



**Т.И. Попова
Ю.В. Королева**

**СБОРНИК ЗАДАЧ
ПО АНАЛИТИЧЕСКОЙ ХИМИИ**

Часть I

**Издательство
Калининградского государственного университета
2003**

КАЛИНИНГРАДСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

Т.И. Попова
Ю.В. Королева

СБОРНИК ЗАДАЧ
ПО АНАЛИТИЧЕСКОЙ ХИМИИ

Часть I

Калининград
Издательство Калининградского государственного университета
2003

УДК 543
ББК 24.4.я73
П 58

Попова Т.И., Королева Ю.В.

П 58 Сборник задач по аналитической химии. – Калининград: Изд-во КГУ, 2003. Ч. 1. – 28 с.

Даны задачи по пяти разделам аналитической химии: гомогенное и гетерогенное равновесие, чувствительность реакций (Т.И. Попова), а также окислительно-восстановительные реакции и реакции комплексообразования (Ю.В. Королева). Задачи, представленные в данном пособии, составлены как самими авторами, так и взяты из наиболее популярных задачников по аналитической химии.

Сборник предназначен для студентов химического и биоэкологического факультетов.

Печатается по решению Редакционно-издательского совета Калининградского государственного университета.

УДК 543
ББК 24.4.я73

© Издательство КГУ, 2003
© Попова Т.И., Королева Ю.В., 2003

Учебное издание

**Тамара Иосифовна Попова
Юлия Владимировна Королева**

**СБОРНИК ЗАДАЧ
ПО АНАЛИТИЧЕСКОЙ ХИМИИ**

Часть I

Редактор М.В. Королева
Оригинал-макет подготовлен Г.Е. Гришиной

Подписано в печать 20.03.2003 г.
Бумага для множительных аппаратов. Формат 60×90¹/₁₆. Гарнитура «Таймс».
Усл. печ. л. 1,8. Уч.-изд. л. 1,0. Тираж 160 экз. Заказ .

Издательство Калининградского государственного университета,
236041, г. Калининград, ул. А. Невского, 14

ОБЩИЕ МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ

Индивидуальные задания выдаются студентам с целью закрепления теоретического материала по наиболее важным разделам аналитической химии, а также выработки практических навыков при выполнении расчетных задач.

К выполнению индивидуальных задач следует приступить после изучения соответствующего раздела курса и разбора решений примеров по данной теме.

Студент выполняет один вариант, номер которого дается на кафедре. Задания выполняются в отдельной тетради. Отвечать на вопросы и решать задачи необходимо в той последовательности, в какой она приведена в методических указаниях. В конце работы необходимо привести список используемой литературы.

Равновесие в гомогенных системах

Вычислить рН следующих растворов:

1. 40 г едкого натра растворили в 2 л воды.
2. Гидроксид натрия, массовая доля равна 0,08 %.
3. Азотная кислота, массовая доля составляет 0,1 %
4. Азотная кислота, $\rho = 1,005 \text{ г/см}^3$.
5. Хлористоводородная кислота, массовая доля – 0,18 %.
6. Гидроксид лития, массовая доля равна 0,09 %.
7. Серная кислота, $\rho = 1,01 \text{ г/см}^3$.
8. 0,63 г гидроксида калия растворили в 500 см^3 воды.
9. 5,6 л аммиака растворили в 250 см^3 воды.
10. Серная кислота, массовая доля составляет 0,05 %.
11. Гидроксид цезия, массовая доля – 0,1 %.
12. К 50 см^3 0,15 М раствора соляной кислоты добавили 25 см^3 0,2 N раствора гидроксида калия.
13. К 25 см^3 0,2 М раствора азотной кислоты прибавили 50 см^3 0,15 М гидроксида лития.
14. К 100 см^3 0,08 N раствора соляной кислоты прибавили 50 см^3 0,1 N гидроксида калия.
15. К 15 см^3 0,15 N раствора серной кислоты добавили 25 см^3 0,09 N гидроксида натрия.

16. К 2 дм³ воды прибавили 1 см³ азотной кислоты ($\rho = 1,4 \text{ г/см}^3$).
17. К 1,5 дм³ воды прибавили 0,5 см³ соляной кислоты ($\rho = 1,12 \text{ г/см}^3$).
18. К 500 см³ воды прибавили 0,05 см³ 0,1 %-ного раствора гидроксида калия.
19. К 250 см³ воды прибавили 0,05 см³ раствора серной кислоты ($\rho = 1,78 \text{ г/см}^3$).
20. К 1 дм³ воды прибавили 0,5 см³ гидроксида калия с концентрацией 0,15 %.
21. 4,6 г муравьиной кислоты растворили в 500 см³ воды.
22. 12,2 г бензойной кислоты (C₆H₆COOH) растворили в 2 дм³ воды.
23. 1,12 дм³ аммиака растворили в 250 см³ воды.
24. 6,6 г уксусной кислоты растворили в 1000 см³ воды.
25. Муравьиная кислота, 0,15%-ный раствор.
26. Бензойная кислота, 0,2%-ный раствор.
27. Синильная кислота, 0,05%-ный раствор.
28. Угольная кислота, 0,02%-ный раствор.
29. 560 см³ CO₂ растворили в 500 см³ воды.
30. 1,12 см³ SO₂ растворили в 250 см³ воды.
31. Азотистая кислота, 0,025%-ный раствор.
32. Гидроксиламин, 0,1%-ный раствор.
33. C₆H₆OH, 0,2%-ный раствор.
34. C₆H₄SO₃HCOOH, 0,25%-ный раствор.

Буферные растворы

Растворы слабых кислот или оснований в присутствии их солей проявляют буферное действие. Для буферного раствора, содержащего слабую кислоту и ее соль

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \lg C_{\text{соли}} - \lg C_{\text{кислоты}}, \quad (1)$$

а для смеси из слабого основания и его соли

$$\text{pH} = 14 - \text{pK}_b + \lg C_{\text{основания}} - \lg C_{\text{соли}}. \quad (2)$$

Пример 1. К 15 мл 0,03 М раствора муравьиной кислоты добавили 12 мл 0,15 М формиата калия. Вычислить pH раствора ($K_{\text{НСООН}} = 1,8 \cdot 10^{-4}$; $\text{pK}_{\text{НСООН}} = 3,75$).

Решение. Найдем концентрацию кислоты и ее соли после смешивания растворов.

$$V_{\text{общ.}} = 12 + 15 = 27 \text{ мл}; \quad C_{\text{соли}} = 12 \cdot 0,15 / 27 = 0,066 \text{ М};$$

$$C_{\text{кислоты}} = 15 \cdot 0,03 / 27 = 0,017 \text{ М}; \quad \text{pH} = 3,75 + \lg 0,066 / 0,017 = 4,35.$$

Пример 2. Сколько грамм CH_3COONa надо добавить к 200 см^3 $0,2 \text{ М}$ раствора соляной кислоты, чтобы pH стала равной $4,5$? $\text{pK}_{\text{укс. кисл.}} = 4,78$.

Решение. $\text{CH}_3\text{COONa} + \text{HCl} = \text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaCl}$.

Концентрация уксусной кислоты, образовавшейся в результате этой реакции, равна концентрации соляной кислоты: $\text{C}(\text{HCl}) = 0,2 \text{ М}$,

$$\text{а } \text{C}(\text{CH}_3\text{COO}^-) = (\text{X} - 0,2) \text{ М}; \quad \text{pH} = \text{pK}_a + \lg \text{C}_{\text{соли}} - \lg \text{C}_{\text{кислоты}};$$

$$4,5 = 4,76 + \lg (\text{X} - 0,2) - \lg 0,2; \quad \text{X} = 0,3099 \text{ М}.$$

Количество CH_3COONa на 200 см^3 воды (В) составит:

$$\text{В} = \frac{0,3099 \cdot 82 \cdot 200}{1000} = 5,082 \text{ (г)}.$$

Вычислить pH буферных растворов, полученных при сливании растворов:

35. 50 см^3 $0,1\%$ -ного $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$ и 150 см^3 $0,3\%$ -ного $\text{C}_6\text{H}_5\text{COONa}$.
36. 30 см^3 $0,05 \text{ М}$ H_2CO_3 и 70 см^3 $0,15 \text{ М}$ Na_2CO_3 .
37. 40 см^3 $0,05\%$ -ного $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ и 110 см^3 $0,1\%$ -ного $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOK}$.
38. 10 см^3 $0,02 \text{ М}$ HNO_3 и 40 см^3 $0,05 \text{ М}$ KNO_2 .
39. 20 см^3 $0,15\%$ -ного H_2SO_3 и 80 см^3 $0,1\%$ -ного Na_2SO_3 .
40. 60 см^3 $0,01 \text{ М}$ CH_3COOH и 40 см^3 $0,05 \text{ М}$ CH_3COOK .
41. 150 см^3 $0,02\%$ -ного $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$ и 50 см^3 $0,1\%$ -ного $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOK}$.
42. 70 см^3 $0,01 \text{ М}$ NH_4Cl и 30 см^3 $0,05 \text{ М}$ NH_4OH .
43. 170 см^3 $0,1 \text{ М}$ KH_2PO_4 и 150 см^3 $0,05 \text{ М}$ K_2HPO_4 .
44. 50 см^3 $0,05\%$ -ного Na_2CO_3 и 150 см^3 $0,1\%$ -ного NaHCO_3 .
45. 130 см^3 $0,02 \text{ М}$ NaH_2PO_4 и 20 см^3 $0,05 \text{ М}$ Na_2HPO_4 .
46. 80 см^3 $0,1\%$ -ного Na_2SO_3 и 120 см^3 $0,05\%$ -ного H_2SO_3 .
47. 60 см^3 $0,03 \text{ М}$ CH_3COOK и 40 см^3 $0,02 \text{ М}$ CH_3COOH .
48. 90 см^3 $0,05\%$ -ного NH_4OH и 110 см^3 $0,1\%$ -ного NH_4Br .
49. Сколько см^3 $0,5\%$ -ного раствора формиата натрия надо добавить к 50 см^3 $0,1 \text{ М}$ раствора муравьиной кислоты, чтобы получить раствор с $\text{pH} = 3,8$?
50. Сколько грамм карбоната натрия надо добавить к 50 см^3 $0,2 \text{ М}$ гидрокарбоната натрия, чтобы получить раствор с $\text{pH} = 9,8$?
51. Сколько см^3 $0,4 \text{ М}$ раствора нитрита аммония надо добавить к 20 см^3 $0,15 \text{ М}$ раствора аммиака, чтобы получить раствор с $\text{pH} = 9,1$?
52. Сколько см^3 1% -ного гидроксида натрия надо добавить к 50 см^3 $0,25 \text{ М}$ фосфорной кислоты, чтобы получить раствор с $\text{pH} = 2,5$?
53. Сколько см^3 $0,1 \text{ М}$ гидроксида калия надо добавить к 50 см^3 $0,25 \text{ М}$ дигидрофосфата калия, чтобы получить раствор с $\text{pH} = 6,8$?
54. Сколько грамм ацетата натрия надо добавить к 150 см^3 $0,15 \text{ М}$ раствора соляной кислоты, чтобы получить раствор с $\text{pH} = 4,3$?

55. Сколько грамм хлорида аммония надо добавить к 300 см^3 $0,15 \text{ М}$ раствора аммиака, чтобы получить раствор с $\text{pH} = 5,9$?

56. Сколько грамм карбоната натрия надо добавить к 150 см^3 $0,05 \text{ М}$ гидрокарбоната натрия, чтобы получить раствор с $\text{pH} = 5$?

57. Сколько грамм ацетата натрия надо добавить к 100 см^3 $0,2 \text{ М}$ раствора соляной кислоты, чтобы получить раствор с $\text{pH} = 4,5$?

Вычисление pH смеси:

58. Смешали равные объемы $0,2\%$ -ных растворов бензойной кислоты и бензоата калия.

59. В 1 дм^3 воды содержится $1,7 \text{ г}$ бензойной кислоты и $0,17 \text{ г}$ бензоата калия.

60. В 500 см^3 воды растворено $0,45 \text{ г}$ хлорбензойной кислоты и $4,5 \text{ г}$ ее натриевой соли.

61. Сколько твердого азидата калия надо растворить в 100 см^3 $0,02 \text{ М}$ раствора азидоводородной кислоты, чтобы pH раствора был равен $5,1$?

62. Сколько грамм дигидрофосфата натрия надо добавить к 150 см^3 $0,2 \text{ М}$ раствора гидроксида натрия, чтобы получить раствор с $\text{pH} = 7$?

63. Сколько см^3 1% -ного гидроксида калия надо добавить к 250 см^3 $0,1 \text{ М}$ муравьиной кислоты, чтобы получить раствор с $\text{pH} = 3,7$?

64. В каком объеме надо растворить $0,05 \text{ г}$ ацетата натрия, чтобы получить раствор с $\text{pH} = 8$?

65. В каком объеме надо растворить $0,01 \text{ г}$ карбоната натрия, чтобы получить раствор с $\text{pH} = 9$?

66. В каком объеме следует растворить $0,03 \text{ г}$ ацетата калия, чтобы pH раствора был равен 8 ?

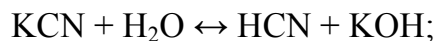
67. В каком объеме надо растворить $0,5 \text{ г}$ формиата натрия, чтобы получить раствор с $\text{pH} = 8,9$?

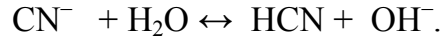
68. В каком объеме надо растворить 1 г бензоата натрия, чтобы получить раствор с $\text{pH} = 8,5$?

Гидролиз солей

Соли, образованные слабым основанием и сильной кислотой, сильным основанием и слабой кислотой, а также слабым основанием и слабой кислотой, подвергаются гидролизу в водных растворах. В результате гидролиза солей меняется pH среды. Гидролиз усиливается с повышением температуры и уменьшением концентрации солей.

Рассмотрим пример алгебраического выражения $K_{\text{гидр}}$ и h – степени гидролиза в растворе цианида калия:





$$K_{\text{гидр.}} = \frac{[\text{OH}^-] \cdot [\text{HCN}]}{[\text{CN}^-]}; \quad K_{\text{гидр.}} = \frac{K_{\text{воды}}}{K_{\text{HCN}}};$$

$$h = \sqrt{\frac{K_{\text{воды}}}{K_{\text{кислоты}} \cdot C_{\text{соли}}}}; \quad (3)$$

$$h = \sqrt{\frac{K_{\text{воды}}}{K_{\text{HCN}} \cdot C_{\text{KCN}}}}.$$

$K_{\text{воды}} - 10^{-14}$ при 25 °С, C_{KCN} – концентрация соли, K_{HCN} – константа диссоциации кислоты:

$$\text{pH} = 7 + \frac{1}{2} \text{p}K_{\text{кислоты}} + \frac{1}{2} \lg C_{\text{соли}}; \quad (4)$$

$$\text{pH} = 7 + \frac{1}{2} \text{p}K_{\text{HCN}} + \frac{1}{2} \lg C_{\text{KCN}}.$$

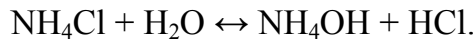
Для соли типа $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ (образованной слабым основанием и слабой кислотой):

$$K_{\text{гидр.}} = \frac{K_{\text{воды}}}{K_{\text{кислоты}} \cdot K_{\text{основания}}};$$

$$\frac{h}{1-h} = \sqrt{\frac{K_{\text{воды}}}{K_{\text{кислоты}} \cdot K_{\text{основания}}}}; \quad (5)$$

$$\text{pH} = 7 + \frac{1}{2} \text{p}K_{\text{кислоты}} - \frac{1}{2} \text{p}K_{\text{основания}}. \quad (6)$$

Соль слабого основания и сильной кислоты гидролизуеться по катиону:



В ионном виде: $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+$.

$$K_{\text{гидр.}} = \frac{K_{\text{воды}}}{K_{\text{основания}}}; \quad (7)$$

$$h = \sqrt{\frac{K_{\text{воды}}}{C_{\text{соли}} \cdot K_{\text{основания}}}}; \quad (8)$$

$$\text{pH} = 7 - \frac{1}{2} \text{p}K_{\text{основания}} - \frac{1}{2} \lg C_{\text{соли}}. \quad (9)$$

Вычислить $K_{\text{гидр.}}$, степень гидролиза и pH в растворах солей:

№	Соль	Концентрация, моль/дм ³ или %	$K_{\text{дис.}}$	$\text{p}K_{\text{дис.}}$
69	$(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Mg}$	0,1 %	$1,74 \cdot 10^{-5}$	4,76
70	Na_2CO_3	0,1 М	$4,8 \cdot 10^{-11}$	10,32

Окончание табл.

№	Соль	Концентрация, моль/дм ³ или %	K _{дисс.}	pK _{дисс.}
71	NH ₄ NO ₃	0,15 %	1,76 · 10 ⁻⁵	4,755
72	(NH ₄) ₂ CO ₃	0,03 М	1,76 · 10 ⁻⁵ 4,8 · 10 ⁻¹¹	4,755 10,32
73	Na ₂ S	0,05 М	2,5 · 10 ⁻¹⁵	12,60
74	CuCl ₂	1 %	2,2 · 10 ⁻²⁰	19,66
75	C ₆ H ₅ COONa	1,5 %	6,3 · 10 ⁻⁵	4,20
76	Zn(NO ₃) ₂	0,15 М	1,2 · 10 ⁻¹⁷	16,92
77	(NH ₄) ₂ S	0,01 М	1,76 · 10 ⁻⁵ 2,5 · 10 ⁻¹⁵	4,755 12,60
78	C ₂ H ₅ COOK	0,2 %	1,74 · 10 ⁻⁵	4,76
79	Na ₃ PO ₄ (по 1-й ступени)	0,5 %	7,1 · 10 ⁻³	2,15
80	FeCl ₃	0,2 М	3,8 · 10 ⁻³⁸	37,42
81	HCOOK	0,01 М	1,8 · 10 ⁻⁴	3,75
82	Cr(NO ₃) ₃	0,5 %	6,3 · 10 ⁻³¹	30,20
83	MnBr ₂	0,3 %	2,05 · 10 ⁻¹³	12,69

Написать в молекулярной и ионной форме реакции взаимодействия солей, учитывая, что в ходе реакции идет взаимное усиление гидролиза:

83. AlCl₃ + Na₂CO₃ + H₂O →
84. Cr(NO₃)₂ + (NH₄)₂S + H₂O →
85. ZnSO₄ + (NH₄)₂CO₃ + H₂O →
86. SnCl₂ + Na₂CO₃ + H₂O →
87. Fe(NO₃)₂ + Na₂S + H₂O →
88. NiCl₂ + (NH₄)₂CO₃ + H₂O →
89. FeCl₃ + Na₂CO₃ + H₂O →
90. MnSO₄ + (NH₄)₂S + H₂O →
91. AlCl₃ + CH₃COONa + H₂O →
92. Fe₂(SO₄)₃ + CH₃COONa + H₂O →
93. Co(NO₃)₂ + Na₂CO₃ + H₂O →
94. CrCl₃ + CH₃COONa + H₂O →
95. CuSO₄ + K₂CO₃ + H₂O →
96. SnCl₂ + (NH₄)₂CO₃ + H₂O →

Равновесие в гетерогенных системах

В насыщенном растворе малорастворимого электролита состава M_mA_n равновесное состояние можно схематически представить следующим образом:



Концентрационная константа растворимости:

$$K^c = [M^{n+}]^m \cdot [A^{m-}]^n = \text{ПР}(M_m A_n).$$

Например, для $PbCl_2$ $K^c = [Pb^{2+}] \cdot [Cl^-]^2 = \text{ПР}(PbCl_2)$.

Связь растворимости, выраженной в моль/дм³, с ПР при малом значении ионной силы описывается уравнением:

$$S = \sqrt[m+n]{\frac{\text{ПР}(M_m A_n)}{m^m \times n^n}}. \quad (10)$$

В присутствии сильного электролита, не имеющего одноименных ионов с малорастворимой солью, необходимо вычислить ионную силу раствора и рассчитать или взять из таблицы коэффициенты активности ионов, входящих в состав малорастворимой соли:

$$S = \sqrt[m+n]{\frac{\text{ПР}(M_m A_n)}{m^m \times n^n \times f_M^m \times f_A^n}}. \quad (11)$$

В присутствии избытка электролита с одноименным ионом, например с ионом A^- :

$$S = \sqrt[m]{\frac{\text{ПР}(M_m A_n)}{m^m \times C_A^m}}. \quad (12)$$

Пример 3. Образуется ли осадок $AgCl$, если к раствору, содержащему 3,4 г $AgNO_3$ в 1 дм³, прилить равный объем раствора $C_{NaCl} = 0,02$ моль/ дм³?

Решение.

$$M(AgNO_3) = 169,87 \text{ г/моль}; \quad [AgNO_3] = 3,4 / 169,87 = 0,02 \text{ моль/дм}^3;$$

$$[Ag^+] = [AgNO_3] = 0,02 \text{ моль/дм}^3.$$

После смешения равных объемов растворов концентрация ионов $[Ag^+]$ и $[Cl^-]$ уменьшится в два раза. $[Ag^+] \cdot [Cl^-] = 0,01 \cdot 0,01 = 10^{-4}$; $\text{ПР}(AgCl) = 1,8 \cdot 10^{-10}$, следовательно, осадок образуется.

Пример 4. Вычислить рН, при котором практически полностью осаждается $Mg(OH)_2$, если $\text{ПР } Mg(OH)_2 = 2 \cdot 10^{-11}$.

Решение. $\text{ПР } Mg(OH)_2 = [Mg^{2+}][OH^-]^2$.

Практической полнотой осаждения принято считать, если концентрация осаждаемого иона не превышает $10^{-5} \div 10^{-6}$ моль/дм³.

$$[OH^-] = \sqrt{\frac{\text{ПР}(Mg(OH)_2)}{[Mg^{2+}]}}; \quad [OH^-] = \sqrt{\frac{2 \cdot 10^{-11}}{10^{-6}}} = 4,5 \cdot 10^{-3} \text{ моль/дм}^3;$$

$$pOH = -\lg [OH^-] = -\lg 4,5 \cdot 10^{-3} = 2,35; \quad pH = 14 - 2,35 = 11,65.$$

Пример 5. Смешаны равные объемы 0,001 М BaCl₂ и 1,5·10⁻³ М Na₂SO₄. Вычислить [Ba²⁺] в растворе, если ПР Ba SO₄ = 1,1 · 10⁻¹⁰. Как изменится растворимость BaSO₄ в этой смеси по сравнению с растворимостью в воде?

Решение. После смешивания растворов концентрации хлорида бария и сульфата натрия уменьшатся вдвое: С BaCl₂ = 5 · 10⁻⁴ М; С Na₂SO₄ = 7,5 · 10⁻⁴ М. После завершения реакции: BaCl₂ + Na₂SO₄ → BaSO₄ ↓ + 2NaCl.

$$[\text{SO}_4^{2-}] = (7,5 - 5) \cdot 10^{-4} = 2,5 \cdot 10^{-4} \text{ М};$$

$$[\text{Ba}^{2+}] = S_1 = \frac{\text{ПР}_{\text{BaSO}_4}}{[\text{SO}_4^{2-}]} = \frac{1,1 \cdot 10^{-10}}{2,5 \cdot 10^{-4}} = 4 \cdot 10^{-7}.$$

Растворимость BaSO₄ в воде: $S_2 = \sqrt{\text{ПР}} = \sqrt{1,1 \cdot 10^{-10}} = 1 \cdot 10^{-5};$

$$\frac{S_1}{S_2} = \frac{4 \cdot 10^{-7}}{1 \cdot 10^{-5}} = 4 \cdot 10^{-2}.$$

Растворимость BaSO₄ в электролите, имеющем одноименный ион, уменьшилась.

Вычислить произведение растворимости солей, если известна растворимость их в воде:

№	Соль	Растворимость, S г/дм ³	№	Соль	Растворимость, S г/дм ³
97	AgI	2,87·10 ⁻³	102	PbF ₂	7,18·10 ⁻²
98	CaCO ₃	6,2·10 ⁻³	103	AgCNS	1,74·10 ⁻⁴
99	Ag ₃ PO ₄	1,96·10 ⁻³	104	Ce ₂ [PtCl ₆]	7,99·10 ⁻¹
100	BaF ₂	1,14	105	RaSO ₄	2,11·10 ⁻³
101	Fe(OH) ₃	2,0·10 ⁻⁸	106	AgIO ₃	4,89·10 ⁻²

Насыщенный раствор содержит:

107. 3,84 мг PbSO₄ в 100 см³ воды.
108. 0,32 г KHC₄H₄O₆ в 100 см³ воды.
109. 0,57 мг BaCrO₄ в 200 см³ воды.
110. 2,15 мг MgNH₄PO₄ в 250 см³ воды.
111. 7,182 г PbF₂ в 100 см³ воды.
112. 3,72 г Ag₃[Fe(CN)₆] в 500 см³ воды.
113. 3,412 г TICNS в 100 см³ воды.
114. 1,106 г Ca₃(PO₄)₂ в 500 см³ воды.
115. 2,58 г BaF₂ в 200 см³ воды.

Вычислить растворимость в моль/дм³ и г/дм³, если известно произведение растворимости соли:

№	Соль	ПР	№	Соль	ПР
116	PbBr ₂	$3,9 \cdot 10^{-5}$	121	Pb ₃ (AsO ₄) ₂	$4,1 \cdot 10^{-39}$
117	BiI ₃	$8,1 \cdot 10^{-19}$	122	Ag ₃ PO ₄	$1,3 \cdot 10^{-20}$
118	Ag ₂ SO ₄	$1,6 \cdot 10^{-5}$	123	Ag ₂ SO ₄	$1,5 \cdot 10^{-14}$
119	PbI ₂	$7,2 \cdot 10^{-9}$	124	La(IO ₃) ₃	$6,2 \cdot 10^{-12}$
120	Sr(IO ₃) ₂	$3,3 \cdot 10^{-7}$	125	Ag ₂ CrO ₄	$1,1 \cdot 10^{-12}$

Образуются ли осадок при сливании растворов (концентрации даны в моль/дм³ или в массовых долях)?

№	Условие задачи	ПР
126	50 см ³ 0,001 М CaCl ₂ и 150 см ³ 0,05 М Na ₃ PO ₄	$2,0 \cdot 10^{-29}$
127	30 см ³ 0,1%-ный Pb(CH ₃ COO) ₂ и 70 см ³ 0,02 М K ₂ CrO ₄	$1,8 \cdot 10^{-14}$
128	120 см ³ 0,001 М CuSO ₄ и 30 см ³ 0,01 М KCNS	$4,8 \cdot 10^{-15}$
129	40 см ³ 0,01 М Mn(NO ₃) ₂ и 160 см ³ 0,015%-ный Na ₂ S	$2,5 \cdot 10^{-10}$
130	20 см ³ 0,001 М AgNO ₃ и 80 см ³ 0,002%-ный K ₂ CrO ₄	$1,1 \cdot 10^{-12}$
131	300 см ³ 0,05%-ный Pb(CH ₃ COO) ₂ и 100 см ³ 0,001 М KI	$1,1 \cdot 10^{-9}$
132	250 см ³ 0,015%-ный BaCl ₂ и 150 см ³ 0,01 М Na ₂ CO ₃	$4,0 \cdot 10^{-10}$
134	100 см ³ 0,01%-ный Sr(NO ₃) ₂ и 250 см ³ 0,001 М (NH ₄) ₂ C ₂ O ₄	$1,6 \cdot 10^{-7}$
135	150 см ³ 0,01 М FeCl ₂ и 350 см ³ 0,01%-ный KOH	$3,0 \cdot 10^{-16}$
136	200 см ³ 0,1%-ный Al ₂ (SO ₄) ₃ и 100 см ³ 0,001 М NaOH	$3,2 \cdot 10^{-34}$

Зная произведение растворимости, вычислить рН начала и конца осаждения гидроксидов и их растворимость в г/дм³:

№	Гидроксид	ПР	№	Гидроксид	ПР
137	Fe(OH) ₂	$3,0 \cdot 10^{-16}$	142	Al(OH) ₃	$3,2 \cdot 10^{-34}$
138	Cu(OH) ₂	$2,2 \cdot 10^{-20}$	143	Zn(OH) ₂	$1,2 \cdot 10^{-17}$
139	Mn(OH) ₂	$4,0 \cdot 10^{-14}$	144	Sn(OH) ₂	$6,3 \cdot 10^{-27}$
140	Fe(OH) ₃	$3,8 \cdot 10^{-38}$	145	Cr(OH) ₃	$6,3 \cdot 10^{-31}$
141	Co(OH) ₂	$2,0 \cdot 10^{-16}$	146	Pb(OH) ₂	$5,0 \cdot 10^{-16}$

По величине ПР вычислить растворимость малорастворимого электролита с учетом коэффициентов активности ионов (концентрация дана в моль/дм³ или в массовых долях):

№	Малорастворимое вещество	ПР	Сильный электролит	Концентрация
147	CuCNS	$4,8 \cdot 10^{-15}$	CuSO ₄	0,5 М
148	Mn(OH) ₃	$1,0 \cdot 10^{-36}$	NaOH	0,3 М
149	Pb ₃ (PO ₃) ₂	$7,8 \cdot 10^{-43}$	Na ₃ PO ₄	0,2 М

Окончание табл.

№	Малорастворимое вещество	ПР	Сильный электролит	Концентрация
150	CdCO ₃	$1,0 \cdot 10^{-12}$	CdCl ₂	0,1 М
151	AgCN	$1,4 \cdot 10^{-16}$	AgNO ₃	0,1 М
152	PbS	$2,5 \cdot 10^{-27}$	Pb(NO ₃) ₂	0,1 М
153	AgCl	$1,78 \cdot 10^{-11}$	NaCl	0,05 М
154	BiPO ₄	$1,3 \cdot 10^{-23}$	K ₃ PO ₄	0,05 М
155	Cu(OH) ₂	$2,2 \cdot 10^{-20}$	CuSO ₄	0,04 М
156	PbCrO ₄	$1,8 \cdot 10^{-14}$	K ₂ CrO ₄	0,03 М
157	Ca ₃ (PO ₄) ₂	$2,0 \cdot 10^{-29}$	Ca(NO ₃) ₂	2,5 %
158	CuS	$6,3 \cdot 10^{-36}$	CuSO ₄	2 %
159	BaSO ₄	$1,1 \cdot 10^{-10}$	Na ₂ SO ₄	0,02 М
160	AgBr	$5,3 \cdot 10^{-13}$	KBr	0,02 М
161	Co(OH) ₃	$4,0 \cdot 10^{-45}$	КОН	2 %
162	Fe(OH) ₂	$3,0 \cdot 10^{-16}$	NaOH	1,5 %
163	Co(OH) ₂	$2,0 \cdot 10^{-16}$	CoCl ₂	0,01 М
164	MnS	$2,5 \cdot 10^{-11}$	Mn(NO ₃) ₂	0,9 %
165	Mg(OH) ₂	$7,1 \cdot 10^{-12}$	MgCl ₂	0,3 %
166	Ag ₃ PO ₄	$1,3 \cdot 10^{-20}$	AgNO ₃	0,2 %

Равновесия в растворах комплексных соединений

Равновесия в растворах комплексных соединений характеризуется константой устойчивости комплекса:

$$\beta_n = \frac{[ML_n]}{[M] \cdot [L]^n}. \quad (13)$$

Отношение общей концентрации соли металла к равновесной концентрации его ионов – есть функция закомплексованности Φ :

$$\Phi = \frac{C_M}{[M]}; \quad (14)$$

$$\Phi = 1 + \beta_1[L] + \beta_2[L]^2 + K + \beta_n[L]^n. \quad (15)$$

Доля образующегося комплекса вычисляется следующим образом:

$$\chi_i = \frac{\beta_i[L]^i}{\Phi} \quad \text{или} \quad \chi_i = \frac{\beta_i[ML]^i}{\Phi}. \quad (16)$$

Если лиганд является анионом слабой кислоты или основания, то функция закомплексованности зависит от pH растворителя, а равновесная

концентрация лиганда: $[L^{-m}] = C_{(HmL)} \cdot \alpha_m$, где $C_{(HmL)}$ – общая концентрация кислоты, α_m – доля аниона кислоты.

$$\alpha_m = \frac{K_1 K_2 \Lambda K_m}{[H^+]^m + K_1 [H^+]^{m-1} + K_1 K_2 [H^+]^{m-2} + \Lambda + K_1 K_2 \Lambda K_m}, \quad (17)$$

где $K_1, K_2 \dots K_m$ – константы диссоциации кислоты.

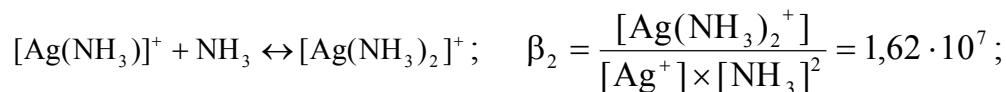
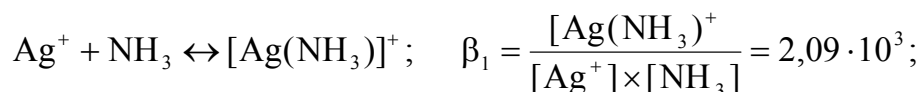
В этом случае уместно пользоваться значением условной константы устойчивости β_n :

$$\beta'_n = \beta_n \cdot \alpha_m;$$

$$\Phi = 1 + \beta'_1 [L] + \beta'_2 [L]^2 + \Lambda + \beta'_n [L]^n. \quad (18)$$

Пример 6. Рассчитайте равновесную концентрацию ионов серебра в 0,01 М растворе $AgNO_3$ в присутствии 2 М раствора аммиака.

Решение. В растворе устанавливается равновесие



$$[Ag^+] = \frac{C(Ag)}{\Phi} = \frac{C(Ag)}{1 + \beta_1 [NH_3] + \beta_2 [NH_3]^2} =$$

$$= \frac{0,02}{1 + 2,09 \cdot 10^3 \times 2 + 1,62 \cdot 10^7 \times 2^2} = 1,5 \cdot 10^{-10} \text{ М.}$$

167. Вычислить равновесную концентрацию ионов серебра в растворе, содержащем 10^{-3} М нитрата серебра и 0,102 М цианида калия, принимая во внимание, что в этих условиях существует в основном комплекс $Ag(CN)_2^-$.

168. К $100 \text{ см}^3 1 \cdot 10^{-3}$ М раствора нитрата ртути (2) добавлено $100 \text{ см}^3 0,64$ М раствора роданида аммония. Вычислить равновесную концентрацию ионов ртути (2), учитывая, что в указанных условиях преобладает комплекс $Hg(SCN)_4^{2-}$.

169. К $25 \text{ см}^3 2 \cdot 10^{-3}$ М раствора хлорида ртути (2) добавлено 0,7305 г хлорида натрия. Вычислить равновесную концентрацию Hg^{2+} , закомплексованность и долю комплекса $HgCl_4^{2-}$.

170. Вычислить закомплексованность и равновесную концентрацию Ag^+ в растворе, содержащем $1 \cdot 10^{-3}$ М нитрата серебра и 0,022 М аммиака. Ионная сила равна 0,5.

171. Ионы меди (2) образуют с аммиаком комплекс состава $\text{Cu}(\text{NH}_3)_n^{2+}$, ($n = 1 - 4$). Вычислить концентрацию комплекса $\text{Cu}(\text{NH}_3)_2^{2+}$ в растворе, в котором общая концентрация ионов меди равна 0,001 М, а равновесная концентрация аммиака составляет 0,01 моль/дм³. Ионная сила равна 1.

172. В растворе возможно существование смеси комплексов никеля состава $\text{Ni}(\text{NH}_3)_n^{2+}$, ($n = 1 - 4$). Найти закомплексованность и концентрацию комплекса $\text{Ni}(\text{NH}_3)_4^{2+}$ при общей концентрации ионов никеля $1 \cdot 10^{-4}$ М, если равновесная концентрация аммиака составляет 10^{-3} моль/дм³. Ионная сила раствора равна 2.

173. Вычислить закомплексованность и равновесную концентрацию Co^{2+} в $1 \cdot 10^{-2}$ М растворе хлорида кобальта, содержащем 1,04 М аммиака, при ионной силе, равной 1.

174. Сколько цианида калия необходимо добавить к 1 дм³ 0,1 М раствора нитрата серебра, чтобы концентрация ионов серебра понизилась до $1 \cdot 10^{-19}$ М при ионной силе, равной 0,1. (Считать, что в данных условиях в растворе образуется комплекс $\text{Ag}(\text{CN})_2^-$.)

175. Какова должна быть концентрация аммиака в растворе, содержащем 0,025 М сульфата цинка, чтобы закомплексованность была равна $1,25 \cdot 10^6$ при ионной силе, равной 2. В данных условиях образуется в основном комплекс $\text{Zn}(\text{NH}_3)_4^{2+}$.

176. В присутствии избытка тиосульфата натрия в растворе соли свинца образуется комплекс $\text{Pb}(\text{S}_2\text{O}_3)_3^{4-}$. Сколько грамм $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ необходимо добавить к 200 см³ 0,02 М раствора нитрата свинца, чтобы концентрация ионов свинца понизилась до $1 \cdot 10^{-5}$ М, если ионная сила раствора равна 3?

177. В растворе соли железа (3) в присутствии сульфосалициловой кислоты (H_3L) образуются комплексы состава FeL , FeL_2^{3-} , FeL_3^{6-} . Рассчитать равновесную концентрацию ионов железа (3) при следующих условиях: к 100 см³ $1 \cdot 10^{-3}$ М раствора $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ добавлено 100 см³ 0,1 М сульфосалицилата натрия (Na_2HL). рН раствора равен 3, ионная сила – 0,25178. Найти закомплексованность и равновесную концентрацию Fe^{3+} в $1 \cdot 10^{-4}$ М растворе соли железа (3), к которому добавлен 0,1 М оксалат натрия, рН раствора равен 4, ионная сила – 0,5. В указанных условиях преобладает комплекс $\text{Fe}(\text{C}_2\text{O}_4)_3^{3-}$.

179. Найти концентрацию комплексных анионов $\text{Cu}(\text{S}_2\text{O}_3)_3^{5-}$ при общей концентрации ионов меди (1) $1 \cdot 10^{-3}$ М, если равновесная концентрация $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ равна $1 \cdot 10^{-2}$ М, а ионная сила – 0,1.

180. В присутствии избытка щелочи индий образует комплексные анионы состава $\text{In}(\text{OH})_4^-$. При какой концентрации NaOH равновесная концентрация In^{3+} в $4 \cdot 10^{-5}$ М растворе будет равна $1 \cdot 10^{-30}$ М при ионной силе, равной 0,1?

Логарифмы констант устойчивости комплексов

Лиганд L	Центральный ион M	Ионная сила	Lg β			
			n = 1	n = 2	n = 3	n = 4
NH ₃	Ag ⁺	0,5	3,24	7,08	–	–
	Cu ²⁺	1	4,16	7,47	10,85	13,05
	Zn ²⁺	2	2,37	4,81	7,31	9,46
	Co ²⁺	1	2,08	3,60	4,77	5,51
	Ni ²⁺	2	2,80	5,04	6,77	7,96
CN ⁻	Ag ²⁺	0,1	–	21,10	–	–
S ₂ O ₃ ²⁻	Cu ⁺	0,1	10,35	12,27	13,71	–
	Pb ²⁺	3	–	–	6,34	–
OH ⁻	In ³⁺	0,1	–	–	–	35,23
C ₂ O ₄ ²⁻	Fe ³⁺	0,5	–	–	17,96	–
Ssal ⁻	Fe ³⁺	0,25	14,64	25,18	32,12	–

Пример 7. Рассчитайте условную константу устойчивости комплексогена кальция при pH = 5,0, если константа устойчивости его при ионной силе 0,1 равна $5,0 \cdot 10^{10}$.

Решение. Для вычисления условной константы устойчивости комплекса необходимо учесть протекание конкурирующей кислотно-основной реакции с участием лиганда. При pH = 5,0

$$\alpha = \frac{1}{1 + \frac{[\text{H}^+]}{K_4} + \frac{[\text{H}^+]^2}{K_3 K_4} + \frac{[\text{H}^+]^3}{K_2 K_3 K_4} + \frac{[\text{H}^+]^4}{K_1 K_2 K_3 K_4}} =$$

$$= \frac{1}{1 + \frac{10^{-5}}{5,5 \cdot 10^{-11}} + \frac{(10^{-5})^2}{6,9 \cdot 10^{-7} \times 5,5 \cdot 10^{-11}} + \frac{(10^{-5})^3}{2,1 \cdot 10^{-3} \times 6,9 \cdot 10^{-7} \times 5,5 \cdot 10^{-11}} + \frac{(10^{-5})^4}{1 \cdot 10^{-2} \times 2,1 \cdot 10^{-3} \times 6,9 \cdot 10^{-7} \times 5,5 \cdot 10^{-11}}}$$

$$\alpha = 5,0 \cdot 10^{10}; \quad \beta' = 5,0 \cdot 10^{10} \cdot 3,5 \cdot 10^{-7}.$$

181. Рассчитайте условную константу устойчивости комплексогена кальция при pH = 3,0.

182. Рассчитайте условную константу устойчивости $\text{Ag}(\text{CN})_2^-$ в растворе, содержащем $1 \cdot 10^{-3}$ М тиосульфата натрия.

183. Рассчитайте условную константу устойчивости $\text{Fe}(\text{H}_2\text{PO}_4)_4^-$ при pH = 5,0.

184. Рассчитайте условную константу FeF_5^{2-} при pH = 1,0.

185. Рассчитайте равновесную концентрацию $\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+$ в 0,01 М растворе нитрата серебра в присутствии 2 М аммиака.

186. Сколько молей гидроксида натрия необходимо добавить к 0,01 М раствору нитрата свинца, чтобы концентрация ионов свинца понизилась до $1 \cdot 10^{-5}$ М за счет образования $Pb(OH)_3^-$?

187. Сколько см³ 2 М раствора аммиака необходимо прибавить к 200 см³ 0,05 М раствора нитрата серебра, чтобы концентрация иона серебра понизилась до $1 \cdot 10^{-5}$ М?

188. Рассчитайте равновесную концентрацию иона кобальта (2) в 0,100 М растворе хлорида кобальта (2), содержащего 2 М аммиака.

189. Рассчитайте равновесную концентрацию $Cu(NH_3)_2^{2+}$ в $1 \cdot 10^{-2}$ М растворе сульфата меди (2) в присутствии 1 М аммиака.

190. Рассчитайте равновесную концентрацию FeF_2^{2+} в 0,100 М растворе хлорида железа (3) в присутствии 1 М фторида аммония.

191. Рассчитайте равновесную концентрацию ионов меди (1) в растворе, образовавшемся при прибавлении избытка 2 М цианида калия к $1 \cdot 10^{-2}$ М раствору меди (2).

192. Рассчитайте равновесную концентрацию ионов ртути (2) в $1 \cdot 10^{-2}$ М растворе нитрата ртути (2) в присутствии 1 М йодида калия.

193. Рассчитайте степень образования HgI_3^- и HgI_4^{2-} в растворе с равновесной концентрацией йодид-иона 0,100 М.

194. Рассчитайте степень образования FeF_5^{2-} по условиям задачи 190.

195. Рассчитайте степень образования $Cu(CN)_4^{3-}$ по условиям задачи 191.

Пример 8. Найти растворимость (S) фторида магния в 0,01 н. растворе HCl, если $K_{HF} = 6 \cdot 10^{-4}$, а ПР (MgF_2) = $6,4 \cdot 10^{-9}$.

Решение. Находим значение α :

$$\alpha = \frac{K_{HF}}{[H^+] + K_{HF}} = \frac{6 \cdot 10^{-4}}{10^{-2} + 6 \cdot 10^{-4}} = 6 \cdot 10^{-2};$$

тогда $S = \sqrt{\frac{ПР(MeAn)}{\alpha \times n^n}} = \frac{6,4 \cdot 10^{-9}}{(6 \cdot 10^{-2})^2} = 2,6 \cdot 10^{-3}$ моль/дм³.

196. Выпадет ли осадок сульфида кадмия, если через раствор, содержащий $1 \cdot 10^{-2}$ М кадмия и 1 М соляной кислоты, пропустить сероводород до насыщения?

197. Рассчитайте, при какой концентрации хлорид-ионов не выпадет осадок сульфида кадмия при насыщении сероводородом раствора с pH = 1, содержащего $1 \cdot 10^{-2}$ М кадмия.

198. Выпадет ли сульфид меди, если через раствор, содержащий $1 \cdot 10^{-2}$ М сульфата меди и 1 М цианида калия (pH = 9), пропустить до насыщения сероводород?

199. Выпадет ли осадок йодида серебра, если к раствору, содержащему $1 \cdot 10^{-2}$ М нитрата серебра и 1 М аммиака, прибавить йодид калия до конечной концентрации $1 \cdot 10^{-2}$ М.

200. К 0,01 М раствору нитрата серебра добавили столько аммиака, что его избыток составил 0,01 М. При какой концентрации бромид-иона выпадет осадок бромида серебра?

201. Рассчитайте растворимость фосфата свинца в $1 \cdot 10^{-3}$ М гидроксиде натрия.

202. Рассчитайте растворимость сульфида ртути (2) в 1 М йодиде калия при $\text{pH} = 7$ и при $\text{pH} = 0$.

203. Образуется ли осадок тиоционата серебра из $1 \cdot 10^{-2}$ М раствора аммиачного комплекса серебра при добавлении к нему 0,1 М тиоционата калия, если равновесная концентрация аммиака составляет 1 М и в данных условиях преобладает комплекс $\text{Ag}(\text{NH}_3^+)$?

204. Будет ли образовываться осадок $\text{Cd}(\text{OH})_2$ в $5 \cdot 10^{-3}$ М растворе аммиачного комплекса кадмия $\text{Cd}(\text{NH}_3)_4^{2+}$, если равновесная концентрация аммиака равна 0,1 М?

205. При равновесной концентрации аммиака, равной 1,0 М, Ni^{2+} образует в основном комплекс состава $\text{Ni}(\text{NH}_3)_4^{2+}$. Может ли в этих условиях образовываться осадок $\text{Ni}(\text{OH})_2$, если общая концентрация ионов Ni^{2+} равна $1 \cdot 10^{-2}$ М?

206. При равновесной концентрации аммиака, равной 0,1 М, ионы меди (2) образуют комплексы $\text{Cu}(\text{NH}_3)_2^{2+}$, $\text{Cu}(\text{NH}_3)_3^{2+}$ и $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}$. Вычислить равновесные концентрации Cu^{2+} и OH^- и оценить возможность образования осадка $\text{Cu}(\text{OH})_2$, если общая концентрация $\text{Cu} (2)$ равна $1 \cdot 10^{-3}$ М.

207. При равновесной концентрации OH^- , равной 0,2 М, $\text{Pb} (2)$ существует в растворе в виде гидроксокомплекса $\text{Pb}(\text{OH})_3^-$. Образуется ли осадок PbSO_4 , если в этих условиях к 0,02 М раствору плюмбита добавить 0,5 М сульфат натрия.

208. Будет ли осаждаться сульфид цинка из раствора, содержащего 0,01 М ZnCl_2 и 1,04 М KCN , если общая концентрация сероводорода, пропущенного через этот раствор, равна 0,1 М, а $\text{pH} = 12$? В указанных условиях Zn^{2+} образует в основном комплекс $\text{Zn}(\text{CN})_4^{2-}$.

209. При равновесной концентрации аммиака, равной 0,5 М, $\text{Cu} (2)$ существует в растворе в основном в виде комплексных ионов $\text{Cu}(\text{NH}_3)^{2+}$. Образуется ли осадок сульфата меди, если в этих условиях через 0,01 М раствор аммиачного комплекса меди (2) пропустить сероводород в таком количестве, чтобы общая концентрация его была равна 0,05 М?

210. Будет ли происходить осаждение сульфида ртути (2), если через $1 \cdot 10^{-2}$ М раствор иодидного комплекса ртути (2), в котором равновесная концентрация I^- равна 1 М, пропустить сероводород до насыщения при

pH = 2? В данных условиях в растворе образуется в основном комплекс состава HgI_4^{2-} .

211. При какой концентрации $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ в растворе не будет образовываться осадок бромида серебра при добавлении к 0,01 М раствору нитрата серебра 0,1 М бромида калия? Состав тиосульфатного комплекса серебра, который будет в этих условиях доминировать в растворе, соответствует формуле $\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2^{3-}$.

212. Найти концентрацию $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$, необходимую для маскирования ионов серебра в $1 \cdot 10^{-3}$ М растворе AgNO_3 , к которому добавлен 0,1 М KCl , если в данных условиях в основном может образовываться комплекс $\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2^{3-}$.

213. Ионы меди образуют с тиосульфат-ионами комплексы $\text{Cu}(\text{S}_2\text{O}_3)^-$, $\text{Cu}(\text{S}_2\text{O}_3)_2^{3-}$, $\text{Cu}(\text{S}_2\text{O}_3)_3^{5-}$. Будет ли осаждаться CuI , если к $1 \cdot 10^{-3}$ М раствору тиосульфатных комплексов меди (1), в котором равновесная концентрация $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ равна 0,01 М, добавить 0,1 М KI .

214. Сколько грамм бромида калия необходимо добавить к 100 см^3 $2 \cdot 10^{-3}$ М раствора аммиачного комплекса серебра $\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+$, в котором равновесная концентрация аммиака равна $5 \cdot 10^{-1}$ М, чтобы образовался осадок бромида серебра.

215. Сколько грамм оксалата натрия надо добавить к 250 см^3 0,01 М раствора аммиачных комплексов цинка, в котором равновесная концентрация аммиака равна 10^{-1} М, чтобы мог образоваться осадок ZnC_2O_4 ? В указанных условиях возможно образование нескольких комплексов цинка $\text{Zn}(\text{NH}_3)^{2+}$, $\text{Zn}(\text{NH}_3)_2^{2+}$, $\text{Zn}(\text{NH}_3)_3^{2+}$, $\text{Zn}(\text{NH}_3)_4^{2+}$.

216. В присутствии избытка цианид-ионов Cu (1) образует в основном комплекс $\text{Cu}(\text{CN})_4^{3-}$. Будет ли происходить осаждение CuS_2 из $1 \cdot 10^{-2}$ М раствора цианидного комплекса Cu (1), если равновесная концентрация цианид-ионов равна 0,1 М, а концентрация сульфид-ионов составляет $5 \cdot 10^{-3}$ М?

217. Найти концентрацию сульфид иона, при которой будет происходить осаждение сульфида кадмия из $5 \cdot 10^{-3}$ М раствора CdCl_2 , содержащего цианид калия, если равновесная концентрация цианид-ионов равна 0,05 М. В данных условиях возможно образование комплексов $\text{Cd}(\text{CN})^+$, $\text{Cd}(\text{CN})_2$, $\text{Cd}(\text{CN})_3^-$ и $\text{Cd}(\text{CN})_4^{2-}$.

218. К 50 см^3 $1 \cdot 10^{-2}$ М раствора CaCl_2 , содержащего $2 \cdot 10^{-2}$ М этилендиаминтетрауксусную кислоту, добавили 0,1 г фторида натрия. Образуется ли осадок CaF_2 , если pH раствора равен 6?

219. Сколько грамм оксалата натрия надо добавить к 100 см^3 $1 \cdot 10^{-3}$ М раствора CaCl_2 , содержащего $1,5 \cdot 10^{-3}$ М этилендиаминтетрауксусную кислоту, чтобы образовался осадок CaC_2O_4 , если pH раствора равен 7.

220. Какова должна быть концентрация гидроксид-ионов для маскирования осаждения ZnCO_3 в $2 \cdot 10^{-3}$ М растворе ZnSO_4 , при

добавлении к нему 0,1 М карбоната натрия, если в данных условиях может образоваться комплекс $Zn(OH)_4^{2-}$?

221. При какой концентрации аммиака не будет образовываться осадок оксалата меди (2) при добавлении к $5 \cdot 10^{-3}$ М раствору сульфата меди (2) 0,1 М оксалата натрия, если считать, что в этих условиях образуется комплекс $Cu(NH_3)_4^{2+}$.

Равновесия в окислительно-восстановительных системах

Стандартный электродный потенциал и константа равновесия реакции окисления восстановления

Количественной характеристикой окислительно-восстановительной системы является окислительно-восстановительный потенциал, величина которого вычисляется по уравнению Нернста:

$$E = E^0 + \frac{0,058}{n} + \lg \frac{[Ox]}{[Red]}. \quad (19)$$

Если в окислительно-восстановительной полуреакции участвуют ионы водорода, то в уравнение Нернста входит концентрация ионов водорода:

$$Ox + ne + mH^+ \leftrightarrow Red ;$$

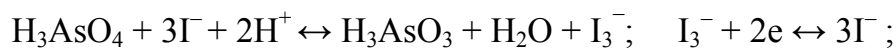
$$E = E^0 + \frac{0,058}{n} + \lg \frac{[Ox] \cdot [H^+]^m}{[Red]}. \quad (20)$$

Глубина протекания реакций определяется константой равновесия:

$$\lg K_p = \frac{n(E_{Ox1/Red1}^0 - E_{Ox2/Red2}^0)}{0,058}. \quad (21)$$

Пример 9. Рассчитайте константу равновесия реакции между арсенатом натрия и иодидом калия при pH = 0.

Решение.



$$E^0_{I_3^-/3I^-} = +0,535 \text{ В}; \quad E^0_{H_3AsO_4/H_3AsO_3} = +0,559 \text{ В}.$$

Для полной реакции: $H_3AsO_4 + 3I^- + 2H^+ \leftrightarrow H_3AsO_3 + H_2O + I_3^-$;

$$\Delta E^0 = 0,559 - 0,535 = +0,024 \text{ В}.$$

Положительная разность потенциалов указывает на протекание реакции слева направо:

$$\lg K_p = \frac{\Delta E^0 \cdot 2}{0,058} = \frac{0,024 \cdot 2}{0,058} = 0,83; \quad K_p = 10^{0,83},$$

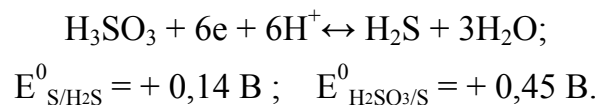
следовательно, глубина протекания реакции невелика, поскольку разность потенциалов при рН = 0 небольшая.

Расчет стандартных потенциалов полуреакции

Если стандартные потенциалы полуреакций $Ox_1 + ne \leftrightarrow Red_1$ и $Ox_2 + me \leftrightarrow Red_2$ известны (E^0_1 и E^0_2), стандартный потенциал полуреакции $Ox_1 + (m+n)e \leftrightarrow Red_1$ можно рассчитать по формуле:

$$E^0_3 = \frac{nE^0_1 + mE^0_2}{m+n}; \quad (22)$$

Пример 10. Рассчитайте стандартный потенциал полуреакции:



Решение. Сочетание двух полуреакций



для которых известны стандартные потенциалы, дает полуреакцию



стандартный потенциал которой:

$$E^0_{H_3SO_3/H_2S} = \frac{2E^0_1 + 4E^0_2}{6} = \frac{2 \cdot 0,14 + 4 \cdot 0,45}{6} = 0,35 \text{ В}.$$

Для расчета стандартного потенциала полуреакций, получаемых сочетанием полуреакций окисления или восстановления, и реакции осаждения используются формулы:

- если окисленная форма представляет собой малорастворимое соединение:

$$E_{Ox/Red} = E^0_{Ox/Red} + \frac{0,058}{n} \lg PP_{Ox}; \quad (23)$$

- если восстановленная форма представляет собой малорастворимое соединение:

$$E_{Ox/Red} = E^0_{Ox/Red} + \frac{0,058}{n} \lg \frac{1}{PP_{Red}}. \quad (24)$$

Для расчета стандартного потенциала полуреакции, получаемой сочетанием полуреакций окисления или восстановления и реакции комплексообразования, используются формулы:

- если окисленная форма связана в комплекс:

$$E_{\text{OxL/Red}} = E_{\text{Ox/Red}}^0 + \frac{0,058}{n} \lg \frac{1}{\beta_n}; \quad (25)$$

- если восстановленная форма связана в комплекс:

$$E_{\text{Ox/RedL}} = E_{\text{Ox/Red}}^0 + \frac{0,058}{n} \lg \beta_n; \quad (26)$$

- если обе формы связаны в комплекс:

$$E_{\text{OxLn/RedLp}} = E_{\text{Ox/Red}}^0 + \frac{0,058}{n} \lg \frac{\beta_p}{\beta_n}. \quad (27)$$

Расчет стандартного потенциала полуреакции, получаемой сочетанием полуреакции окисления или восстановления и реакции протонирования, используется:

- если протонируется окисленная форма:

$$E_{\text{HOx/Red}} = E_{\text{Ox/Red}}^0 + \frac{0,058}{n} \lg K_{\text{HOx}}^a; \quad (28)$$

- если протонируется восстановленная форма:

$$E_{\text{Ox/HRed}} = E_{\text{Ox/Red}}^0 + \frac{0,058}{n} \lg \frac{1}{K_{\text{HRed}}^a}; \quad (29)$$

- если протонируются восстановленная и окисленная формы:

$$E_{\text{HOx/HRed}} = E_{\text{Ox/Red}}^0 + \frac{0,058}{n} \lg \frac{K_{\text{HOx}}^a}{K_{\text{HRed}}^a}. \quad (30)$$

Рассчитайте стандартный потенциал полуреакции (1) исходя из величины E^0 полуреакции (2):

№	Реакция 1	Реакция 2	E^0 , В
221	$\text{AgI} + \bar{e} \leftrightarrow \text{Ag} + \Gamma^-$	$\text{Ag}^+ + \bar{e} \leftrightarrow \text{Ag}$	0,799
222	$\text{Al}^{3+} + 3\bar{e} \leftrightarrow \text{Al}$	$\text{AlF}_6^{3-} + 3\bar{e} \leftrightarrow \text{Al} + 6\text{F}^-$	-2,07
223	$\text{Cu}^{2+} + \text{Cl}^- + \bar{e} \leftrightarrow \text{CuCl}$	$\text{Cu}^{2+} + \bar{e} \leftrightarrow \text{Cu}^+$	0,52
224	$\text{IO}_3^- + 6\text{H}^+ + \bar{e} \leftrightarrow \Gamma^- + 3\text{H}_2\text{O}$	$\text{IO}_3^- + 4\text{H}^+ + 4\bar{e} \leftrightarrow \text{IO}^- + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{IO}^- + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \leftrightarrow \Gamma^- + \text{H}_2\text{O}$	0,97 1,31
225	$2\text{HNO}_2 + 6\text{H}^+ + 6\bar{e} \leftrightarrow \text{N}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$	$2\text{NO}_2^- + 8\text{H}^+ + 6\bar{e} \leftrightarrow \text{N}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$	1,52

Окончание табл.

№	Реакция 1	Реакция 2	E^0 , В
226	$\text{Ag}_2\text{CrO}_4 + 2\bar{e} \leftrightarrow 2\text{Ag} + \text{CrO}_4^{2-}$	$\text{Ag}^+ + \bar{e} \leftrightarrow \text{Ag}$	0,799
227	$\text{Cd}^{2+} + 2\bar{e} \leftrightarrow \text{Cd}$	$\text{Cd}(\text{NH}_3)_2^{2+} + 2\bar{e} \leftrightarrow \text{Cd} + 4\text{NH}_3$	-0,61
228	$\text{Fe}(\text{CN})_6^{3-} + \bar{e} \leftrightarrow \text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}$	$\text{Fe}^{3+} + \bar{e} \leftrightarrow \text{Fe}^{2+}$	0,77
229	$\text{Ag}_2\text{S} + 2\bar{e} \leftrightarrow 2\text{Ag} + \text{S}^{2-}$	$\text{Ag}^+ + \bar{e} \leftrightarrow \text{Ag}$	0,799
230	$\text{Al}^{3+} + 3\bar{e} \leftrightarrow \text{Al}$	$\text{Al}(\text{OH})_4^- + 3\bar{e} \leftrightarrow \text{Al} + 4\text{OH}^-$	-2,31
231	$\text{H}_2\text{AsO}_4^- + 3\text{H}^+ + 2\bar{e} \leftrightarrow \text{HAsO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	$\text{H}_3\text{AsO}_4 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \leftrightarrow \text{HAsO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	0,56
232	$\text{Bi}(\text{OH})_3 + 3\bar{e} \leftrightarrow \text{Bi} + 3\text{OH}^-$	$\text{Bi}^{3+} + 3\bar{e} \leftrightarrow \text{Bi}$	0,215
233	$\text{Co}^{3+} + \bar{e} \leftrightarrow \text{Co}^{2+}$	$\text{Co}(\text{NH}_3)_6^{3+} + \bar{e} \leftrightarrow \text{Co}(\text{NH}_3)_6^{2+}$	0,1
234	$\text{VO}_2^{2+} + 4\text{H}^+ + 3\bar{e} \leftrightarrow \text{V}^{3+} + 2\text{H}_2\text{O}$	$\text{VO}^{2+} + 2\text{H}^+ + \bar{e} \leftrightarrow \text{V}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{VO}_2^+ + 2\text{H}^+ + \bar{e} \leftrightarrow \text{VO}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$	0,34 1,00
235	$\text{SO}_4^{2-} + 10\text{H}^+ + 8\bar{e} \leftrightarrow \text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$	$\text{H}_2\text{SO}_3 + 6\text{H}^+ + 6\bar{e} \leftrightarrow \text{H}_2\text{S} + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\bar{e} \leftrightarrow \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	0,35 0,17
236	$\text{NO}_3^- + 3\text{H}^+ + 2\bar{e} \leftrightarrow \text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \leftrightarrow \text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O}$	0,84

Вычислить константы равновесия для реакций, протекающих между следующими реагентами:

237. $\text{I}_2 + \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \rightarrow$
238. $\text{FeSO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
239. $\text{Na}_3\text{AsO}_4 + \text{KI} + \text{HCl} \rightarrow$
240. $\text{FeSO}_4 + \text{Ce}(\text{SO}_4)_2 + \text{H}^+ \rightarrow$
241. $\text{NH}_4\text{VO}_3 + \text{FeSO}_4 + \text{H}^+ \rightarrow$
242. $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KI} + \text{H}^+ \rightarrow$
243. $\text{FeCl}_3 + \text{SnCl}_2 \rightarrow$
244. $\text{Cl}_2 + \text{HBr} \rightarrow$
245. $\text{KMnO}_4^- + \text{HCl} \rightarrow$
246. $\text{FeCl}_3 + \text{H}_2 \rightarrow$
247. $\text{FeCl}_3 + \text{KI} + \text{H}^+ \rightarrow$
248. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
249. $\text{HI} + \text{Br}_2 \rightarrow$
250. $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
251. $\text{SnCl}_2 + \text{Br}_2 \rightarrow$
252. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{SnCl}_2 \rightarrow$
253. $\text{SnCl}_2 + \text{I}_2 \rightarrow$
254. $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow$

Вычислить «реальные» константы для реакций:

№	Реакция	Условие
255	$\text{FeSO}_4 + \text{KMnO}_4$	При pH = 6
256	$\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{FeSO}_4$	При pH = 3
257	$\text{HMnO}_4 + \text{Na}_3\text{AsO}_3$	При $C(\text{H}^+) = 2$ моль/дм ³
258	$\text{HMnO}_4 + \text{Na}_3\text{AsO}_3$	При pH = 5

Окончание табл.

№	Реакция	Условие
259	$\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3$	При pH = 5
260	$\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3$	При $C(\text{H}^+) = 2$ моль/дм ³
261	$\text{Cr}(\text{NO}_3)_3 + \text{KMnO}_4$	При $C(\text{H}^+) = 0,1$ моль/дм ³
262	$\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{I}_2$	При pH = 1
263	$\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{I}_2$	При pH = 5
264	$\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KI}$	При pH = 4

Чувствительность аналитических реакций

Количественно чувствительность реакции характеризуется следующими показателями: открываемый минимум, предельная (минимальная) концентрация и минимальный объем предельно разбавленного раствора. **Открываемый минимум (m)** – наименьшее количество вещества, которое при определенных условиях можно открыть действием данного реагента, выражается в микрограммах: $1 \text{ мкг} = 10^{-6} \text{ г}$.

Предельная концентрация ($C_{\text{пред.}}$) – отношение единицы массы (1 г) определяемого иона к массе наибольшего количества растворителя, выражается в г/см³. Величина, обратная предельной концентрации, – **предельное разбавление**.

$$V = \frac{1}{C_{\text{пред.}}}; \quad (31)$$

$$m = C_{\text{мин.}} \cdot V_{\text{мин.}} \cdot 10^6; \quad (32)$$

$$m = \frac{V_{\text{мин.}} \cdot 10^6}{V_{\text{пред.}}}; \quad (33)$$

$$C_{\text{мин.}} = \frac{1}{V_{\text{пред.}}}. \quad (34)$$

Пример 11. Вычислить предельную концентрацию и предельное разбавление раствора соли Pb^{2+} , если открываемый минимум Pb^{2+} – 0,15 мкг, а минимальный объем раствора, необходимый для открытия свинца в виде хромата, равен 0,03 см³.

$$C_{\text{мин.}} = \frac{m}{V_{\text{мин.}} \cdot 10^6}; \quad (35)$$

$$C_{\text{пред.}} = \frac{0,15}{0,03 \cdot 1} = \frac{1}{200\,000} \text{ (г/см}^3\text{)}; \quad V_{\text{пред.}} = \frac{1}{C_{\text{пред.}}} = 200\,000 \text{ (см}^3\text{/г)}.$$

265. Вычислить предельное разбавление и минимальную концентрацию, если открываемый минимум соли натрия, определяемой в виде цинк-уранил ацетата, составляет 12,5 мкг, а минимальный объем – 0,05266³. Микрокристаллоскопическая реакция на ион Mg^{2+} в виде соли $MgNH_4PO_4$ удаётся с предельно разбавленным раствором, содержащим $1,2 \cdot 10^{-5}$ г/см³ Mg^{2+} . Минимальный объем – 0,001 см³. Найти открываемый минимум.

267. Реакция ионов серебра с иодидом калия удаётся при разбавлении 75000 см³/г. Открываемый минимум равен 0,13 мкг. Каков минимальный объем исследуемого раствора?

268. Реакция на SO_4^{2-} с хлоридом кальция удаётся при наличии 0,21 мкг определяемого иона в объеме 0,02 см³. При каком разбавлении возможна эта реакция?

269. Открываемый минимум ионов Zn^{2+} в виде соли $Zn[Hg(CNS)_4]$ равен 0,1 мкг. Минимальный объем исследуемого раствора – 0,005 см³. Найти предельное разбавление.

270. Вычислить минимальный объем соли Cu^{2+} в виде соли $Cu[Fe(CN)_6]$, если открываемый минимум равен 0,02 мкг, а предельное разбавление раствора – 2 500 000 см³/г.

271. Капельная реакция на никель с диметилглиоксимом позволяет обнаружить 0,0625 мкг никеля в капле, объемом 0,05 см³. Вычислить предельное разбавление.

272. Минимальный объем раствора, необходимый для открытия NH_4^+ реактивом Несслера, равен 5 см³. Вычислить открываемый минимум, если предельное разбавление ионов NH_4^+ в растворе составляет 20 000 000 см³/г.

273. Ион PO_4^{3-} определяется из 0,005 М раствора фосфата натрия действием ацетата свинца в объеме 0,003 см³. Рассчитать открываемый минимум иона PO_4^{3-} .

274. В дм³ воды содержится 0,5 г Cu^{2+} . Открываемый минимум иона Cu^{2+} с гидроксидом аммония – 0,2 мкг. Рассчитать минимальный объем раствора, содержащего открываемый минимум определяемого иона.

275. Открываемый минимум ионов Pb^{2+} с KI в уксуснокислой среде – 0,07 мкг в объеме 0,05 см³. Вычислить предельную концентрацию и предельное разбавление исследуемого раствора.

276. Ион Ag^+ с хроматом калия определяется из объема 0,001 см³ 0,02 М раствора нитрата серебра. Найти предельное разбавление и открываемый минимум исследуемого раствора.

277. Открываемый минимум реакции иона калия с кобальтинитритом натрия составляет 0,12 мкг. Предельная концентрация раствора равна 1 : 8 000 г/см³. Вычислить минимальный объем.

278. Чему равен открываемый минимум реакции обнаружения иона кальция в виде оксалата, если она удаётся с $0,001 \text{ см}^3$ $0,001 \text{ М}$ раствора хлорида кальция?

279. Вычислить V_{min} для реакции иона CrO_4^{2-} с карбазидом, если открываемый минимум этой реакции – $0,25 \text{ мкг}$, а предельная концентрация – $1/2 \cdot 10^{-5} \text{ г/см}^3$.

280. Предельная концентрация она CNS^- в реакции с нитроном составляет $1: 1000 \text{ г/см}^3$, минимальный объем – $0,001 \text{ см}^3$. Найти открываемый минимум.

**Варианты задач по аналитической химии
для студентов II курса в/о**

Вариант	Номера задач
1	1, 21, 41, 61, 71, 91, 111, 131, 151, 171, 191, 201, 221, 241, 265
2	2, 22, 42, 62, 72, 92, 112, 132, 152, 172, 192, 202, 222, 242, 266
3	3, 23, 43, 63, 73, 93, 113, 133, 153, 173, 193, 203, 223, 243, 267
4	4, 24, 44, 64, 74, 94, 114, 134, 154, 174, 194, 204, 224, 244, 268
5	5, 25, 45, 65, 75, 95, 115, 135, 155, 174, 195, 205, 225, 245, 269
6	6, 26, 46, 66, 76, 96, 116, 136, 156, 176, 196, 206, 226, 246, 270
7	7, 27, 47, 67, 77, 97, 117, 137, 157, 177, 197, 207, 227, 247, 271
8	8, 28, 48, 68, 78, 98, 118, 138, 158, 178, 198, 208, 228, 248, 272
9	9, 29, 49, 69, 79, 99, 119, 139, 159, 179, 199, 209, 229, 249, 273
10	10, 30, 50, 70, 80, 100, 120, 140, 160, 180, 200, 210, 230, 250, 274
11	11, 31, 51, 71, 81, 101, 121, 141, 161, 181, 201, 211, 231, 251, 275
12	12, 32, 52, 72, 82, 102, 122, 142, 162, 182, 202, 212, 232, 252, 276
13	13, 33, 53, 73, 83, 103, 123, 143, 163, 183, 203, 213, 233, 253, 277
14	14, 34, 54, 74, 84, 104, 124, 144, 164, 184, 204, 214, 234, 254, 278
15	15, 35, 55, 75, 85, 105, 125, 145, 165, 185, 205, 215, 235, 255, 279
16	16, 36, 56, 76, 86, 106, 126, 146, 165, 186, 206, 216, 236, 256, 280
17	17, 37, 57, 77, 87, 107, 127, 147, 167, 187, 207, 217, 237, 257, 265
18	18, 38, 58, 78, 88, 108, 128, 148, 168, 188, 208, 218, 238, 258, 266
19	19, 39, 59, 79, 89, 109, 129, 149, 169, 189, 209, 219, 239, 259, 267
20	20, 40, 60, 80, 90, 110, 130, 150, 170, 190, 210, 220, 240, 260, 268
21	1, 22, 43, 64, 75, 96, 117, 138, 159, 180, 201, 212, 233, 254, 269
22	2, 23, 44, 65, 76, 97, 118, 139, 160, 181, 202, 213, 234, 255, 270
23	3, 24, 45, 66, 77, 98, 119, 140, 161, 182, 203, 214, 235, 256, 271
24	4, 25, 46, 67, 78, 99, 120, 141, 162, 183, 204, 215, 236, 257, 272
25	5, 26, 47, 68, 77, 100, 121, 142, 163, 184, 205, 216, 236, 258, 273

СПИСОК РЕКОМЕНДУЕМОЙ ЛИТЕРАТУРЫ

1. *Логинов Н.Я., Воскресенский А.Г.* Аналитическая химия. М.: Просвещение, 1976.
2. *Алексеев В.Н.* Курс качественного химического полумикроанализа. М.: Химия, 1973.
3. *Лурье Ю.Ю.* Справочник по аналитической химии. М.: Химия, 1989.
4. *Клещев Н.Ф., Алферова Е.А.* Задачник по аналитической химии. М.: Химия, 1993.
5. *Дорохова Е.Н.* Задачи и вопросы по аналитической химии. М.: МГУ, 1984.
6. *Васильев В.П.* Сборник вопросов и задач по аналитической химии. М.: Высшая школа, 1976.
7. *Ярославцев А.А.* Сборник задач и упражнений по аналитической химии. М.: Высшая школа, 1979.