	45	87	129	171	213	3	3	45	87
4	4	46	4	4	46	88	130	172	214	4	4	46	88
5	5	47	5	5	47	89	131	173	215	5	5	47	89
6	6	48	6	6	48	90	132	174	216	6	6	48	90
7	7	49	7	7	49	91	133	175	217	7	7	49	91
8	8	50	8	8	50	92	134	176	218	8	8	50	92
9	9	51	9	9	51	93	135	177	219	9	9	51	93
10	10	52	10	10	52	94	136	178	220	10	10	52	94
11	11	53	11	11	53	95	137	179	221	11	11	53	95
12	12	54	12	12	54	96	138	180	222	12	12	54	96
13	13	55	13	13	55	97	139	181	223	13	13	55	97
14	14	56	14	14	56	98	140	182	224	14	14	56	98
15	15	57	15	15	57	99	141	183	225	15	15	57	99
16	16	58	16	16	58	100	142	184	226	16	16	58	100

Продолжение таблицы вариантов к разделам 1-5

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
17	17	59	17	17	59	101	143	185	227	17	17	59	101
18	18	60	18	18	60	102	144	186	228	18	18	60	102
19	19	61	19	19	61	103	145	187	229	19	19	61	103
20	20	62	20	20	62	104	146	188	230	20	20	62	104
21	21	63	21	21	63	105	147	189	231	21	21	63	105
22	22	64	22	22	64	106	148	190	232	22	22	64	106
23	23	65	23	23	65	107	149	191	203	23	23	65	107
24	24	66	24	24	66	108	150	192	204	24	24	66	108
25	25	67	25	25	67	109	151	193	205	25	25	67	109
26	26	68	26	26	68	110	152	194	206	26	26	68	110
27	27	69	27	27	69	111	153	195	207	27	27	69	111
28	28	70	28	28	70	112	154	196	208	28	28	70	112
29	29	71	29	29	71	113	155	197	209	29	29	71	113
30	30	72	30	30	72	114	156	198	210	30	30	72	114
31	31	73	31	31	73	115	157	199	211	31	31	73	115
32	32	74	32	32	74	116	158	200	212	32	32	74	116
33	33	75	33	33	75	117	159	201	213	33	33	75	117
34	34	76	34	34	76	118	160	202	214	34	34	76	118
35	35	78	35	35	77	119	161	203	215	35	35	78	119
36	36	79	36	36	78	120	162	204	216	36	36	79	120
37	37	80	37	37	79	121	163	205	217	37	37	80	121
38	38	81	38	38	80	122	164	206	218	38	38	81	122
39	39	82	39	39	81	123	165	207	219	9	39	82	123
40	40	83	40	40	82	124	166	208	220	10	40	83	124
41	41	84	41	41	83	125	167	209	221	11	41	84	125
42	42	85	42	42	84	126	168	210	222	12	42	85	126

Таблица вариантов заданий для 6 раздела

Номер варианта	Сильные	Слабые	Ионное производство воды	Произведение растворимости				Гидролиз				
	электролиты			6.4.1	6.4.2	6.4.3	6.4.4	6.5.1	6.5.2	6.5.3	6.5.4	6.5.5
	6.1	6.2		6.3	6.4.1	6.4.2	6.4.3	6.4.4	6.5.1	6.5.2	6.5.3	6.5.4
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13
1	1	1	1	1	43	85	127	1	43	85	127	169
2	2	2	2	2	44	86	128	2	44	86	128	170
3	3	3	3	3	45	87	129	3	45	87	129	171
4	4	4	4	4	46	88	130	4	46	88	130	172
5	5	5	5	5	47	89	131	5	47	89	131	173
6	6	6	6	6	48	90	132	6	48	90	132	174
7	7	7	7	7	49	91	133	7	49	91	133	175
8	8	8	8	8	50	92	134	8	50	92	134	176
9	9	9	9	9	51	93	135	9	51	93	135	177
10	10	10	10	10	52	94	136	10	52	94	136	178
11	11	11	11	11	53	95	137	11	53	95	137	179
12	12	12	12	12	54	96	138	12	54	96	138	180
13	13	13	13	13	55	97	139	13	55	97	139	181
14	14	14	14	14	56	98	140	14	56	98	140	182
15	15	15	15	15	57	99	141	15	57	99	141	183
16	16	16	16	16	58	100	142	16	58	100	142	184
17	17	17	17	17	59	101	143	17	59	101	143	185
18	18	18	18	18	60	102	144	18	60	102	144	186

Окончание таблицы вариантов к разделу 6

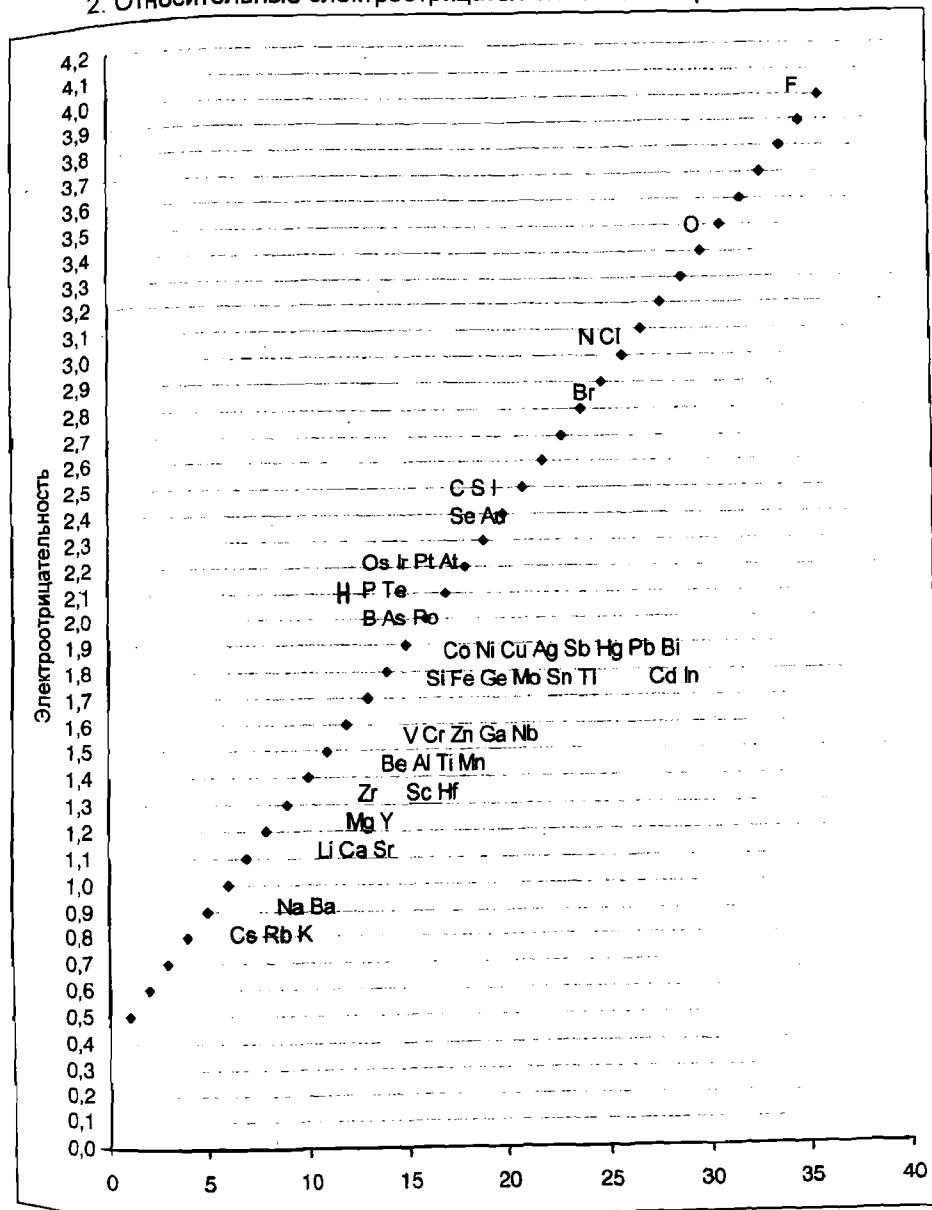
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13
19	19	19	19	19	61	103	145	19	61	103	145	187
20	20	20	20	20	62	104	146	20	62	104	146	188
21	21	21	21	21	63	105	147	21	63	105	147	189
22	22	22	22	22	64	106	148	22	64	106	148	190
23	23	23	23	23	65	107	149	23	65	107	149	191
24	24	24	24	24	66	108	150	24	66	108	150	192
25	25	25	25	25	67	109	151	25	67	109	151	193
26	26	26	26	26	68	110	152	26	68	110	152	194
27	27	27	27	27	69	111	153	27	69	111	153	195
28	28	28	28	28	70	112	154	28	70	112	154	196
29	29	29	29	29	71	113	155	29	71	113	155	197
30	30	30	30	30	72	114	156	30	72	114	156	198
31	31	31	31	31	73	115	157	31	73	115	157	199
32	32	32	32	32	74	116	158	32	74	116	158	200
33	33	33	33	33	75	117	159	33	75	117	159	201
34	34	34	34	34	76	118	160	34	76	118	160	202
35	35	35	35	35	77	119	161	35	77	119	161	203
36	36	36	36	36	78	120	162	36	78	120	162	204
37	37	37	37	37	79	121	163	37	79	121	163	205
38	38	38	38	38	80	122	164	38	80	122	164	206
39	39	39	39	39	81	123	165	39	81	123	165	207
40	40	40	40	40	82	124	166	40	82	124	166	208
41	41	41	41	41	83	125	167	41	83	125	167	209
42	42	42	42	42	84	126	168	42	84	126	168	210

ПРИЛОЖЕНИЯ

1. Традиционные и систематические названия некоторых кислот

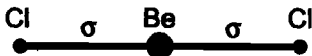
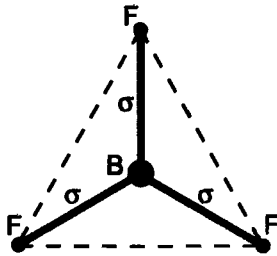
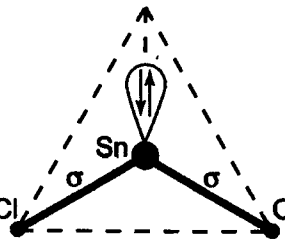
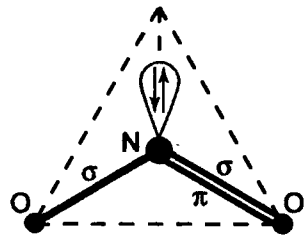
Традиционные названия некоторых кислот	Формула	Систематические названия некоторых кислот
Азотистая	$\text{HNO}_2$	Диоксонитрат водорода
Алюминиевая (мета)	$\text{HAIO}_2$	Диоксоалюминат водорода
Борная (мета)	$\text{HBO}_2$	Диоксоборат (III) водорода
Борная (орто)	$\text{H}_3\text{BO}_3$	Триоксоборат (III)водорода
Борная (тетра)	$\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$	Гептаоксотетраборат (III) водорода
Бромноватистая	$\text{HBrO}$	Оксобромат (I) водорода
Тиоциановая	$\text{HCNS}$	Тиоцианид водорода
Тиосерная	$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Триоксодисульфат(II), водорода
Йодноватая	$\text{HIO}_3$	Триоксохлорат водорода
Йодноватистая	$\text{HIO}$	Оксохлорат водорода
Кремниевая (мета)	$\text{H}_2\text{SiO}_3$	Триоксосиликат водорода
Кремниевая (орто)	$\text{H}_4\text{SiO}_4$	Тетраоксосиликат водорода
Муравьиная	$\text{HCOOH}$	Метанкарбонвая
Мышьяковая (орто)	$\text{H}_3\text{AsO}_4$	Тетраоксоарсенат (V) водорода
Мышьяковистая	$\text{H}_3\text{AsO}_3$	Триоксоарсенит (III) водорода
Пероксид водорода	$\text{H}_2\text{O}_2$	Пероксид водорода
Фтороводородная	$\text{HF}$	Фторид водорода
Хлорная	$\text{HClO}_4$	Тетраоксохлорат (VII) водорода
Селеновая	$\text{H}_2\text{SeO}_4$	Тетраоксосселенат (VI) водорода
Серная	$\text{H}_2\text{SO}_4$	Тетраоксосульфат (VI) водорода
Сернистая	$\text{H}_2\text{SO}_3$	Тетраоксосульфит (IV) водорода
Сероводородная	$\text{H}_2\text{S}$	Сульфид водорода
Циановодородная	$\text{HCN}$	Цианид водорода
Пероксодисерная	$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_6(\text{O}_2)$	Пероксогексаоксодисульфат (VI)

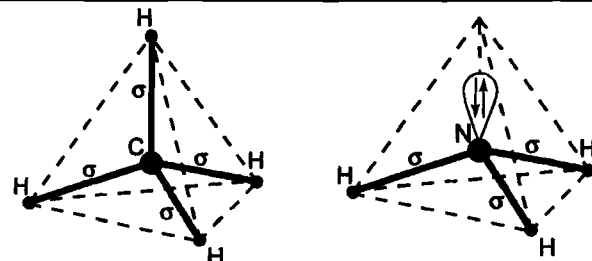
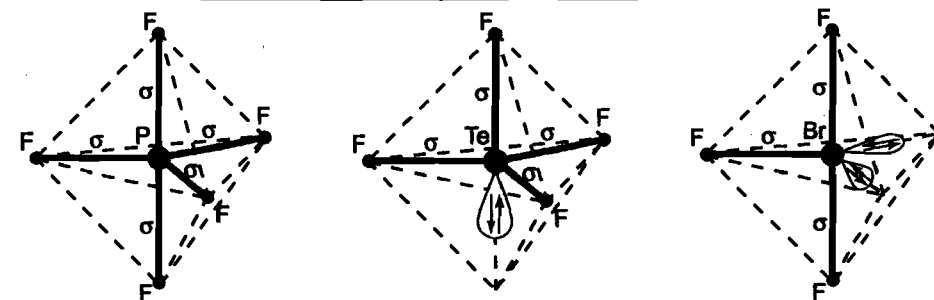
2. Относительные электроотрицательности некоторых элементов

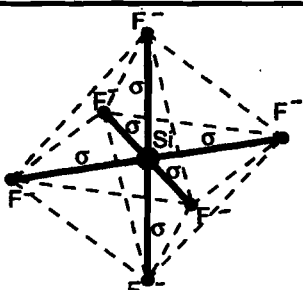
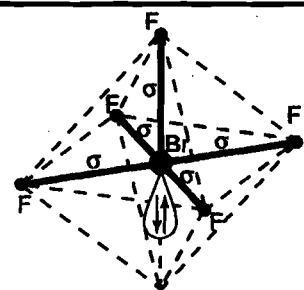
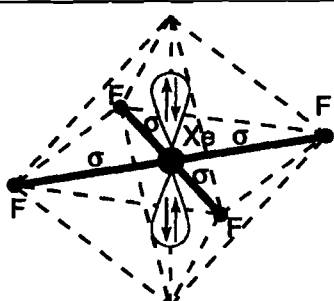
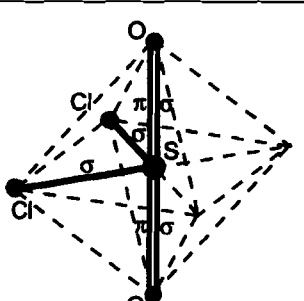




### 3. Геометрические формы молекул

Число связей	Число своб. пар e <sup>-</sup>	Тип гибридизации и форма молекул	Общая формула	Угол град°
2	0	 <p style="text-align: center;"><math>\text{BeCl}_2</math> – sp - гибридизация</p>	$\text{AB}_2$	180
		←линейная→		
3 2	0 1	 <p style="text-align: center;"><math>\text{BF}_3</math> – <math>sp^2</math> плоский треугольник</p>	$\text{AB}_3$ $\text{AB}_2$ $\text{AB}_2\text{E}$	120 >120
		 <p style="text-align: center;"><math>\text{SnCl}_2</math> – <math>sp^2</math> уголковая</p>		
		 <p style="text-align: center;"><math>\text{NO}_2^-</math> уголковая</p>		

Число связей	Число своб. пар e <sup>-</sup>	Тип гибридизации и форма молекул	Общая формула	Угол град°
4 3 2	0 1 2	 <p>CH<sub>4</sub> – sp<sup>3</sup>, TiF<sub>4</sub> – spd<sup>2</sup> тетраэдр</p> <p>NH<sub>3</sub> – p<sup>3</sup> тригональная пирамида</p>	AB <sub>4</sub> AB <sub>3</sub> E AB <sub>2</sub> E <sub>2</sub>	109,5 <104,5
5 4 3 2	0 1 2 3	 <p>PF<sub>5</sub> – sp<sup>3</sup>d тетраэдрическая бипирамида</p> <p>TeF<sub>4</sub> – p<sup>3</sup>d тетраэдрическая пирамида</p> <p>BrF<sub>3</sub> – p<sup>2</sup>d T-образная</p>	AB <sub>5</sub> AB <sub>4</sub> E AB <sub>3</sub> E <sub>2</sub>	120 ⊥, 90

Число связей	Число своб. пар e <sup>-</sup>	Тип гибридизации и форма молекул	Общая формула	Угол град°
6	0	 <p><math>\text{SiF}_6^{2-} - sp^3d^2</math> октаэдр</p>	$\text{AB}_6$	90
5	1	 <p><math>\text{BrF}_5 - sp^3d^2</math> октаэдрическая пирамида</p>	$\text{AB}_5\text{E}$	
4	2	 <p><math>\text{XeF}_4 - sp^2d</math> плоский квадрат</p>	$\text{AB}_4\text{E}_2$	
4	0	 <p><math>\text{SO}_2\text{Cl}_2 - sp^3</math> искаженный тетраэдр</p>	$\text{AB}_4\text{E}_2$	

## 4. Константы диссоциации некоторых электролитов

Электролит	Константа диссоциации		
	$K_1$	$K_2$	$K_3$
А• Кислоты			
Азотистая $\text{HNO}_2$	$5,1 \cdot 10^{-4}$		
Азотистоводородная $\text{HN}_3$	$10^{-5}$		
Азотная $\text{HNO}_3$	$4,36 \cdot 10$		
Алюминиевая (мета) $\text{HAIO}_2$	$4,0 \cdot 10^{-13}$		
Борная (мета) $\text{HBO}_2$	$7,5 \cdot 10^{-10}$		
Борная (орто) $\text{H}_3\text{BO}_3$	$5,8 \cdot 10^{-10}$	$10^{-13}$	$10^{-14}$
Борная (тетра) $\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$	$1,8 \cdot 10^{-4}$	$2 \cdot 10^{-8}$	
Бромноватистая $\text{HBrO}$	$2,5 \cdot 10^{-9}$		
Бромоводородная $\text{HBr}$	$10^9$		
Дифосфорная $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$	$10^{-1}$	$10^{-2}$	$10^{-7} (10^{-9})$
Дихромовая $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$		$2,3 \cdot 10^{-2}$	
Иодная (орто) $\text{H}_5\text{JO}_6$	$10-2$	$10^{-9}$	$10^{-13}$
Иодная $\text{HJO}_4$	$2,3 \cdot 10^{-2}$		
Иодноватистая $\text{HIO}$	$2,3 \cdot 10^{-11}$		
Иодоводородная $\text{HI}$	$10^{11}$		
Йодноватая $\text{HIO}_3$	$1,6 \cdot 10^{-1}$		
Кремниевая (мета) $\text{H}_2\text{SiO}_3$	$2,2 \cdot 10^{-10}$	$1,6 \cdot 10^{-12}$	
Кремниевая (орто) $\text{H}_4\text{SiO}_4$	$2,0 \cdot 10^{-10}$	$2,0 \cdot 10^{-12}$	$10^{-12} (10^{-12})$
Марганцовая $\text{HMnO}_4$	$2,0 \cdot 10^2$		
Марганцовистая $\text{H}_2\text{MnO}_4$	-	-	
Муравьиная $\text{HCOOH}$	$1,8 \cdot 10^{-4}$		
Мышьяковая (орто) $\text{H}_3\text{AsO}_4$	$6,0 \cdot 10^{-3}$	$1 \cdot 10^{-7}$	$3,0 \cdot 10^{-12}$
Мышьяковистая $\text{H}_3\text{AsO}_3$	$5,1 \cdot 10^{-10}$		
Пероксид водорода $\text{H}_2\text{O}_2$	$2,0 \cdot 10^{-12}$		
Плавиковая $\text{HF}$	$6,8 \cdot 10^{-4}$		

Электролит	Константа диссоциации		
	$K_1$	$K_2$	$K_3$
Селенистая $H_2SeO_3$	$2,4 \cdot 10^{-3}$	$4,8 \cdot 10^{-9}$	
Селеновая $H_2SeO_4$		$1,3 \cdot 10^{-2}$	
Серная $H_2SO_4$		$1,2 \cdot 10^{-2}$	
Сернистая $H_2SO_3$	$1,7 \cdot 10^{-2}$	$6,2 \cdot 10^{-8}$	
Сероводородная $H_2S$	$1 \cdot 10^{-7}$	$1 \cdot 10^{-14}$	
Сурьмяная $H_3SbO_4$	$4,0 \cdot 10^{-5}$		
Тетратионовая $H_2S_4O_6$	—	—	
Тиосерная $H_2S_2O_3$	$2,5 \cdot 10^{-1}$	$1,9 \cdot 10^{-2}$	
Тиоциановая $HSCN$	$1,4 \cdot 10^{-1}$		
Угольная $H_2CO_3$	$4,5 \cdot 10^{-7}$	$4,8 \cdot 10^{-11}$	
Уксусная $CH_3COOH$	$1,8 \cdot 10^{-5}$		
Фосфористая $H_2(HPO_3)$	$1,6 \cdot 10^{-2}$	$2 \cdot 10^{-7}$	
Фосфорная (мета) $HPO_3$	—		
Фосфорная (орто) $H_3PO_4$	$7,6 \cdot 10^{-3}$	$6,2 \cdot 10^{-8}$	$4,2 \cdot 10^{-13}$
Фосфорноватистая $H(H_2PO_2)$	$7,9 \cdot 10^{-2}$		
Фтороводородная $HF$	$6,6 \cdot 10^{-4}$		
Хлористая $HClO_2$	—		
Хлорная $HClO_4$	$10^8$		
Хлорноватая $HClO_3$	—		
Хлорноватистая $HClO$	$5 \cdot 10^{-8}$		
Хромовая $H_2CrO_4$	$1,1 \cdot 10$	$3,2 \cdot 10^{-7}$	
Цианистоводородная $HCN$	$4,93 \cdot 10^{-10}$		
<b>Б•Основания</b>			
Аммиак $NH_3 + H_2O$	$1,76 \cdot 10^{-5}$		
Гидразин $N_2H_4 + H_2O$	$9,8 \cdot 10^{-7}$		
Гидроксид хрома $Cr(OH)_3$			$1,0 \cdot 10^{-10}$

## Окончание приложения 4

Электролит	Константа диссоциации		
	$K_1$	$K_2$	$K_3$
Гидроксид бария $Ba(OH)_2$		$2,3 \cdot 10^{-1}$	
Гидроксид железа $Fe(OH)_2$		$1,3 \cdot 10^{-4}$	
Гидроксид железа $Fe(OH)_3$		$1,3 \cdot 10^{-11}$	$1,3 \cdot 10^{-12}$
Гидроксид кальция $Ca(OH)_2$		$4,0 \cdot 10^{-2}$	
Гидроксид лития $LiOH$	$6,8 \cdot 10^{-1}$		
Гидроксид магния $Mg(OH)_2$		$2,5 \cdot 10^{-3}$	
Гидроксид марганца $Mn(OH)_2$		$5 \cdot 10^{-4}$	
Гидроксид меди $Cu(OH)_2$		$3,4 \cdot 10^{-7}$	
Гидроксид никеля $Ni(OH)_2$		$3,4 \cdot 10^{-5}$	
Гидроксид свинца $Pb(OH)_2$	$9,6 \cdot 10^{-4}$	—	
Гидроксид серебра $AgOH$	$5,0 \cdot 10^{-3}$		
Гидроксид цинка $Zn(OH)_2$		$4 \cdot 10^{-5}$	
Гидроксид алюминия $Al(OH)_3$			$1,38 \cdot 10^{-9}$
Гидроксиламин $NH_2OH + H_2O$	$9,6 \cdot 10^{-9}$		

## 5. Производство растворимости малорастворимых в воде соединений (при 25 °С)

СОЛЬ	ПР	СОЛЬ	ПР	СОЛЬ	ПР
$Ag_3AsO_4$	$1,1 \cdot 10^{-22}$	$Ag_2Cr_2O_7$	$1,0 \cdot 10^{-10}$	$Ba(BrO_3)_2$	$5,5 \cdot 10^{-6}$
$AgBr$	$5,3 \cdot 10^{-13}$	$AgI$	$8,3 \cdot 10^{-17}$	$BaCO_3$	$4,0 \cdot 10^{-10}$
$AgBrO_3$	$5,8 \cdot 10^{-5}$	$AgIO_3$	$3,0 \cdot 10^{-8}$	$BaC_2O_4$	$1,1 \cdot 10^{-7}$
$AgCH_3COO$	$4,0 \cdot 10^{-3}$	$AgNO_3$	$1,6 \cdot 10^{-4}$	$BaCrO_4$	$1,2 \cdot 10^{-10}$
$AgCN$	$1,4 \cdot 10^{-16}$	$Ag_3PO_4$	$1,3 \cdot 10^{-20}$	$BaF_2$	$1,1 \cdot 10^{-6}$
$AgSCN$	$1,1 \cdot 10^{-12}$	$Ag_2S$	$6,3 \cdot 10^{-50}$	$Ba(IO_3)_2$	$1,5 \cdot 10^{-9}$
$Ag_2CO_3$	$1,2 \cdot 10^{-12}$	$Ag_2SO_3$	$1,5 \cdot 10^{-14}$	$BaMnO_4$	$2,5 \cdot 10^{-10}$
$Ag_2C_2O_4$	$3,5 \cdot 10^{-11}$	$Ag_2SO_4$	$1,6 \cdot 10^{-5}$	$Ba(OH)_2$	$5,0 \cdot 10^{-3}$
$AgCl$	$1,8 \cdot 10^{-10}$	$AlAsO_4$	$1,6 \cdot 10^{-16}$	$Ba(NO_3)_2$	$4,5 \cdot 10^{-3}$
$AgClO_2$	$2,0 \cdot 10^{-4}$	$Al(OH)_3$	$3,7 \cdot 10^{-15}$	$Ba_3(PO_4)_2$	$6,0 \cdot 10^{-39}$
$AgClO_3$	$5,0 \cdot 10^{-2}$	$AlPO_4$	$5,7 \cdot 10^{-19}$	$Ba_2P_2O_7$	$3,0 \cdot 10^{-11}$
$Ag_2CrO_4$	$1,1 \cdot 10^{-12}$	$Ba_3(AsO_4)_2$	$7,8 \cdot 10^{-51}$	$BaSO_3$	$8,0 \cdot 10^{-7}$

Продолжение приложения 5

СОЛЬ	ПР	СОЛЬ	ПР	СОЛЬ	ПР
BaSO <sub>4</sub>	1,1·10 <sup>-10</sup>	CoS β	2,0·10 <sup>-25</sup>	LiF	1,5·10 <sup>-3</sup>
BaS <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	1,6·10 <sup>-5</sup>	CrPO <sub>4</sub>	1,0·10 <sup>-17</sup>	LiOH	4,0·10 <sup>-2</sup>
BeCO <sub>3</sub>	1,0·10 <sup>-3</sup>	CrAsO <sub>4</sub>	7,8·10 <sup>-21</sup>	Li <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	3,2·10 <sup>-9</sup>
Be(OH) <sub>2</sub>	6,3·10 <sup>-22</sup>	Cr(OH) <sub>2</sub>	1,0·10 <sup>-17</sup>	Mg <sub>3</sub> (AsO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	2,1·10 <sup>-20</sup>
BiAsO <sub>4</sub>	2,8·10 <sup>-10</sup>	Cr(OH) <sub>3</sub>	6,3·10 <sup>-31</sup>	MgCO <sub>3</sub>	2,1·10 <sup>-5</sup>
Bi <sub>2</sub> (C <sub>2</sub> O <sub>4</sub> ) <sub>3</sub>	4,0·10 <sup>-36</sup>	Cu <sub>3</sub> (AsO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	7,6·10 <sup>-36</sup>	MgC <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	8,5·10 <sup>-5</sup>
BiI <sub>3</sub>	8,1·10 <sup>-19</sup>	CuBr	5,2·10 <sup>-9</sup>	MgF <sub>2</sub>	6,5·10 <sup>-9</sup>
BiOCl	7,0·10 <sup>-9</sup>	CuCO <sub>3</sub>	2,5·10 <sup>-10</sup>	Mg(IO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	3,0·10 <sup>-3</sup>
BiPO <sub>4</sub>	1,3·10 <sup>-23</sup>	CuC <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	3,0·10 <sup>-8</sup>	MgNH <sub>4</sub> PO <sub>4</sub>	2,5·10 <sup>-13</sup>
Bi <sub>2</sub> S <sub>3</sub>	1,0·10 <sup>-97</sup>	CuCl	1,2·10 <sup>-6</sup>	Mg(OH) <sub>2</sub>	6,8·10 <sup>-12</sup>
Ca <sub>3</sub> (AsO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	6,8·10 <sup>-11</sup>	CuCrO <sub>4</sub>	3,6·10 <sup>-6</sup>	Mg <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	1,0·10 <sup>-13</sup>
CaCO <sub>3</sub>	3,8·10 <sup>-9</sup>	CuI	1,1·10 <sup>-12</sup>	MgSO <sub>3</sub>	3,0·10 <sup>-3</sup>
CaC <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	2,3·10 <sup>-9</sup>	Cu(IO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	7,4·10 <sup>-8</sup>	Mn <sub>3</sub> (AsO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	1,9·10 <sup>-29</sup>
CaCrO <sub>4</sub>	7,1·10 <sup>-4</sup>	Cu(OH) <sub>2</sub>	2,2·10 <sup>-20</sup>	MnCO <sub>3</sub>	1,8·10 <sup>-11</sup>
CaF <sub>2</sub>	4,0·10 <sup>-11</sup>	CuS	6,3·10 <sup>-36</sup>	MnC <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	5,0·10 <sup>-6</sup>
Ca(IO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	7,0·10 <sup>-7</sup>	CuSe	1,0·10 <sup>-49</sup>	MnNH <sub>4</sub> PO <sub>4</sub>	1,0·10 <sup>-12</sup>
Ca(OH) <sub>2</sub>	6,3·10 <sup>-6</sup>	FeAsO <sub>4</sub>	5,8·10 <sup>-21</sup>	Mn(OH) <sub>2</sub>	1,9·10 <sup>-13</sup>
CaHPO <sub>4</sub>	2,7·10 <sup>-7</sup>	FeCO <sub>3</sub>	3,5·10 <sup>-11</sup>	Mn(OH) <sub>3</sub>	1,0·10 <sup>-36</sup>
Ca(H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	1,0·10 <sup>-3</sup>	FeC <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	2,0·10 <sup>-7</sup>	Mn(OH) <sub>4</sub>	1,0·10 <sup>-56</sup>
Ca <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	2,0·10 <sup>-29</sup>	Fe(OH) <sub>2</sub>	8,0·10 <sup>-16</sup>	MnS	25·10 <sup>-10</sup>
CaSO <sub>3</sub>	1,3·10 <sup>-8</sup>	Fe(OH) <sub>3</sub>	6,3·10 <sup>-38</sup>	Na[Sb(OH) <sub>6</sub> ]	4,0·10 <sup>-8</sup>
CaSO <sub>4</sub>	9,1·10 <sup>-6</sup>	FePO <sub>4</sub>	1,3·10 <sup>-22</sup>	NaIO <sub>4</sub>	3,0·10 <sup>-3</sup>
CdCO <sub>3</sub>	5,2·10 <sup>-12</sup>	FeS	5,0·10 <sup>-18</sup>	Ni <sub>3</sub> (AsO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	3,1·10 <sup>-26</sup>
CdC <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	1,5·10 <sup>-8</sup>	FeS <sub>2</sub>	6,3·10 <sup>-31</sup>	Ni(CN) <sub>2</sub>	3,0·10 <sup>-23</sup>
Cd(OH) <sub>2</sub>	2,2·10 <sup>-14</sup>	Hg <sub>2</sub> Br <sub>2</sub>	5,8·10 <sup>-23</sup>	NiCO <sub>3</sub>	1,3·10 <sup>-7</sup>
CdS	7,9·10 <sup>-27</sup>	Hg <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub>	1,3·10 <sup>-18</sup>	NiC <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	4,0·10 <sup>-10</sup>
CdSeO <sub>3</sub>	1,3·10 <sup>-9</sup>	Hg <sub>2</sub> I <sub>2</sub>	4,5·10 <sup>-29</sup>	Ni(IO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	1,4·10 <sup>-8</sup>
Co <sub>3</sub> (AsO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	7,6·10 <sup>-29</sup>	HgS	1,6·10 <sup>-52</sup>	Ni(OH) <sub>2</sub>	2,0·10 <sup>-15</sup>
CoCO <sub>3</sub>	1,4·10 <sup>-13</sup>	KClO <sub>4</sub>	1,1·10 <sup>-2</sup>	NiS α	3,2·10 <sup>-11</sup>
CoC <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	6,3·10 <sup>-8</sup>	KIO <sub>4</sub>	8,3·10 <sup>-4</sup>	NiS β	1,0·10 <sup>-24</sup>

СОЛЬ	ПР	СОЛЬ	ПР	СОЛЬ	ПР
Co(OH) <sub>3</sub>	4,0·10 <sup>-45</sup>	Pb(SCN) <sub>2</sub>	2,0·10 <sup>-5</sup>	SrC <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	5,6·10 <sup>-8</sup>
Co(OH) <sub>2</sub>	2,0·10 <sup>-16</sup>	Pb <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	7,9·10 <sup>-43</sup>	SrCrO <sub>4</sub>	3,6·10 <sup>-5</sup>
CoS α	4,0·10 <sup>-21</sup>	PbSO <sub>4</sub>	1,6·10 <sup>-8</sup>	SrCO <sub>3</sub>	1,1·10 <sup>-10</sup>
K <sub>2</sub> Na[Co(NO <sub>2</sub> ) <sub>6</sub> ]	2,2·10 <sup>-11</sup>	PbSeO <sub>3</sub>	3,0·10 <sup>-12</sup>	SrF <sub>2</sub>	2,5·10 <sup>-9</sup>
K <sub>3</sub> [Co(NO <sub>2</sub> ) <sub>6</sub> ]	4,3·10 <sup>-10</sup>	PbSeO <sub>4</sub>	1,4·10 <sup>-7</sup>	Sr <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	1,0·10 <sup>-31</sup>
Li <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	1,9·10 <sup>-3</sup>	PbBr <sub>2</sub>	9,1·10 <sup>-6</sup>	SrSO <sub>3</sub>	4,0·10 <sup>-8</sup>
PbCO <sub>3</sub>	7,5·10 <sup>-14</sup>	Pb <sub>3</sub> (AsO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	4,1·10 <sup>-36</sup>	SrSO <sub>4</sub>	3,2·10 <sup>-7</sup>
PbC <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	4,8·10 <sup>-10</sup>	Pb(BrO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	8,0·10 <sup>-6</sup>	Zn <sub>3</sub> (AsO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	1,3·10 <sup>-27</sup>
PbCl <sub>2</sub>	1,6·10 <sup>-5</sup>	Sb <sub>2</sub> S <sub>3</sub>	1,6·10 <sup>-83</sup>	ZnCO <sub>3</sub>	1,4·10 <sup>-11</sup>
PbF <sub>2</sub>	2,7·10 <sup>-8</sup>	Sn(OH) <sub>2</sub>	6,3·10 <sup>-27</sup>	Zn(CN) <sub>2</sub>	2,6·10 <sup>-13</sup>
PbI <sub>2</sub>	1,1·10 <sup>-9</sup>	Sn(OH) <sub>4</sub>	1,0·10 <sup>-57</sup>	ZnC <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	1,5·10 <sup>-9</sup>
PbCrO <sub>4</sub>	1,8·10 <sup>-14</sup>	SnI <sub>2</sub>	8,3·10 <sup>-6</sup>	Zn(OH) <sub>2</sub>	1,2·10 <sup>-17</sup>
Pb(IO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	2,6·10 <sup>-13</sup>	SnS	2,5·10 <sup>-27</sup>	Zn <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	9,1·10 <sup>-33</sup>
PbS <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	4,0·10 <sup>-7</sup>	SrSeO <sub>3</sub>	4,4·10 <sup>-6</sup>	Zn(IO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	2,0·10 <sup>-8</sup>
PbSe	1,0·10 <sup>-38</sup>	Sr(IO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	3,3·10 <sup>-7</sup>	ZnS α	1,6·10 <sup>-24</sup>
Pb(OH) <sub>2</sub>	7,9·10 <sup>-16</sup>	Sr(OH) <sub>2</sub>	3,2·10 <sup>-4</sup>	ZnS β	2,5·10 <sup>-22</sup>
PbS	2,5·10 <sup>-27</sup>	Sr <sub>3</sub> (AsO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	1,3·10 <sup>-18</sup>		

## 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/ Изд. 5-е, перераб. и доп.; Под ред. П. К. Аганяна. М.: Химия, 1973. 584 с.



## Оглавление

Введение.....	3
1. Классы неорганических соединений.....	4
Задания к разделу 1.....	6
2. Закон эквивалентов.....	8
Задания к разделу 2.....	11
3. Способы выражения концентраций растворов.....	13
Задания к разделу 3.....	15
4. Строение атомов.....	30
Задания к разделу 4.....	34
5. Химическая связь.....	36
5.1. Метод молекулярных орбиталей.....	39
5.2. Метод валентных связей.....	41
Задания к разделу 5.....	43
6. Растворы электролитов.....	50
6.1. Сильные электролиты.....	52
Задания к разделу 6.1.....	54
6.2. Слабые электролиты.....	56
Задания к разделу 6.2.....	57
6.3. Ионное произведение воды.....	60
Задания к разделу 6.3.....	—
6.4. Произведение растворимости.....	63
Задания к разделу 6.4.....	64
6.5. Гидролиз солей.....	67
Задания к разделу 6.5.....	83
Варианты заданий для разделов 1–5 .....	88
Варианты заданий для раздела 6.....	90
Приложения.....	92
1. Традиционные и систематические названия некоторых кислот.....	—
2. Относительные электроотрицательности некоторых элементов.....	93
3. Геометрические формы молекул.....	94
4. Константы диссоциации некоторых электролитов.....	97
5. Произведение растворимости малорастворимых в воде соединений (при 25 °С).....	99
Библиографический список.....	101

**Татьяна Львовна Луканина**  
**Татьяна Трофимовна Овчинникова**  
**Вячеслав Яковлевич Сигаев**  
**ОБЩАЯ ХИМИЯ**  
**Часть I**  
**Учебно-методическое пособие**

**Редактор Н.П.Новикова**

**Корректор Т.А.Смирнова**

**Техн. редактор Л.Я.Титова**

**Свод. темплан 2005 г., поз. 109**

---

**Подп. к печати 10.10.05 Формат 60x84/16.**

**Бумага тип. № 1. Печать офсетная. Уч.-изд. л. 6,5. Усл. печ. л. 6,04.**

**Усл. кр.-отт. 6,16. Тираж 300 экз. Изд. № 109. Цена "С" 109. Заказ 936**

---

**Ризограф ГОУВПО Санкт-Петербургского государственного  
технологического университета растительных полимеров,  
198095, СПб., ул. Ивана Черных, 4.**