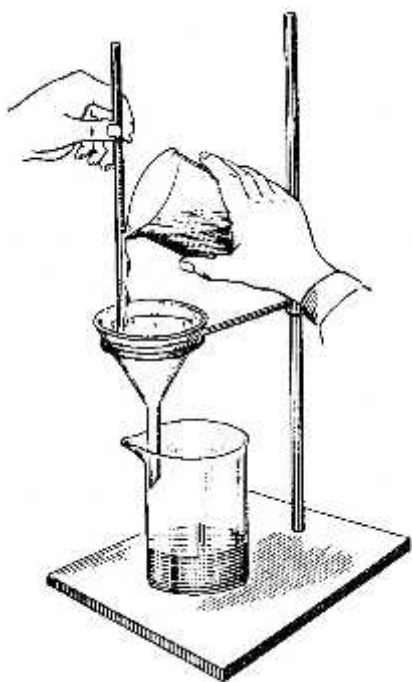


МИНИСТЕРСТВО СЕЛЬСКОГО ХОЗЯЙСТВА РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ТЕХНОЛОГИЧЕСКИЙ ИНСТИТУТ – ФИЛИАЛ
ФЕДЕРАЛЬНОГО ГОСУДАРСТВЕННОГО БЮДЖЕТНОГО
ОБРАЗОВАТЕЛЬНОГО УЧРЕЖДЕНИЯ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«УЛЬЯНОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ АГРАРНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ
ИМЕНИ П.А.СТОЛЫПИНА»

АНАЛИТИЧЕСКАЯ ХИМИЯ



**Методические указания и
контрольные задания для
самостоятельной работы
обучающихся**

19.03.03

**«Продукты питания животного
происхождения»**

Димитровград, 2019 год

УДК 543
ББК 24.4
Г-51

Гирфанова Ю.Р. Аналитическая химия: Методические указания и контрольные задания для самостоятельной работы обучающихся направления 19.03.03 «Продукты питания животного происхождения» / Ю.Р. Гирфанова - Димитровград: Технологический институт – филиал УлГАУ, 2019.- 67 с.

Методические указания для самостоятельной работы подготовлены в соответствии с программой курса и содержат задания, перечень зачетных вопросов, краткие пояснения к выполнению контрольных заданий «Аналитическая химия».

Методические указания предназначены для обучающихся факультета направления 19.03.03 «Продукты питания животного происхождения»

Утверждено
на заседании кафедры «Технология
производства, переработки и экспертизы
продукции АПК»
Технологического института – филиала
ФГБОУ ВО Ульяновский ГАУ,
протокол № 1 от 2 сентября 2019г.

Рекомендовано
к изданию методическим советом
Технологического института – филиала
ФГБОУ ВО Ульяновский ГАУ
Протокол № 2 от 10 октября 2019г.

© Гирфанова Ю.Р., 2019

© Технологический институт – филиал ФГБОУ ВО Ульяновский ГАУ, 2019

Содержание

Общие методические указания	3
Литература	4
Вопросы к зачету	6
Общие теоретические основы аналитической химии	9
<i>I. Химическое равновесие в гомогенных системах</i>	9
1. Закон действующих масс. Химическое равновесие.....	9
2. Степень электролитической диссоциации.....	10
3. Константа диссоциации слабого электролита.....	10
4. Сильные электролиты в растворах. Коэффициент активности и ионная сила.....	11
5. Ионное произведение воды. Водородный и гидроксидный показатели..	13
6. Вычисление концентрации водородных ионов и pH в водных растворах кислот и оснований.....	15
7. Буферные системы.....	18
8. Гидролиз солей.....	20
<i>II. Комплексные соединения</i>	24
<i>III. Химическое равновесие в гетерогенных системах</i>	25
1. Произведение растворимости.....	25
<i>IV. Окислительно-восстановительные реакции(редокс-реакции) в химическом анализе</i>	28
Гравиметрический анализ	29
Титриметрический анализ	33
1. Построение кривой кислотно-основного титрования.....	33
Контрольные задания	38
Приложение	51
Таблица вариантов	67

ОБЩИЕ МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ.

Основной составляющей учебного процесса для студента-заочника является самостоятельная работа с литературой.

В обязательный план входит посещение лекций, выполнение одной контрольной работы, индивидуальные и групповые консультации, выполнение лабораторного практикума, сдача зачета по лабораторному практикуму, сдача зачета с оценкой по всему курсу.

Работа с учебником и методической литературой. Учебники и методическую литературу студент получает в библиотеке института. Курс аналитической химии и физико-химических методов анализа изучают в соответствии с разделами программы.

Лекции для студентов читают по важнейшим разделам курса в объеме 8 часов.

Контрольные задания. При изучении курса аналитической химии и физико-химических методов анализа студент выполняет одну контрольную работу. После проработки главы учебника и усвоения теоретического материала студент приступает к выполнению контрольных заданий по этой теме. Решение задач и ответы на вопросы должны быть обоснованы с использованием основных теоретических положений. При решении числовых задач приводится весь ход решения и математического преобразования.

Контрольная работа выполняется в отдельной тетради с полями 40 мм. Номера и условия задач переписываются в порядке, указанном в контрольной работе. В конце работы приводится список использованной литературы. Работа подписывается студентом с указанием даты и представляется на факультет для рецензирования.

Если контрольная работа не зачтена, то неверно решенные задачи исправляются студентом в этой же тетради на чистых листах. Контрольная работа, выполненная не по своему варианту, не рецензируется и не зачитывается.

Лабораторные занятия студенту необходимо выполнить по основным разделам курса. Перед выполнением лабораторного практикума студент проходит инструктаж по технике безопасности и предъявляет преподавателю выполненную контрольную работу.

Студенты, не подготовленные к лабораторному практикуму, к работе в лаборатории не допускаются.

Для выполнения лабораторных работ (в объеме 8 часов) студенту необходимо иметь лабораторный журнал. Оформление лабораторных работ проводится по методическим указаниям, где по каждой работе даны соответствующие пояснения.

Студенты, пропустившие отдельные темы занятий, отрабатывают их на кафедре по согласованию с преподавателем.

После выполнения лабораторного практикума студенты сдают зачет по всему практическому материалу. Для сдачи зачета в объёме курса необходимо уметь объяснять ход выполнения опытов, делать выводы из полученных результатов, составлять уравнения реакций, знать исходные и конечные вещества и их основные свойства.

ПРИМЕРНЫЕ ВОПРОСЫ К ЗАЧЕТУ

1. Закон действующих масс. Химическое равновесие.
2. Протолитическая теория кислот и оснований.
3. Кислотно-основные свойства растворителей.
4. Константа диссоциации слабого электролита.
5. Сильные электролиты в растворах. Коэффициенты активности и ионная сила.
6. Ионное произведение воды.
7. Вычисление концентрации водородных ионов и рН в водных растворах кислот и оснований.
8. Действие одноименных ионов. Буферные системы и их применение в химическом анализе.
9. Гидролиз солей. Степень гидролиза. Константа гидролиза.
10. Общая характеристика комплексных соединений. Применение комплексных соединений в химическом анализе.
11. Окисление-восстановление как обмен электронов. Окислительно-восстановительные потенциалы. Уравнение Нернста.
12. Окисление-восстановление в химическом анализе.
13. Произведение растворимости. Произведение активностей.
14. Условия образования осадков.
15. Условия растворения осадков.
16. Коллоидные растворы в химическом анализе.
17. Экстрагирование, сублимация, дистилляция и их применение в химическом анализе.
18. Качественный анализ. Особенности аналитических реакций и способы их выполнения.
19. Требования к аналитическим реакциям, их чувствительность и селективность.
20. Дробный и систематический анализ.
21. Аналитические группы катионов.
22. Макро-, полумикро-, микро- и ультрамикроанализ.
23. Выполнение операций в полумикроанализе (нагревание, осаждение, центрифугирование, проба на полноту осаждения, перенесение центрифугата в другую пробирку, промывание осадка, растворение осадка, выпаривание осадка, прокаливание).
24. Задачи количественного анализа.

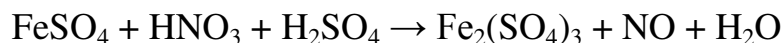
25. Количественный анализ и контроль загрязненности экологических объектов.
26. Современная классификация методов количественного анализа.
27. Точность аналитических определений. Виды ошибок.
28. Сущность гравиметрического анализа, область его применения.
29. Подготовка вещества к количественному анализу (отбор средней пробы квартованием, перекристаллизация, выбор величины навески, растворение анализируемого вещества).
30. Осаждение – важнейшая операция гравиметрического анализа. Осаждаемая форма, гравиметрическая форма. Условия осаждения кристаллических и аморфных веществ.
31. Фильтрование. Виды беззольных фильтров. Техника фильтрования.
32. Соосаждение (окклюзия, изоморфное соосаждение и соосаждение с образованием химических соединений). Промывание осадка (промывание разбавленным раствором осадителя, раствором электролита-коагулянта, дистиллированной водой)
33. Высушивание осадка (оборудование, методика).
34. Прокаливание осадка (без отделения фильтра, с отделением фильтра).
35. Принцип титриметрического анализа, область его применения.
36. Способы выражения концентрации растворов (молярная концентрация эквивалента).
37. Методы титриметрического анализа.
38. Стандартные и стандартизированные растворы.
39. Сущность кислотно-основного титрования. Индикаторы.
40. Кривые титрования. Выбор индикатора.
41. Порядок титрования.
42. Сущность осадительного титрования.
43. Сущность комплексонометрического титрования.
44. Сущность перманганатометрического титрования.
45. Сущность иодометрического титрования. Крахмал как индикатор иодометрического титрования.
46. Значение инструментальных методов анализа, их преимущества.
47. Оптические методы анализа.
48. Методы анализа, основанные на взаимодействии частиц с магнитными полями.
49. Электрохимические методы анализа.
50. Радиометрические методы анализа.
51. Фотокалометрический метода анализа. Основной закон светопоглощения (закон Бугера - Ламберта - Бера).
52. Сущность спектрофотометрического анализа, область его применения.
53. Поляриметрический анализ: сущность метода, область его применения.
54. Потенциометрический анализ: сущность метода, область его применения.
55. Хроматографический анализ: классификация методов и их сущность.

Типовые расчетные задачи к зачету

1. Вычислить $[H^+]$ и рН 0,2 н. уксусной кислоты ($K_{CH_3COOH} = 1,8 \cdot 10^{-5}$).
2. Вычислить $[OH^-]$ и рОН для 0,05 н. NaOH.
3. Вычислите константу гидролиза хлорида аммония (гидролизующегося с образованием гидроксида аммония, $K_{NH_4OH} = 1,79 \cdot 10^{-5}$).
4. Вычислите степень гидролиза ацетата аммония ($K_{NH_4OH} = 1,79 \cdot 10^{-5}$, $K_{CH_3COOH} = 1,86 \cdot 10^{-5}$).
5. Составьте ионное и молекулярное уравнения гидролиза нитрата цинка и карбоната натрия. Укажите реакцию среды растворов этих солей.
6. Охарактеризуйте прочность следующих комплексных ионов: $[Zn(NH_3)_4]^{2+}$, $[Co(NH_3)_6]^{3+}$ по их константам устойчивости.
7. Растворимость сульфата бария при 25°C равна 0,00245 г в 1 л. Вычислите PP_{BaSO_4} .
8. Образуется ли осадок оксалата кальция ($PP_{CaC_2O_4} = 2,57 \cdot 10^{-9}$) при смешении равных объемов 0,01 М растворов $CaCl_2$ и $Na_2C_2O_4$?
9. Определите массовую долю (%) чистого $BaCl_2 \cdot 2H_2O$ в образце технического хлорида бария. Навеска составляет 0,5956 г. Масса осадка сульфата бария $BaSO_4$ после прокаливания 0,4646 г.
10. Вычислите массовую долю (%) гигроскопической воды в хлориде натрия по следующим данным: масса бюкса 0,1282 г; масса бюкса с навеской 6,7698 г; масса бюкса с навеской после высушивания 6,7506 г.
11. Вычислите фактор пересчета в следующих примерах:

Вещество.....	Ca	S	Cl
Гравиметрическая форма.....	CaO	BaSO ₄	AgCl

12. Необходимо приготовить приблизительно 0,1 н. раствор H_2SO_4 объемом 500 мл из кислоты плотностью 1,84 г/см³ (при 20 °C) и установить точную нормальную концентрацию по раствору NaOH.
13. Титр раствора HCl равен 0,003592 г/мл. Вычислите его нормальную концентрацию.
14. Из 1,60 г. NaCl (х.ч.) приготовлено 20 мл раствора. Определить титр и нормальную концентрацию раствора.
15. Расставьте коэффициенты, определите окислитель и восстановитель и подсчитайте для них эквиваленты:



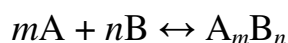
ОБЩИЕ ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ АНАЛИТИЧЕСКОЙ ХИМИИ

I. Химическое равновесие в гомогенных системах

1. Закон действующих масс. Химическое равновесие.

Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ, сформулированная Гульдбергом и Вааге (1867), получила название **закона действующих масс**: *скорость химической реакции пропорциональна произведению молярных концентраций реагирующих веществ, возведенных в степени их стехиометрических коэффициентов.*

Например, для реакций, протекающих в водных растворах неэлектролитов или в разбавленных растворах электролитов, по уравнению



скорость реакций в соответствии с законом действующих масс выражают уравнением

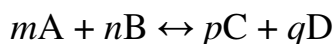
$$v = k[A]^m[B]^n,$$

где k – константа скорости, постоянная для данной реакции (при определенной температуре) величина, характеризующая влияние природы реагирующих веществ на скорость их взаимодействия друг с другом. Квадратные скобки обозначают концентрацию вещества в моль/л.

В случае обратимых реакций устанавливается подвижное химическое равновесие, при котором в системе одновременно присутствуют как исходные, так и образующиеся вещества.

Химическим равновесием называют такое состояние системы реагирующих веществ, при котором скорости прямой и обратной реакций равны.

Для системы



константа равновесия K имеет вид

$$K = \frac{[C]^p [D]^q}{[A]^m [B]^n}$$

При химическом равновесии произведение молярных концентраций получающихся веществ, деленное на произведение молярных концентраций исходных веществ, представляют собой постоянную для данной реакции величину, называемую **константой равновесия** (значение концентрации

каждого компонента возводят в степень, равную стехиометрическому коэффициенту его уравнения реакции).

Константа равновесия показывает, во сколько раз скорость прямой реакции больше скорости обратной реакции (при данной температуре и одинаковых концентрациях).

Однако, закон действующих масс и понятие химического равновесия применимы только к неэлектролитам и к слабым электролитам в разбавленных водных (или неводных) растворах. Сильные электролиты в концентрированных водных растворах и все сильные электролиты (кислоты, щелочи, соли) не вполне подчиняются закону действующих масс.

2. Степень электролитической диссоциации

В водном растворе слабого электролита происходит не только диссоциация, т.е. процесс распада молекул на ионы, но и обратный процесс – ассоциация (моляризация), т.е. соединение ионов в молекулы.

Это приводит к состоянию *динамического равновесия*, при котором относительное число недиссоциированных молекул и ионов остается постоянным и характеризуется степенью электролитической диссоциации.

Отношение числа молей, распавшихся на ионы, к общему числу молей растворенного электролита называют **степенью электролитической диссоциации α** :

$$\alpha = \frac{c_{\text{д}}}{c_{\text{общ}}}$$

Если известно, что в 0,1 М растворе степень диссоциации уксусной кислоты $\alpha = 0,0132$, то это означает, что 0,0132 (или 1,32%) общего количества растворенной уксусной кислоты продиссоциировало на ионы, а 0,9868 (или 98,68%) находится в виде недиссоциированных молекул.

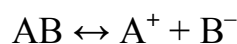
Степень диссоциации зависит от природы электролита и растворителя, а также от концентрации раствора. По мере разбавления раствора степень диссоциации электролита увеличивается.

В зависимости от степени диссоциации все электролиты подразделяют на три группы:

<i>Тип электролита</i>	<i>Степень диссоциации</i>
Сильный	30 % и более
Средней силы	от 3 до 30 %
Слабый	до 3 %

3. Константа диссоциации слабого электролита

Электролитическая диссоциация – обратимый процесс, приводящий к равновесию между недиссоциированными молекулами и ионами, поэтому в ней применим закон действующих масс. Ионизация слабого электролита протекает по схеме



Если обозначить равновесную концентрацию недиссоциированных молекул $[AB]$, а концентрацию ионов – соответственно $[A^+]$ и $[B^-]$, то константа равновесия примет вид

$$K_d = \frac{[A^+][B^-]}{[AB]}$$

Величину K_d называют **константой диссоциации электролита**. Она характеризует его склонность к ионизации. Чем больше величина K_d , тем сильнее диссоциирует слабый электролит и тем выше концентрация его ионов в растворе при равновесии.

Между константой и степенью диссоциации слабого электролита существует взаимосвязь:

$$K_d = \frac{\alpha^2 c}{1 - \alpha}$$

Это уравнение – математическое выражение закона разбавления Оствальда, который устанавливает зависимость между степенью диссоциации слабого электролита и его концентрацией.

Для достаточно слабых электролитов:

$$\alpha \approx \sqrt{K_d / c}$$

Константой диссоциации, как и степенью диссоциации, характеризуют силу кислот и оснований. Чем больше величина константы, тем сильнее электролит диссоциирован в растворе.

4. Сильные электролиты в растворах. **Коэффициент активности и ионная сила.**

Для сильных электролитов в отличие от слабых не используют констант диссоциации.

Для оценки способности ионов к химическим действиям в растворах электролитов пользуются понятием активность, обозначаемой a .

Активностью иона называют эффективную или условную концентрацию его, соответственно которой он действует при химических реакциях.

Между активностью иона a и его действительной концентрацией существует зависимость

$$a = fc,$$

где f – коэффициент активности. Активность иона равна произведению его концентрации на коэффициент активности. Следовательно,

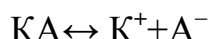
$$f = a/c,$$

коэффициент активности – это отношение активности иона к его общей концентрации.

В 0,1 М растворе HCl активность иона H^+ равна 0,0814. Это означает, что в химических реакциях ион водорода действует так, как будто его концентрация составляет не 0,1 моль/л, а только 0,0814 моль/л. Тогда коэффициент активности водорода $f = 0,0814 / 0,1 = 0,814$.

Коэффициент активности характеризует влияние электростатических сил на способность иона к химическим действиям. Если $f < 1$, то это значит, что движение иона в растворе замедлено. Если же $f = 1$, то ион действует в растворе соответственно своей действительной концентрации.

Если диссоциацию электролита изобразить схемой



то, используя понятие об активности, можно написать

$$K_a = \frac{a_{K^+} a_{A^-}}{a_{KA}}$$

или с применением коэффициента активности

$$K_a = \frac{[K^+][A^-] f_{K^+} f_{A^-}}{[KA] f_{KA}}$$

В этом случае K_a называют *термодинамической константой*.

Коэффициенты активности ионов зависят не только от концентрации сильного электролита, но, кроме того, от концентрации всех посторонних ионов, присутствующих в растворе. Мерой электростатического взаимодействия между ионами считают так называемую **ионную силу раствора μ** , которую вычисляют по формуле

$$\mu = 1/2 (c_1 z_1^2 + c_2 z_2^2 + c_3 z_3^2 + \dots + c_n z_n^2),$$

где c_1, c_2, c_3 и т.д. – концентрации различных ионов, а z_1, z_2, z_3 и т.д. заряды этих ионов.

С увеличением ионной силы растворов коэффициенты активности ионов уменьшаются. Однако в достаточно разбавленных растворах с одинаковой ионной силой у равнозарядных ионов они имеют близкие значения.

Таблица 1. Средние величины коэффициентов активности ионов

ионная сила раствора μ	коэффициенты активности f ионов			
	однозарядных	двухзарядных	трехзарядных	четырезарядных
0,001	0,96	0,86	0,73	0,56
0,005	0,92	0,72	0,51	0,30
0,01	0,90	0,63	0,39	0,19
0,05	0,81	0,44	0,15	0,04
0,1	0,78	0,33	0,08	0,01

5. Ионное произведение воды. Водородный и гидроксидный показатели.

Для простоты рассуждений схему диссоциации воды записывают упрощенно:



Константу диссоциации воды, применяя закон действующих масс, можно записать следующим образом:

$$K = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$

Степень диссоциации воды очень мала, и концентрацию ее недиссоциированных молекул в любом разбавленном растворе можно считать величиной постоянной. Поэтому:

$$K_{\text{H}_2\text{O}} = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$$

Как бы ни изменялись концентрации ионов H^+ и OH^- в воде или в разбавленном водном растворе, *произведение их остается величиной практически постоянной*. Эту величину называют **ионным произведением воды**.

Так как вычисленная по электрической проводимости концентрация ионов водорода и гидроксид-ионов в воде оказалась равна 10^{-7} моль/л при 22°C , то:

$$K_{\text{H}_2\text{O}} = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-7} \cdot 10^{-7} = 10^{-14}$$

Реакцию того или иного раствора принято характеризовать концентрацией водородных ионов, так как концентрацию ионов OH^- легко вычислить, исходя из ионного произведения воды.

Обычно на практике среду раствора характеризуют не концентрацией водородных ионов, а так называемым водородным показателем рН. Он представляет собой десятичный логарифм концентрации водородных ионов, взятый с обратным знаком:

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

В нейтральных растворах концентрация ионов водорода равна концентрации гидроксид-ионов. В кислых растворах концентрация ионов H^+ больше, а в щелочных – меньше 10^{-7} моль/л:

<i>Среда</i>	<i>Концентрация ионов H^+</i>	<i>pH</i>
нейтральный раствор	$[\text{H}^+] = 10^{-7}$ моль/л	pH = 7
кислый раствор	$[\text{H}^+] > 10^{-7}$ моль/л	pH < 7
щелочной раствор	$[\text{H}^+] < 10^{-7}$ моль/л	pH > 7

Количество гидроксид-ионов иногда выражают в виде

$$\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-]$$

В итоге получается, что:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14,$$

т.е. сумма водородного и гидроксидного показателей для любого раствора есть величина постоянная. Из этого следует, что $\text{pH} = 14 - \text{pOH}$ или

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH}.$$

Зная величину рН или рОН, вычисляют концентрацию ионов водорода или гидроксид-ионов в растворах.

Для растворов слабых электролитов допустимо вычислять величины рН и рОН без учета активностей ионов.

Для растворов сильных электролитов рН вычисляют с учетом коэффициента активности. Для этого находят ионную силу раствора, по таблице 1 – средний коэффициент активности водородного иона:

$$a_{\text{H}^+} = f_{\text{H}^+}[\text{H}^+].$$

Затем вычисляют истинное значение водородного показателя по уравнению

$$\text{p} a_{\text{H}^+} = \lg a_{\text{H}^+}$$

Все это относится к тем случаям, когда состав исследуемого раствора известен.

6. Вычисление концентрации водородных ионов и pH в водных растворах кислот и оснований

электролит	вычисление $[H^+]$ и pH	примечание
одноосновная сильная кислота	$[H^+] \approx c_k$ $pH = -\lg c_k$	c_k – конц-я кислоты
слабая одноосновная кислота	1) если $\alpha < 5\%$, то: $[H^+] = \sqrt{K_k c_k}$; $pH = 1/2(pK_k + pc_k)$ 2) если $\alpha > 5\%$, то: $[H^+] = \frac{-K_k + \sqrt{K_k^2 + 4K_k c_k}}{2}$ 3) для разбавленных растворов ($c \leq 1 \cdot 10^{-4} M$) с $K_k < 1 \cdot 10^{-6}$: $[H^+] = \sqrt{K_k c_k - K_{H_2O}}$	K_k – константа дис-ции к-ты; α – степень диссоциации кислоты; K_{H_2O} – ионное произведение воды ($K_{H_2O} = 10^{-14}$).
сильное основание	$[OH^-] = c_o$ $pH = 14 - pOH = 14 - pc_o$ $[H^+] = \frac{K_{H_2O}}{c_o}$	c_o – конц-я основания; K_{H_2O} – ионное произведение воды ($K_{H_2O} = 10^{-14}$).
слабое основание	1) если $\alpha < 5\%$, то: $pH = \frac{pK_o + pc_o}{2}$ $[H^+] = \frac{K_{H_2O}}{\sqrt{K_o c_o}}$ 2) если $\alpha > 5\%$, то: $[H^+] = \frac{2K_{H_2O}}{-K_o - \sqrt{K_o^2 - 4K_o c_o}}$	K_o – константа дис-ции основания ; α – степень диссоциации основания; c_o – конц-я основания; K_{H_2O} – ионное произведение воды ($K_{H_2O} = 10^{-14}$).

Пример. Вычислить $[H^+]$ и pH 0,2 н. уксусной кислоты

Решение.

Уксусная кислота – слабый электролит и ее $\alpha < 5\%$.

Из табличных данных известно, что $K_{CH_3COOH} = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

Тогда

$$[H^+] = \sqrt{K_{\text{CH}_3\text{COOH}} \cdot c_{\text{CH}_3\text{COOH}}} = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 0,2} = 1,9 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л}$$

Следовательно, $\text{pH} = -\lg(1,9 \cdot 10^{-3}) = 3 - \lg 1,9 = 3 - 0,28 = 2,72$

Ответ: $\text{pH} = 2,72$.

Пример. Вычислить $[\text{OH}^-]$, pH и pOH для 0,05 н. NaOH.

Решение.

Гидроксид натрия – сильный электролит. Полностью диссоциирует на ионы. Поэтому концентрация гидроксид-ионов равна концентрации самой щелочи:

$$[\text{OH}^-] = c_{\text{NaOH}} = 0,05 = 5 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л}$$

Затем находят гидроксидный показатель:

$$\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-] = -\lg(5 \cdot 10^{-2}) = 2 - \lg 5 = 2 - 0,70 = 1,30$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 1,3 = 12,7$$

Ответ: $[\text{OH}^-] = 5 \cdot 10^{-2}$ моль/л; $\text{pOH} = 1,30$; $\text{pH} = 12,7$.

Пример. Вычислить pH раствора, полученного при смешении 100 мл 0,2 М раствора CH_3COOH и 100 мл 0,1 М раствора HCl .

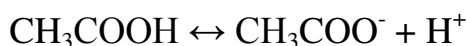
Решение.

После смешения растворов концентрации HCl и CH_3COOH будут равны:

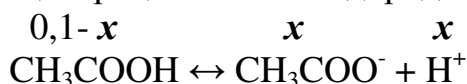
$$c(\text{CH}_3\text{COOH}) = \frac{c_{\text{исх}}(\text{CH}_3\text{COOH}) \cdot V(\text{CH}_3\text{COOH})}{V_{\text{смеси}}} = \frac{0,2 \cdot 100}{200} = 0,1 \text{ моль/л;}$$

$$c(\text{HCl}) = \frac{c_{\text{исх}}(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl})}{V_{\text{смеси}}} = \frac{0,1 \cdot 100}{200} = 0,05 \text{ моль/л;}$$

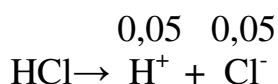
Равновесия в растворах слабой CH_3COOH и сильной HCl кислот запишутся так:



Если обозначить за x концентрацию ионов водорода H^+ , то тогда:



А поскольку при диссоциации соляной кислоты образуется один ион водорода и один ион хлора, то:



Равновесие диссоциации уксусной кислоты характеризуется константой диссоциации:

$$K_{\text{CH}_3\text{COOH}} = \frac{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 1,74 \cdot 10^{-5}$$

Равновесная концентрация ионов водорода в растворе, содержащем смесь сильной и слабой кислот, будет складываться из суммы ($x + 0,05$). Подставляя равновесные концентрации в выражение константы диссоциации, получаем:

$$K_{\text{CH}_3\text{COOH}} = \frac{x(x+0,05)}{0,1 - x} = 1,74 \cdot 10^{-5}$$

Можно полагать, что $x \ll 0,05$, тогда ($x+0,05$) $\approx 0,05$ и ($0,1 - x$) $\approx 0,1$. Следовательно, последнее уравнение можно упростить:

$$K_{\text{CH}_3\text{COOH}} = \frac{x \cdot 0,05}{0,1} = 1,74 \cdot 10^{-5}$$
$$x = [\text{CH}_3\text{COOH}] = 3,48 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л}$$

$$[\text{H}^+] = x + 0,05 = 3,48 \cdot 10^{-5} + 0,05 \approx 0,05 \text{ моль/л}$$

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

$$\text{pH} = -\lg 0,05 = 1,3$$

Таким образом, видно, что концентрация ионов водорода в смеси сильной и слабой кислот практически полностью определяется концентрацией сильной кислоты.

Ответ: pH = 1,3

Пример. Рассчитайте pH 0,001 М раствора гидроксида натрия.

Решение.

Гидроксид натрия – сильный электролит, т.е. в воде полностью распадается на ионы, и концентрация гидроксид-ионов равна концентрации щелочи:

$$[\text{OH}^-] = c_{\text{NaOH}} = 0,001 \text{ M} = 10^{-3} \text{ M}$$

Тогда :

$$K_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{c_0}$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-14} / 10^{-3} = 10^{-11} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+] = -\lg 10^{-11} = 11,00$$

Ответ: pH = 11,00

Пример. Вычислите pH 0,28%-го раствора HCl ($\rho = 1$).

Решение.

Сначала перейдем от массовой доли растворенного вещества к молярной концентрации. Для этого воспользуемся переводной формулой:

$$c = \frac{\omega(\%) \cdot \rho \cdot 10}{M}$$

$$c = \frac{0,28 \cdot 1 \cdot 10}{36,5} = 7,7 \cdot 10^{-2} \text{ моль / л}$$

Хлороводородная (соляная) кислота – сильная, следовательно, концентрация ионов водорода равна концентрации кислоты, т.е.

$$[\text{H}^+] = c_{\text{HCl}} = 7,7 \cdot 10^{-2} \text{ моль / л}$$

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+] = -\lg 7,7 \cdot 10^{-2} = 1,11.$$

Ответ: pH = 1,11

7.Буферные системы

Растворы, pH которых почти не изменяется от прибавления небольших объемов сильных кислот или щелочей, а также от разбавления, называют буферными растворами или буферными смесями. Они представляют собой смеси электролитов, содержащие одноименные ионы. Например, ацетатный буферный раствор – это смесь уксусной кислоты CH_3COOH и ацетата натрия CH_3COONa .

Для буферной смеси, состоящей из слабой кислоты и ее соли:

$$[\text{H}^+] = K_{\text{к}} \cdot (c_{\text{к}}/c_{\text{с}})$$

$$\text{pH} = \text{p}K_{\text{к}} - \lg(c_{\text{к}}/c_{\text{с}}),$$

где pK_k – силовой показатель кислоты, равный отрицательному логарифму константы диссоциации кислоты; c_k – концентрация кислоты (моль/л); c_c – концентрация соли (моль/л).

Для буферной смеси, состоящей из слабого основания и его соли:

$$pOH = pK_o - \lg(c_o/c_c),$$

$$pH = 14 - pK_o + \lg(c_o/c_c),$$

где pK_o – силовой показатель основания, равный отрицательному логарифму константы диссоциации основания; c_o – концентрация основания (моль/л); c_c – концентрация соли (моль/л).

Пример . Рассчитайте pH буферного раствора, состоящего из 0,10 М аммиака NH_3 и 0,20 М хлорида аммония NH_4Cl .

Решение.

$$pH = 14 - pK_o + \lg(c_o/c_c),$$

$$pK_o = -\lg K_o$$

Из табличных данных имеем, что константа диссоциации основания NH_3 в равна $K_o = 1,76 \cdot 10^{-5}$, тогда, подставив все значения, данные по условию задачи, получим:

$$pH = 14 - (-\lg 1,76 \cdot 10^{-5}) + \lg (0,1 / 0,2) = 8,96$$

Ответ: pH = 8,96

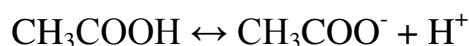
Пример. Вычислить pH буферного раствора, полученного путем смешения 50 мл 0,5 М раствора уксусной кислоты и 200 мл 0,1 М раствора ацетата натрия.

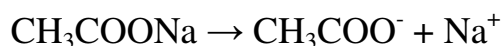
Решение. После смешения растворов концентрации веществ будут равны:

$$c(CH_3COOH) = \frac{c_{исх}(CH_3COOH) \cdot V(CH_3COOH)}{V_{смеси}} = \frac{0,5 \cdot 50}{250} = 0,10 \text{ моль/л};$$

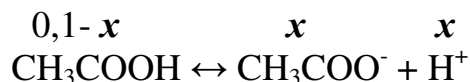
$$c(CH_3COONa) = \frac{c_{исх}(CH_3COONa) \cdot V(CH_3COONa)}{V_{смеси}} = \frac{0,1 \cdot 200}{250} = 0,08 \text{ моль/л};$$

Равновесия в растворах уксусной кислоты CH_3COOH и ацетата натрия CH_3COONa запишутся так:

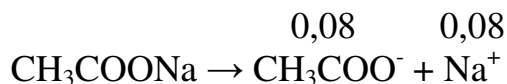




Если обозначить за x концентрацию ионов водорода H^+ , то тогда:



А поскольку при диссоциации ацетата натрия образуется один ацетат-ион и один ион натрия, то:



Так как CH_3COOH и CH_3COONa находятся в одном растворе, то $[\text{CH}_3\text{COO}^-] = 0,08 + x$. Подставляя равновесные концентрации частиц в выражение константы диссоциации уксусной кислоты

$$K_{\text{CH}_3\text{COOH}} = \frac{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 1,74 \cdot 10^{-5}$$

получаем:

$$K_{\text{CH}_3\text{COOH}} = \frac{x(x+0,08)}{0,1 - x} = 1,74 \cdot 10^{-5}$$

Поскольку $x \ll 0,08$, то $(x+0,08) \approx 0,08$ и $(0,1 - x) \approx 0,1$. Тогда

$$K_{\text{CH}_3\text{COOH}} = \frac{x \cdot 0,08}{0,1} = 1,74 \cdot 10^{-5}$$

$$x = [\text{H}^+] = 2,18 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л}$$

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg 2,18 \cdot 10^{-5} = 4,66$$

8. Гидролиз солей

Гидролизом солей называют взаимодействие ионов соли с водой, приводящее к образованию слабого электролита (кислоты или основания).

Поскольку при этом ионы соли взаимодействуют с ионами H^+ или OH^- воды, гидролиз сопровождается изменением pH раствора. Это происходит, когда равновесие диссоциации воды смещается в результате получения малодиссоциирующих электролитов или ионов.

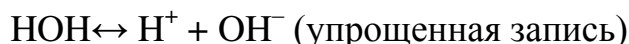
Пример. Составьте молекулярное и ионно-молекулярное уравнения гидролиза солей: а) KNO_2 ; б) Na_2CO_3 ; в) NH_4Cl ; г) ZnCl_2 ; д) FeCl_3 и K_2CO_3 .

Решение:

а) Рассмотрим гидролиз нитрита калия KNO_2 . При растворении в воде KNO_2 диссоциирует на ионы K^+ и NO_2^- :

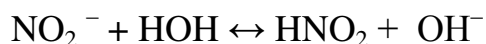
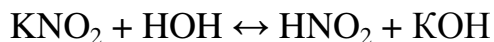


Вода – слабый электролит, частично диссоциирует:



Ионы NO_2^- связывают водородные ионы H^+ воды, образуя слабодиссоциирующие молекулы HNO_2 . Ионы калия не связывают гидроксильных ионов OH^- воды, так как KOH сильное основание.

Запишем уравнение гидролиза нитрита калия в молекулярной и ионно-молекулярной форме:

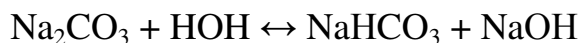


Накопление ионов OH^- обуславливает щелочную реакцию среды ($\text{pH} > 7$).

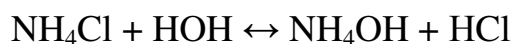
KNO_2 – соль, образованная сильным основанием KOH и слабой кислотой HNO_2 , поэтому говорят, что гидролиз идет по аниону.

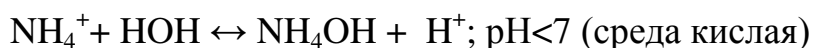
Внимание! В уравнениях гидролиза всегда записываем 1 молекулу воды! Коэффициенты не расставляем!

б) Соли, образованные многоосновной слабой кислотой и сильным основанием, также гидролизуются по аниону, но ступенчато, в основном по первой ступени с образованием кислой соли и основания. Практически до образования слабой кислоты гидролиз не доходит. Так, Na_2CO_3 диссоциирует на ионы Na^+ и CO_3^{2-} . Ионы CO_3^{2-} связываются с водородными ионами воды в ион HCO_3^- , а не в молекулы H_2CO_3 , так как ионы HCO_3^- диссоциируют гораздо труднее, чем молекулы H_2CO_3 :



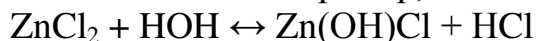
в) NH_4Cl – соль одноосновного слабого основания NH_4OH и сильной кислоты HCl , следовательно, гидролиз идет по катиону:





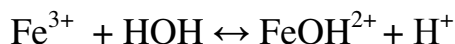
(более правильно записывать NH_4OH в виде $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$)

г) Соль слабого основания многозарядного иона металла и сильной кислоты гидролизуеться ступенчато, в основном по первой ступени с образованием основной соли и кислоты. Например,

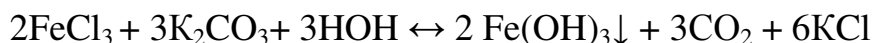


Образование частицы $\text{Zn}(\text{OH})_2$ не происходит, так как ионы ZnOH^+ являются более слабым электролитом, чем $\text{Zn}(\text{OH})_2$.

д) Соли, образованные слабым основанием и слабой кислотой гидролизуются по катиону и аниону, их ионы одновременно связывают ион H^+ и OH^- . Гидролиз идет глубоко. Реакция среды зависит от относительной силы образующейся кислоты и основания и чаще всего близка к нейтральной. Следовательно, соль FeCl_3 гидролизуеться по катиону, а K_2CO_3 – по аниону:



Если растворы солей находятся в одном сосуде, то идет взаимное усиление гидролиза каждой из них, ибо ионы H^+ и OH^- образуют молекулу слабого электролита H_2O . При этом гидролитическое равновесие сдвигается вправо и гидролиз каждой из взятых солей идет до конца с образованием $\text{Fe}(\text{OH})_3$ и CO_2 (H_2CO_3).



Количественно гидролиз характеризуют степенью гидролиза солей, под которой понимают отношение концентрации гидролизованной части соли к общей концентрации ее в растворе (в процентах):

$$h_{\text{гидр}} = \frac{C_{\text{гидр}}}{C_{\text{общ.}}} \cdot 100\%$$

Где $c_{гидр}$ – число молей гидролизованной соли; $c_{общ}$ – общее число молей растворенной соли.

Степень гидролиза солей тем выше, чем слабее кислота или основание, образующее эту соль.

Процесс гидролиза солей характеризуют также константой гидролиза $K_{гидр}$, представляющей собой константу равновесия гидролитической реакции.

Тип соли (чем образована)	Константа и степень гидролиза	pH
Сильное основание + слабая кислота	$K_{гидр} = K_{H_2O} / K_K$ (K_K – константа диссоциации слабой кислоты, образующейся при гидролизе)	$pH = 7 + \frac{1}{2} \lg c_c + \frac{1}{2} pK_K$
Слабое основание + сильная кислота	$K_{гидр} = K_{H_2O} / K_O$ (K_O – константа диссоциации слабого основания, образующегося при гидролизе) $h = \sqrt{\frac{K_{гидр}}{c_{соли}}}$	$pH = 7 - \frac{1}{2} \lg c_c - \frac{1}{2} pK_K$
Слабое основание + слабая кислота	$K_{гидр} = K_{H_2O} / (K_O K_K)$ $h_{гидр} = \sqrt{K_{гидр}} = \sqrt{\frac{K_{H_2O}}{K_O K_K}}$	$pH = 7 + \frac{1}{2} pK_K - \frac{1}{2} pK_O$

Пример. Определите pH раствора $(NH_4)_2SO_4$ с молярной концентрацией 0,005 моль/л.

Решение.

Составим уравнение гидролиза соли:



Определим константу гидролиза:

$$K_{гидр} = K_{H_2O} / K_O$$

$$K_O = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

$$K_{гидр} = 10^{-14} / 1,8 \cdot 10^{-5} = 5,5 \cdot 10^{-10}$$

Концентрация ионов аммония в растворе равна удвоенной концентрации сульфата аммония

$$c_{NH_4^+} = 2c_{(NH_4)_2SO_4} = 0,005 \cdot 2 = 0,01 = 10^{-2} \text{ моль/л.}$$

Определим степень гидролиза:

$$h = \sqrt{\frac{K_{\text{гидр}}}{c_{\text{соли}}}}; \quad h = \sqrt{\frac{5,5 \cdot 10^{-10}}{10^{-2}}} = 2,4 \cdot 10^{-4}$$

Находим концентрацию ионов водорода:

$$[\text{H}^+] = hc_{\text{NH}_4^+}; \quad [\text{H}^+] = 2,4 \cdot 10^{-4} \cdot 10^{-2} = 2,4 \cdot 10^{-6} \text{ моль/л}$$

Определяем характер среды:

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+] = -\lg 2,4 \cdot 10^{-6} = 5,6.$$

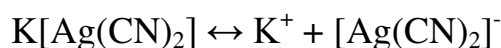
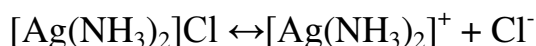
Ответ: pH = 5,6.

II. Комплексные соединения

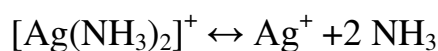
Комплексными называют соединения, в которых хотя бы одна ковалентная связь образована по донорно-акцепторному механизму. Способность образовывать комплексные соединения наиболее сильно выражена у d-элементов больших периодов периодической системы.

Комплексные соединения – неэлектролиты – не диссоциируют в водных растворах, например $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$ $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$.

Комплексные соединения – электролиты, диссоциируя в водных растворах, образуют комплексные ионы, например:



При этом диссоциация протекает полностью и ионы сольватируются. Но получившиеся комплексные ионы подвергаются вторичной диссоциации, хотя и в незначительной степени:



Применяя закон действующих масс к этим обратимым процессам, получают выражения для констант нестойкости K_n комплексных ионов:

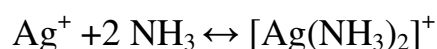
$$K_{n[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+} = \frac{[\text{Ag}^+][\text{NH}_3]^2}{[[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+]} = 6,8 \cdot 10^{-8}$$

$$K_{n[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-} = \frac{[\text{Ag}^+][\text{CN}^-]^2}{[[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-]} = 1,0 \cdot 10^{-21}$$

Комплекс $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$ имеет меньшее значение K_n и, следовательно, он прочнее комплекса $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$.

Однако принято характеризовать устойчивость (прочность) комплексных ионов константой устойчивости $K_{уст}$, т.е. величиной, обратной константе нестойкости: $K_{уст} = 1/K_n$.

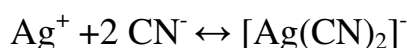
Поэтому для реакции



константа устойчивости комплекса равна

$$K_{уст} = \frac{1}{K_n} = \frac{[[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+]}{[\text{Ag}^+][\text{NH}_3]^2} = \frac{1}{6,8 \cdot 10^{-8}} = 1,5 \cdot 10^7$$

Для реакции



константа устойчивости комплекса равна

$$K_{уст} = \frac{1}{K_n} = \frac{[[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-]}{[\text{Ag}^+][\text{CN}^-]^2} = \frac{1}{1 \cdot 10^{-21}} = 1 \cdot 10^{21}$$

Очевидно, что комплекс $[[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-]$ гораздо прочнее комплекса $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$.

III. Химическое равновесие в гетерогенных системах

1. Произведение растворимости.

Примером гетерогенной системы является осадок и насыщенный раствор над ним. Они отделены друг от друга поверхностью раздела и являются фазами гетерогенной системы.

Выполняя такие важные аналитические операции, как осаждение или отделение ионов, промывание и растворение осадков, имеют дело с гетерогенными системами.

Возьмем малорастворимый электролит, например сульфат бария BaSO_4 , и приведем его в соприкосновение с водой. Кристаллическая решетка BaSO_4 образована ионами Ba^{2+} и SO_4^{2-} , которые в процессе растворения под действием диполей воды переходят с поверхности кристаллов в раствор. Одновременно начнется и обратный процесс – осаждение BaSO_4 . Ионы Ba^{2+} и SO_4^{2-} в растворе могут сталкиваться с поверхностью кристаллов BaSO_4 и осаждаться (выделяться) под влиянием притяжения других ионов. Постепенно скорость растворения вещества уменьшается, а скорость противоположного процесса – осаждения увеличивается, что приводит к состоянию динамического равновесия, при котором число ионов Ba^{2+} и SO_4^{2-} , уходящих в единицу времени с поверхности твердой фазы, равно числу ионов, возвращающихся на эту поверхность. Таким образом получается насыщенный раствор сульфата бария, в котором больше не наблюдается ни уменьшения количества твердой фазы, ни накопления ионов Ba^{2+} и SO_4^{2-} .

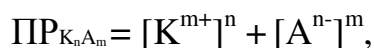


Величина ПР количественно характеризует свойство малорастворимого электролита растворяться и называется **произведением растворимости**. Отсюда следует правило: *как бы ни изменялись концентрации отдельных ионов в насыщенном растворе малорастворимого электролита, произведение их (при неизменной температуре) остается постоянной величиной.*

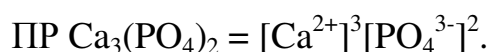
В общем случае малорастворимый электролит диссоциирует по уравнению



Тогда правило произведения растворимости получает такое математическое выражение:



где $[\text{K}^{m+}]$ и $[\text{A}^{n-}]$ – равновесные концентрации катионов и анионов, образующихся при диссоциации электролита K_nA_m ; n , m – степени, в которые необходимо возвести концентрации ионов. Например:



Произведение растворимости позволяет предвидеть образование (или растворение) осадков при выполнении химических реакций.

Осадок малорастворимого электролита образуется только тогда, когда произведение концентраций ионов превысит величину его произведения растворимости (при определенной температуре).

Малорастворимый электролит будет осаждаться до тех пор, пока ионное произведение (ИП), постепенно уменьшаясь, не станет равно произведению растворимости осадка. Затем снова устанавливается равновесие между осадком и раствором и осаждение прекращается.

Осаждение ионов из их смеси происходит в той последовательности, в какой достигаются произведения растворимости малорастворимых электролитов, образующихся при действии того или иного реактива.

Пример. Выпадет ли осадок CaSO_4 при смешении равных объемов 0,01 М раствора CaCl_2 и 0,1 М раствора Na_2SO_4 ?

Решение



Осадок CaSO_4 выпадет в том случае, если $\text{ИП}_{\text{CaSO}_4} > \text{ПР}_{\text{CaSO}_4}$

После смешения равных объемов обоих растворов общий объем жидкости увеличится в 2 раза, а концентрации CaCl_2 и Na_2SO_4 соответственно уменьшатся в 2 раза, т.е. станут равными :

$$[\text{Ca}^{2+}] = 0,01 : 2 = 0,005 = 5 \cdot 10^{-3}$$

$$[\text{SO}_4^{2-}] = 0,1 : 2 = 0,05 = 5 \cdot 10^{-2}$$

Найдем ионное произведение ИП:

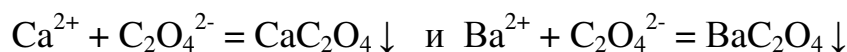
$$\text{ИП} = [\text{Ca}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] = 5 \cdot 10^{-3} \cdot 5 \cdot 10^{-2} = 2,5 \cdot 10^{-4}$$

По табличным данным находим $\text{ПР}_{\text{CaSO}_4} = 6,1 \cdot 10^{-5}$

Полученное ионное произведение ИП превышает величину произведения растворимости ПР, следовательно, раствор CaSO_4 пересыщен относительно этой соли и большая часть сульфата кальция выпадет в осадок.

Ответ: осадок CaSO_4 выпадет.

Пример. В растворе одновременно присутствуют ионы Ca^{2+} и Ba^{2+} , концентрации их равны и составляют по 10^{-1} моль/л. При постепенном добавлении к этой смеси раствора оксалата аммония $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$ возможно течение двух реакций:



Однако первым выпадет в осадок то соединение, для которого раньше будет достигнута и превышена величина произведения растворимости. Значения произведений растворимости оксалатов кальция и бария таковы:

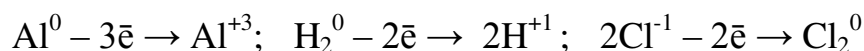
$$\text{ПР}_{\text{CaC}_2\text{O}_4} = 2,6 \cdot 10^{-9} \quad \text{и} \quad \text{ПР}_{\text{BaC}_2\text{O}_4} = 1,6 \cdot 10^{-7}$$

Первым из смеси будет осаждаться оксалат кальция, для которого произведение растворимости достигается раньше, чем для оксалата бария.

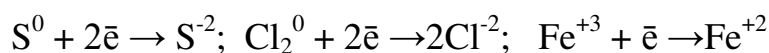
IV. Окислительно-восстановительные реакции (редокс-реакции) в химическом анализе

Химические реакции, при которых электроны переходят от одних атомов или ионов к другим (т.е. происходит изменение степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ), называются **окислительно-восстановительными**.

1. *Окисление* – процесс отдачи атомом, молекулой или ионом электронов; степень окисления при этом повышается. Например:

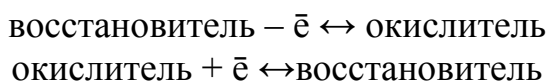


2. *Восстановление* – процесс присоединения электронов атомом, молекулой или ионом; степень окисления при этом понижается. Например:



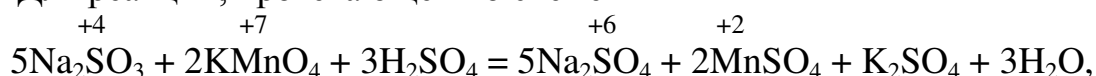
3. Атомы, молекулы или ионы, отдающие электроны, называются восстановителями. Во время реакции они окисляются. Атомы, молекулы или ионы, присоединяющие электроны, называются окислителями. Во время реакции они восстанавливаются.

4. Окисление всегда сопровождается восстановлением, восстановление всегда связано с окислением:

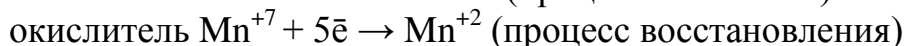
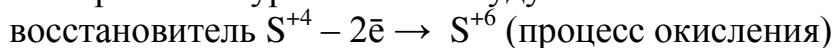


Процессы окисления и восстановления выражают электронными уравнениями. В них указывается изменение степени окисления элементов и количество электронов, отданных восстановителем и присоединенных окислителем.

Для реакции, протекающей по схеме



электронными уравнениями будут:



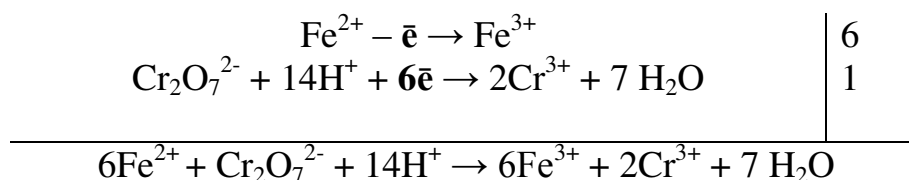
Опыт показывает, что элементы взаимодействуют друг с другом в строго определенных отношениях по массе. Эти количества эквивалентны (равноценны) между собой.

Эквивалентом окислителя называется такое количество окислителя, которое отвечает одному присоединенному электрону в данной Окислительно-восстановительной реакции. Чтобы определить эквивалент

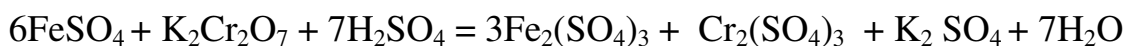
окислителя, надо его молекулярную массу разделить на число электронов, присоединенных одной молекулой окислителя.

Эквивалентом восстановителя называется такое количество восстановителя, которое отвечает одному отданному электрону в данной Окислительно-восстановительной реакции. Для определения эквивалента восстановителя надо молекулярную массу его разделить на число электронов, отданных одной молекулой восстановителя.

В уравнении реакции



или



эквивалент окислителя $\mathcal{E}_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = M / 6 = 49,04$ и эквивалент восстановителя $\mathcal{E}_{\text{FeSO}_4} = M / 1 = 151,9$

В общем виде

$$\mathcal{E} = \frac{M}{n},$$

где M – молекулярная масса окислителя или восстановителя и n – число электронов, полученных или отданных атомами или ионами каждой молекулы окислителя или восстановителя.

Следует отличать Окислительно восстановительные эквиваленты веществ от их эквивалентов в реакциях обмена.

ГРАВИМЕТРИЧЕСКИЙ АНАЛИЗ

Гравиметрический анализ заключается в выделении вещества в чистом виде и его взвешивании. *Аналитическим сигналом* в гравиметрии является масса.

В ряде случаев гравиметрия – лучший способ решения аналитической задачи, например при анализе образцов с содержанием определяемого компонента более 0,1%, особенно если требуется проанализировать ограниченное число проб. Погрешность определения не превышает 0,1 – 0,2%. Гравиметрия – это абсолютный (безэталонный) метод.

Известны две основные группы гравиметрических методов: методы отгонки и методы осаждения.

Форма осаждения – соединение, в виде которого определяемый компонент осаждают из анализируемого раствора.

Гравиметрическая (весовая) форма – соединение, которое взвешивают для получения окончательного результата анализа.

Гравиметрический фактор F – это отношение молярной массы определяемого компонента к молярной массе гравиметрической формы:

$$F = \frac{\nu_1 \cdot M \text{ (определяемое вещество)}}{\nu_2 \cdot M \text{ (гравиметрическая форма)}},$$

где ν_1 и ν_2 – целые числа, на которые нужно умножить молярные массы, чтобы число атомов определяемого компонента в числителе и в знаменателе дроби было одинаковым.

Гравиметрический фактор показывает, какой массе определяемого компонента соответствует 1 г гравиметрической формы.

Вычисление результатов гравиметрического анализа выполняют по формуле:

$$m_{\text{опр.в-ва}} = m_{\text{грав.ф.}} \cdot F,$$

где $m_{\text{опр.в-ва}}$ – масса определяемого компонента; $m_{\text{грав.ф.}}$ – масса гравиметрической формы.

Массовая доля ω (%) определяемого вещества в образце рассчитывается по формуле:

$$\omega = m_{\text{грав.ф.}} \cdot F \cdot \frac{100}{m_{\text{нав.}}} ; \quad m_{\text{нав.}} = \frac{m_{\text{грав.ф.}} \cdot F}{\omega} \cdot 100$$

где $m_{\text{нав.}}$ – масса навески образца, взятого на анализ.

Если навеска образца растворяется в колбе вместимостью V_k и на одно определение берется пипеткой аликвота раствора $V_{\text{п}}$, то вышеуказанная формула дополняется множителем $V_k / V_{\text{п}}$:

$$\omega = m_{\text{грав.ф.}} \cdot F \cdot \frac{100}{m_{\text{нав.}}} \cdot \frac{V_k}{V_{\text{п}}}.$$

Пример. Вычислите фактор пересчета (гравиметрический фактор) в следующих вариантах:

Вариант	1	2	3
Определяемое вещество	Bi	K ₃ PO ₄	Mg
Гравиметрическая форма	Bi ₂ O ₃	K ₂ PtCl ₆	Mg ₂ P ₂ O ₇

Решение:

$$F = \frac{2M(\text{Bi})}{M(\text{Bi}_2\text{O}_3)} = \frac{2 \cdot 208,980}{465,96} = 0,8969$$

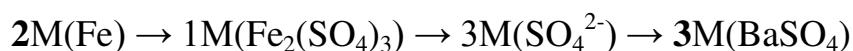
$$F = \frac{2M(\text{K}_3\text{PO}_4)}{3M(\text{K}_2\text{PtCl}_6)} = \frac{2 \cdot 212,914}{3 \cdot 486,004} = 0,2921$$

$$F = \frac{2M(\text{Mg})}{M(\text{Mg}_2\text{P}_2\text{O}_7)} = \frac{2 \cdot 24,305}{190,558} = 0,2551$$

Пример. При определении Fe в препарате сульфата железа (III) взвешивают BaSO₄. Напишите выражение для гравиметрического фактора.

Решение:

Между Fe и BaSO₄ существует стехиометрическое соотношение:



Гравиметрический фактор будет равен:

$$F = \frac{2M(\text{Fe})}{3M(\text{BaSO}_4)} .$$

Пример. При анализе оксида фосфора получены следующие результаты: P 43,6%, O 56,4%. Выведите формулу соединения.

Решение

Пусть масса оксида 100 г, тогда m(P)=43,6г; m(O)=56,4г

Примем формулу вещества как P_xO_y, тогда

$$x : y = \frac{m(P)}{M(P)} : \frac{m(O)}{M(O)} = \frac{43,6}{30,97} : \frac{56,4}{16,00} = 1,4 : 3,5$$

Разделим оба числа на наименьшее из них:

$$x : y = 1,4 : 3,5 = 1 : 2,5 \quad \text{или} \quad x : y = 2 : 5$$

Следовательно, формула анализируемого вещества P₂O₅.

Ответ: P₂O₅.

Пример. Вычислить число молекул воды в кристаллогидрате хлорида магния, если из навески его массой 0,5000 г получили 0,2738 г Mg₂P₂O₇.

Решение

Пересчитаем массу $Mg_2P_2O_7$ на массу кристаллогидрата $MgCl_2 \cdot xH_2O$:

$$m(MgCl_2 \cdot xH_2O) = m(Mg_2P_2O_7) \cdot \frac{2M(MgCl_2 \cdot xH_2O)}{M(Mg_2P_2O_7)}$$

Отсюда

$$M(MgCl_2 \cdot xH_2O) = \frac{m(MgCl_2 \cdot xH_2O) \cdot M(Mg_2P_2O_7)}{2m(Mg_2P_2O_7)}$$

Подставляя числовые значения, получаем:

$$M(MgCl_2 \cdot xH_2O) = \frac{0,5000 \cdot 222,553}{2 \cdot 0,2738} = 203,208 \text{ г / моль}$$

Число молекул воды в кристаллогидрате (xH_2O) находим как:

$$xH_2O = \frac{M(MgCl_2 \cdot xH_2O) - M(MgCl_2)}{M(H_2O)} = \frac{203,208 - 95,211}{18,0152} = 6,0$$

Ответ: $MgCl_2 \cdot 6H_2O$

Пример. Рассчитать массу навески апатито-нефелиновой руды, содержащей около 30% P_2O_5 , необходимую для получения 0,9 г осадка $(NH_4)_3PO_4 \cdot 12MoO_3$.

Решение

Для решения задачи воспользуемся формулами:

$$\omega = m_{\text{грав.ф.}} \cdot F \cdot \frac{100}{m_{\text{нав.}}} ; \quad m_{\text{нав.}} = \frac{m_{\text{грав.ф.}} \cdot F}{\omega} \cdot 100$$

$$F = \frac{v_1 \cdot M(\text{определяемое вещество})}{v_2 \cdot M(\text{гравиметрическая форма})}$$

$$m_{\text{нав.}} = m((NH_4)_3PO_4 \cdot 12MoO_3) \cdot \frac{M(P_2O_5)}{2M((NH_4)_3PO_4 \cdot 12MoO_3)} \cdot \frac{100}{\omega(P_2O_5)} = 0,9 \cdot 0,03782 \cdot \frac{100}{30} = 0,114 \text{ г.}$$

Ответ: 0,114 г.

ТИТРИМЕТРИЧЕСКИЙ АНАЛИЗ

Построение кривой кислотно-основного титрования

Кривую титрования строят по расчетным точкам, которые должны соответствовать следующим этапам титрования:

1. Начальная точка
2. Область до точки эквивалентности
3. Точка эквивалентности (Т.Э.)
4. Область после точки эквивалентности.

Расчеты приводят в виде таблицы.

Расчитанную кривую титрования вычерчивают на миллиметровой бумаге.

На графике должны быть указаны скачок титрования, точка эквивалентности, линия нейтральности, интервалы перехода окраски индикаторов и значения показателей титрования для них (рТ) (см. материал установочной лекции)

1. Расчет кривой титрования одноосновной сильной кислоты

(например, титрование раствора соляной кислоты раствором гидроксида натрия)

Добавлено титранта, %	Объем добавленного титранта, мл	Общий объем смеси в колбе для титрования, мл	Состав раствора	Расчетная формула	рН
0				$[H^+] = C_K$	
50				$[H^+] = \frac{C_K \cdot V_K - C_O \cdot V_O}{V_K - V_O}$	
90					
99					
99,9					

100				$[H^+] = \sqrt{K_{H_2O}}$	
101				$[H^+] = \frac{C_o \cdot V_o - C_K \cdot V_K}{V_K - V_o}$ $[H^+] = \frac{K_{H_2O}}{[OH^-]}$	
110					
150					

2. Расчет кривой титрования одноосновной слабой кислоты

(например, титрование раствора уксусной кислоты раствором гидроксида натрия)

Добавлено титранта, %	Объем добавленного титранта, мл	Общий объем смеси в колбе для титрования, мл	Состав раствора	Расчетная формула	pH
0				$[H^+] = \sqrt{K_K c_K}$	
50				$f = \frac{C_o V_o}{C_K V_K}$ $[H^+] = K_K \frac{1 - f}{f}$	
90					
99					

99,9					
100					$[H^+] = \sqrt{\frac{2K_{H_2O}K_K}{C_K}}$
101					$[H^+] = \frac{K_{H_2O}(V_K - V_O)}{C_O(V_O - V_K)}$
110					
150					

3. Расчет кривой титрования одноосновного слабого основания
(например, титрование раствора аммиака раствором соляной кислоты)

Добавлено титранта, %	Объем добавленного титранта, мл	Общий объем смеси в колбе для титрования, мл	Состав раствора	Расчетная формула	pH
0				$[H^+] = \frac{K_{H_2O}}{\sqrt{K_O C_O}}$	
50				$f = \frac{C_K V_K}{C_O V_O}$ $[H^+] = \frac{K_{H_2O}}{K_O} \cdot \frac{f}{1-f}$	
90					
99					

99,9					
100					$pH = \sqrt{\frac{K_{H_2O} C_0}{K_o 2}}$
101					$pH = \frac{C_0(V_K - V_O)}{V_O - V_K}$
110					
150					

Выбор индикатора

Правило выбора индикатора:

- интервал изменения окраски индикатора должен находиться в пределах скачка титрования или частично перекрываться с ним;
- рТ индикатора должен быть как можно ближе к точке эквивалентности и находиться в пределах скачка титрования.

Учитывая правило выбора индикатора, выбираем 2 индикатора из числа приведенных в таблице или из справочной литературы.

Некоторые кислотно-основные индикаторы

Индикатор	Интервал изменения окраски, ΔрН	Показатель титрования, рТ
Метилоранжевый	3,1 – 4,4	4,0
Метилкрасный	4,4 – 6,2	5,5
Метилжелтый	2,4 – 4,0	3,0
Фенолфталеин	8,2 – 9,8	9,0
Тимолфталеин	9,3 – 10,5	9,6
Феноловый красный	6,4 – 8,2	7,5
Тимоловый синий	8,0 – 9,6	9,2
Бромтимоловый синий	6,0 – 7,6	7,3
Бромкрезоловый зеленый	3,9 – 5,4	4,5
Бромкрезоловый пурпурный	5,2 – 6,8	6,0

Пример решения расчетной задачи. Для установки титра раствора перманганата взята навеска 1,6540 г кристаллогидрата оксалата аммония $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ и растворена в мерной колбе емкостью 250 мл. На титрование 25 мл этого раствора израсходовано 23,85 мл устанавливаемого раствора перманганата. Определить нормальную концентрацию и титр раствора перманганата калия.

Решение

Для определения титра раствора оксалата нужно значение навески оксалата разделить на значение объема, в котором она растворена:

$$T((\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}) = \frac{1,6540}{250}$$

Для нахождения нормальной концентрации этого раствора его титр нужно умножить на 1000 (что покажет, сколько граммов вещества содержится в 1 л раствора) и полученную величину разделить на молярную массу эквивалента данного вещества:

$$c((\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}) = \frac{T((\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}) \cdot 1000}{71,06} = \frac{1,6540}{250} \cdot \frac{1000}{71,06} = 0,0931 \text{ моль/л}$$

Для нахождения нормальной концентрации раствора перманганата воспользуемся зависимостью между нормальными концентрациями и объемами этих растворов:

$$\frac{c_1}{c_2} = \frac{V_2}{V_1}; \quad c_1 = \frac{c_2 V_2}{V_1}$$

Тогда:

$$c(\text{KMnO}_4) = \frac{c((\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}) \cdot V((\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot \text{H}_2\text{O})}{V(\text{KMnO}_4)} = \frac{0,0931 \cdot 25}{23,85} = 0,09757 \text{ моль/л}$$

Теперь вычислим титр раствора перманганата калия:

$$T(\text{KMnO}_4) = \frac{c(\text{KMnO}_4) \cdot M(1/5\text{KMnO}_4)}{1000} = \frac{0,09757 \cdot 31,61}{1000} = 0,003084 \text{ г/мл}$$

Ответ: $c(\text{KMnO}_4) = 0,09757 \text{ моль/л}$, $T(\text{KMnO}_4) = 0,003084 \text{ г/мл}$

КОНТРОЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ

Задание №1

Напишите уравнения гидролиза: а) в молекулярной и ионно-молекулярной форме; определите рН раствора (<7, >7); б) в молекулярной форме.

Вариант	а	б
1	$\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$ $\text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$ $\text{AlCl}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$	$\text{S}^{2-} + \text{HOH} = \text{HS}^- + \text{OH}^-$ $\text{Al}^{3+} + \text{HOH} = \text{AlOH}^{2+} + \text{H}^+$ $\text{H PO}_4^{2-} + \text{HOH} =$ $= \text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{OH}^-$
2	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$ $\text{K}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$ $\text{CrCl}_3 + \text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$	$\text{Ni}^{2+} + \text{HOH} = \text{NiOH}^+ + \text{H}^+$ $\text{CO}_3^{2-} + \text{HOH} =$ $= \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$ $\text{AlOH}^{2+} + \text{HOH} =$ $= \text{Al}(\text{OH})_2^+ + \text{H}^+$
3	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$ $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$ $\text{CH}_3\text{COONH}_4 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$	$\text{NO}_2^- + \text{HOH} = \text{HNO}_2 + \text{OH}^-$ $\text{HS}^- + \text{HOH} = \text{H}_2\text{S} + \text{OH}^-$ $\text{Mg}^{2+} + \text{HOH} = \text{MgOH}^+ + \text{H}^+$

Вариант	а	б
4	$\text{CH}_3\text{COOK} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$ $\text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$ $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$	$\text{S}^{2-} + \text{HOH} = \text{HS}^- + \text{OH}^-$ $\text{Cr}^{3+} + \text{HOH} = \text{CrOH}^{2+} + \text{H}^+$ $\text{MgOH}^+ + \text{HOH} =$ $= \text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{H}^+$
5	$\text{Al}(\text{NO}_3)_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$ $\text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$ $\text{CrCl}_3 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$	$\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{HOH} =$ $= \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$ $\text{Fe}^{2+} + \text{HOH} = \text{FeOH}^+ + \text{H}^+$ $\text{HCO}_3^- + \text{HOH} =$ $= \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{OH}^-$
6	$\text{NiSO}_4 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$ $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$ $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$	$\text{SO}_3^{2-} + \text{HOH} = \text{HSO}_3^- + \text{OH}^-$ $\text{Mn}^{2+} + \text{HOH} = \text{MnOH}^+ + \text{H}^+$ $\text{Cr}(\text{OH})^{2+} + \text{HOH} =$ $= \text{Cr}(\text{OH})_2^+ + \text{H}^+$
7	$\text{AlCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$ $\text{Na}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$ $\text{NH}_4\text{CN} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$	$\text{Ni}^{2+} + \text{HOH} = \text{NiOH}^+ + \text{H}^+$ $\text{CO}_3^{2-} + \text{HOH} =$ $= \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$ $\text{HCO}_3^- + \text{HOH} =$ $= \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{OH}^-$
8	$\text{CoCl}_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$ $\text{K}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$ $\text{CuSO}_4 + \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$	$\text{Zn}^{2+} + \text{HOH} = \text{ZnOH}^+ + \text{H}^+$ $\text{PO}_4^{3-} + \text{HOH} =$ $= \text{HPO}_4^{2-} + \text{OH}^-$ $\text{FeOH}^+ + \text{HOH} =$ $= \text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{H}^+$
9	$\text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$ $\text{CH}_3\text{COONa} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$ $\text{ZnCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$	$\text{CN}^- + \text{HOH} = \text{HCN} + \text{OH}^-$ $\text{Cu}^{2+} + \text{HOH} = \text{CuOH}^+ + \text{H}^+$ $\text{HPO}_4^{2-} + \text{HOH} =$ $= \text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{OH}^-$
10	$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$ $\text{Cs}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$ $\text{PbCO}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$	$\text{NiOH}^+ + \text{HOH} =$ $= \text{Ni}(\text{OH})_2 + \text{H}^+$ $\text{NO}_2^- + \text{HOH} = \text{HNO}_2 + \text{OH}^-$ $\text{Mg}^{2+} + \text{HOH} = \text{MgOH}^+ + \text{H}^+$
11	$\text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$ $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$ $\text{Al}_2(\text{CrO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$	$\text{Pb}^{2+} + \text{HOH} = \text{PbOH}^+ + \text{H}^+$ $\text{S}^{2-} + \text{HOH} = \text{HS}^- + \text{OH}^-$ $\text{HSO}_3^- + \text{HOH} =$ $= \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{OH}^-$

Вариант	а	б
12	$\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$ $\text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$ $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$	$\text{Fe}^{3+} + \text{HOH} = \text{FeOH}^{2+} + \text{H}^+$ $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{HOH} =$ $= \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$ $\text{MnOH}^+ + \text{HOH} =$ $= \text{Mn}(\text{OH})_2 + \text{H}^+$
13	$\text{NiCl}_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$ $\text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$ $\text{CrCl}_3 + \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$	$\text{CO}_3^{2-} + \text{HOH} =$ $= \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$ $\text{Al}^{3+} + \text{HOH} = \text{AlOH}^{2+} + \text{H}^+$ $\text{HS}^- + \text{HOH} = \text{H}_2\text{S} + \text{OH}^-$
14	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$ $\text{NaCN} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$ $\text{FeCl}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$	$\text{SO}_3^{2-} + \text{HOH} = \text{HSO}_3^- + \text{OH}^-$ $\text{Cr}^{3+} + \text{HOH} = \text{CrOH}^{2+} + \text{H}^+$ $\text{CuOH}^+ + \text{HOH} =$ $= \text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{H}^+$
15	$\text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$ $\text{K}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$ $\text{FeCrO}_4 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$	$\text{PO}_4^{3-} + \text{HOH} =$ $= \text{HPO}_4^{2-} + \text{OH}^-$ $\text{Ni}^{2+} + \text{HOH} = \text{NiOH}^+ + \text{H}^+$ $\text{HCO}_3^- + \text{HOH} =$ $= \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{OH}^-$
16	$\text{CoSO}_4 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$ $\text{K}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$ $\text{NiSO}_4 + \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$	$\text{CN}^- + \text{HOH} = \text{HCN} + \text{OH}^-$ $\text{Mn}^{2+} + \text{HOH} = \text{MnOH}^+ + \text{H}^+$ $\text{ZnOH}^+ + \text{HOH} =$ $= \text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{H}^+$
17	$\text{CrCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$ $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$ $\text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$	$\text{Cu}^{2+} + \text{HOH} = \text{CuOH}^+ + \text{H}^+$ $\text{NO}_2^- + \text{HOH} = \text{HNO}_2 + \text{OH}^-$ $\text{HPO}_4^{2-} + \text{HOH} =$ $= \text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{OH}^-$
18	$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$ $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$ $\text{CuCl}_2 + \text{KI} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$	$\text{S}^{2-} + \text{HOH} = \text{HS}^- + \text{OH}^-$ $\text{Zn}^{2+} + \text{HOH} = \text{ZnOH}^+ + \text{H}^+$ $\text{AlOH}^{2+} + \text{HOH} =$ $= \text{Al}(\text{OH})_2^+ + \text{H}^+$

Вариант	а	б
19	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$ $\text{Na}_3\text{AsO}_4 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$ $\text{Bi}(\text{CH}_3\text{COO})_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$	$\text{SO}_3^{2-} + \text{HOH} =$ $= \text{HSO}_3^- + \text{OH}^-$ $\text{Mg}^{2+} + \text{HOH} = \text{MgOH}^+ + \text{H}^+$ $\text{HS}^- + \text{HOH} = \text{H}_2\text{S} + \text{OH}^-$
20	$\text{Cr}(\text{NO}_3)_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$ $\text{CH}_3\text{COONa} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$ $\text{Fe}_2\text{S}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$	$\text{Pb}^{2+} + \text{HOH} = \text{PbOH}^+ + \text{H}^+$ $\text{CO}_3^{2-} + \text{HOH} =$ $= \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$ $\text{MgOH}^+ + \text{HOH} =$ $= \text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{H}^+$
21	$\text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$ $\text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$ $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$	$\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{HOH} =$ $= \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$ $\text{Cr}^{3+} + \text{HOH} = \text{CrOH}^{2+} + \text{H}^+$ $\text{HCO}_3^- + \text{HOH} =$ $= \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{OH}^-$
22	$\text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$ $\text{KCN} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$ $\text{CrCl}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$	$\text{Al}^{3+} + \text{HOH} = \text{AlOH}^{2+} + \text{H}^+$ $\text{AlOH}^{2+} + \text{HOH} =$ $= \text{Al}(\text{OH})_2^+ + \text{H}^+$ $\text{PO}_4^{3-} + \text{HOH} =$ $= \text{HPO}_4^{2-} + \text{OH}^-$
23	$\text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$ $\text{Na}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$ $\text{AlCl}_3 + \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$	$\text{Fe}^{2+} + \text{HOH} = \text{FeOH}^+ + \text{H}^+$ $\text{NO}_2^- + \text{HOH} = \text{HNO}_2 + \text{OH}^-$ $\text{HSO}_3^- + \text{HOH} =$ $= \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{OH}^-$
24	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$ $\text{K}_3\text{AsO}_4 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$ $\text{ZnCO}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$	$\text{CN}^- + \text{HOH} = \text{HCN} + \text{OH}^-$ $\text{Ni}^{2+} + \text{HOH} = \text{NiOH}^+ + \text{H}^+$ $\text{FeOH}^{2+} + \text{HOH} =$ $= \text{Fe}(\text{OH})_2^+ + \text{H}^+$
25	$\text{Co}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$ $\text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$ $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3 + \text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$	$\text{SO}_3^{2-} + \text{HOH} = \text{HSO}_3^- + \text{OH}^-$ $\text{Cu}^{2+} + \text{HOH} = \text{CuOH}^+ + \text{H}^+$ $\text{NiOH}^+ + \text{HOH} =$ $= \text{Ni}(\text{OH})_2 + \text{H}^+$

Задание №2

Определите степень диссоциации α , константу диссоциации $K_{\text{дисс}}$, концентрацию ионов водорода $[\text{H}^+]$ и гидроксид-ионов $[\text{OH}^-]$ (величины, которые нужно определить, обозначены через x ($\rho = 1$))

номер задания	вещество	концентрация раствора	α	$K_{\text{дисс}}$	H^+ , моль/л	OH^- , моль/л
26	NaOH	5%	-	-	-	x
27	CH ₃ COOH	0,5 М	x	$1,7 \cdot 10^{-5}$	x	-
28	HNO ₂	0,1 М	7,1%	x	x	-
29	NH ₄ OH	0,1 М	x	$1,8 \cdot 10^{-5}$	-	x
30	HCN	1 М	x	$4,9 \cdot 10^{-10}$	x	-
31	KOH	1 М	0,77	x	-	x
32	HNO ₂	0,01 М	x	$5,1 \cdot 10^{-4}$	x	-
33	H ₃ PO ₄	0,5 М	x	$7,2 \cdot 10^{-3}$	x	-
34	NH ₄ OH	0,01%	x	$1,8 \cdot 10^{-5}$	-	x
35	CH ₃ COOH	1н.	0,41%	x	x	-
36	H ₂ SO ₃	0,02 М	x	$1,6 \cdot 10^{-2}$	x	-
37	NaOH	4 г/л	-	-	-	x
38	HNO ₂	x , моль/л	0,2	$5,1 \cdot 10^{-4}$	x	-
39	H ₂ S	0,01М	x	$1,0 \cdot 10^{-7}$	x	-
40	HCl	1н.	0,748%	x	x	-
41	Ca(OH) ₂	7,4 г/л	-	-	-	x
42	H ₂ CO ₃	0,1н.	0,212%	x	x	-
43	HCOOH	x , г/л	0,03	$1,8 \cdot 10^{-4}$	x	-
44	NaOH	2 г/л	-	-	-	x
45	H ₂ SO ₄	6 г/л	-	-	x	-
46	NH ₄ OH	x , моль/л	x	$1,8 \cdot 10^{-5}$	-	$1,33 \cdot 10^{-3}$
47	H ₂ SO ₃	x , моль/л	1,26	$1,6 \cdot 10^{-2}$	x	-
48	NH ₄ OH	x , г/л	x	$1,8 \cdot 10^{-5}$	-	$2,5 \cdot 10^{-4}$
49	HNO ₂	x , г/л	0,2	$5,1 \cdot 10^{-4}$	x	-
50	KOH	x , г/л	-	-	$2,5 \cdot 10^{-10}$	-

Задание №3

Рассчитайте произведение растворимости (ПР) малорастворимого электролита

номер задания	вещество	растворимость, г/л	номер задания	вещество	растворимость, г/л
51	Ag_3PO_4	$6,8 \cdot 10^{-2}$	55	BaCO_3	$1,65 \cdot 10^{-2}$
52	PbSO_4	$4,5 \cdot 10^{-2}$	56	MnS	$2,89 \cdot 10^{-5}$
53	$\text{Mg}(\text{OH})_2$	$1,21 \cdot 10^{-2}$	57	CaCO_3	$6,93 \cdot 10^{-3}$
54	AgCl	$1,92 \cdot 10^{-3}$	58	$\text{Cu}(\text{OH})_2$	$2,36 \cdot 10^{-5}$

Рассчитайте концентрацию (в моль/л, г/л) малорастворимого электролита в его насыщенном растворе (значения ПР см в Приложении)

номер задания	осадок	номер задания	осадок	номер задания	осадок
59	BaSO_4	62	$\text{Zn}(\text{OH})_2$	65	CaCO_3
60	Ag_2CO_3	63	$\text{Ni}(\text{OH})_2$	66	Ag_2SO_4
61	PbCl_2	64	Ag_2S	67	PbI_2

На основании расчета определите, выпадет ли осадок соли при смешении равных объемов растворов двух солей I и II.

номер задания	раствор I		раствор II	
	вещество	концентрация	вещество	концентрация
68	SrCl_2	0,002 М	K_2SO_4	0,002 н.
69	AgNO_3	0,02 н.	H_2SO_4	1 н.
70	$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$	0,0025 М	H_2SO_4	0,002 н.
71	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	0,1 н.	NaCl	0,4 н.
72	AgNO_3	0,05 н.	Na_2CO_3	0,05 н.
73	CaCl_2	0,02 М	K_2CO_3	0,02 М
74	BaCl_2	0,2 н.	Na_2SO_4	0,02 М
75	MgSO_4	0,02 М	Na_2SO_3	0,1 н.

Задание №4

Рассчитайте pH и pOH раствора слабого электролита заданной концентрации (с учетом диссоциации слабого электролита по первой ступени). (Значения ρ и $K_{\text{дисс}}$ слабого электролита см. в Приложении)

номер задания	вещество	концентрация	номер задания	вещество	концентрация
76	HCl	$\omega = 10\%$	89	CH ₃ COOH	$c = 0,5$ моль/л
77	NH ₄ OH	$c = 0,1$ моль/л	90	KOH	$\omega = 0,8\%$
78	HNO ₃	$\omega = 0,05\%$	91	HNO ₃	$c = 0,01$ моль/л
79	H ₃ BO ₃	$c = 0,1$ моль/л	92	LiOH	$c = 0,1$ моль/л
80	HCl	$\omega = 5\%$	93	H ₂ CO ₃	$c(1/2\text{H}_2\text{CO}_3) = 0,2$ моль/л
81	NH ₄ OH	$c = 0,02$ моль/л	94	NaOH	$\omega = 0,4\%$
82	H ₃ PO ₄	$c = 0,5$ моль/л	95	CH ₃ COOH	$c = 0,17$ моль/л
83	NH ₄ OH	$c = 0,1$ моль/л	96	KOH	$\omega = 0,6\%$
84	HNO ₃	$\omega = 1\%$	97	HNO ₂	$c = 0,1$ моль/л
85	HCN	$c = 0,2$ моль/л	98	LiOH	$c = 0,01$ моль/л
86	H ₂ SO ₃	$c = 0,02$ моль/л	99	H ₂ S	$c = 0,1$ моль/л
87	NH ₄ OH	$c = 1$ моль/л	100	NaOH	$\omega = 0,8\%$
88	HCN	$c = 0,1$ моль/л			

Задание №5

В уравнениях реакций подберите коэффициенты методом электронного баланса, определите окислитель и восстановитель, их степени окисления, подсчитайте для них эквиваленты.

номер задания	схема реакции
101	$\text{MnO}_2 + \text{KClO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
102	$\text{CuCl}_2 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CuCl} + \text{HCl} + \text{H}_2\text{SO}_4$
103	$\text{HgS} + \text{HNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{HgCl}_2 + \text{S} + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
104	$\text{AsH}_3 + \text{AgNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{Ag} + \text{HNO}_3$
105	$\text{Zn} + \text{KNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{ZnO}_2 + \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$
106	$\text{Fe} + \text{HNO}_3_{\text{разб.}} \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
107	$\text{Sn} + \text{HNO}_3_{\text{разб.}} \rightarrow \text{Sn}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$
108	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{S} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
109	$\text{KMnO}_4 + \text{KOH} + \text{K}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

110	$\text{H}_2\text{O}_2 + \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$
111	$\text{KMnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
112	$\text{Cl}_2 + \text{KOH}_{\text{горяч.}} \rightarrow \text{KCl} + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
113	$\text{KClO}_2 + \text{KOH} + \text{Br}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{O}$
114	$\text{FeS}_2 + \text{HNO}_3_{\text{конц.}} \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
115	$\text{C}_2\text{H}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2 + \text{MnO}_2 + \text{KOH}$
116	$\text{NaOCl} + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{NaCl} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
117	$\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{KNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
118	$\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{NO}_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
119	$\text{H}_2\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
120	$\text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4_{\text{конц.}} \rightarrow \text{I}_2 + \text{S} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
121	$\text{NaHSO}_3 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaHSO}_4 + \text{HCl}$
122	$\text{FeSO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
123	$\text{KBr} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Br}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
124	$\text{FeCl}_2 + \text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{FeCl}_3 + \text{CrCl}_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
125	$\text{Na}_2\text{S} + \text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{S} + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

Задание №6

Построить кривую кислотно-основного титрования, выбрать 2 наиболее подходящих индикатора. (Кривую титрования вычерчивать на миллиметровой бумаге, вклеить в тетрадь с контрольной работой).

номер задания	Титруемый раствор			Титрант	
	соединение	$c_{\text{н.}}$	V , мл	соединение	$c_{\text{н.}}$
126	HCl	0,1	10	NaOH	0,1
127	HCl	0,1	15	NaOH	0,1
128	HCl	0,15	20	NaOH	0,15
129	HCl	0,2	30	NaOH	0,2
130	HCl	0,2	15	NaOH	0,2
131	HCl	0,2	40	NaOH	0,2
132	CH ₃ COOH	0,1	10	KOH	0,1
133	CH ₃ COOH	0,15	15	KOH	0,15
134	CH ₃ COOH	0,1	20	KOH	0,1
135	CH ₃ COOH	0,2	10	KOH	0,2
136	CH ₃ COOH	0,2	15	KOH	0,2

137	CH ₃ COOH	0,25	20	KOH	0,25
138	NH ₃ ·H ₂ O	0,1	10	HCl	0,1
139	NH ₃ ·H ₂ O	0,1	50	HCl	0,1
140	NH ₃ ·H ₂ O	0,2	20	HCl	0,2
141	NH ₃ ·H ₂ O	0,2	25	HCl	0,2
142	NH ₃ ·H ₂ O	0,3	15	HCl	0,3
143	NH ₃ ·H ₂ O	0,3	20	HCl	0,3
144	NH ₃ ·H ₂ O	0,15	30	HCl	0,15
145	NH ₃ ·H ₂ O	0,01	20	HCl	0,01
146	NH ₃ ·H ₂ O	0,05	10	HCl	0,05
147	NH ₃ ·H ₂ O	0,02	50	HCl	0,02
148	NH ₃ ·H ₂ O	0,1	25	HCl	0,1
149	NaOH	0,3	40	HCl	0,3
150	NaOH	0,6	50	HCl	0,6

Задание №7

Вычислить число молекул воды (x) в молекулах кристаллогидратов солей, указанных в таблице, если из навески кристаллогидрата массой m_1 (г) получили m_2 (г) гравиметрической формы:

номер задания	соль	m_1 , г	гравиметрическая форма	m_2 , г
151	BaCl ₂ · x H ₂ O	0,3245	BaSO ₄	0,3100
152	MgSO ₄ · x H ₂ O	0,5520	Mg ₂ P ₂ O ₇	0,2492
153	Al ₂ (SO ₄) ₃ · x H ₂ O	0,7000	Al ₂ O ₃	0,1070
154	CoSO ₄ · x H ₂ O	0,4800	BaSO ₄	0,3985
155	Cr ₂ (SO ₄) ₃ · x H ₂ O	0,8500	Cr ₂ O ₃	0,1803
156	NH ₄ Fe(SO ₄) ₂ · x H ₂ O	0,5020	Fe ₂ O ₃	0,0831
157	MnSO ₄ · x H ₂ O	0,3240	BaSO ₄	0,3137
158	CaCl ₂ · x H ₂ O	1,0000	CaO	0,2560
159	Na ₂ SO ₄ · x H ₂ O	0,4000	BaSO ₄	0,3262
160	Ni(NO ₃) ₂ · x H ₂ O	0,3000	Ni(C ₄ H ₇ O ₂ N ₂) ₂	0,2980

161. Определите массовую долю (%) бария в образце хлорида бария BaCl₂·2H₂O (х.ч.). Навеска чистого BaCl₂·2H₂O равна 0,4872 г. Масса осадка сульфата бария BaSO₄ после прокаливания 0,4644 г.

162. После соответствующей обработки 0,9000 г сульфата калия-алюминия получено Al₂O₃ массой 0,0967 г. Вычислите массовую долю (%) алюминия в исследуемом веществе.

163. Вычислите факторы пересчета в следующих примерах:

Вещество	Ca	Cl	S	Cr	Fe ₂ O ₃	MgSO ₄	K
Гравиметрическая форма	CaO	Ag Cl	BaSO ₄	Cr ₂ O ₃	FePO ₄	Mg ₂ P ₂ O ₇	K ₂ Na[Co(NO ₂) ₆]·H ₂ O

164. Выразите гравиметрические факторы при определении следующих компонентов (гравиметрической формой во всех случаях служит сульфат бария): Ba^{2+} , SO_4^{2-} , S, BaO, H_2SO_4 , SO_2 .

165. Выразите гравиметрические факторы при определении P_2O_5 , если гравиметрической формой служили следующие соединения: $(NH_4)_3[PMo_{12}O_{40}]$, $Mg_2P_2O_7$, $Zn_2P_2O_7$, $Ca_3(PO_4)_2$.

166. Вычислить массовую долю (%) Fe_3O_4 , если из навески руды массой 0,5000 г получили 0,3989 г Fe_2O_3 .

167. Выразите гравиметрический фактор при определении фосфора по схеме:
 $P \rightarrow P_2O_5 \rightarrow PO_4^{3-} \rightarrow (NH_4)_3[PMo_{12}O_{40}] \rightarrow PbMoO_4$.

168. Вычислить эмпирическую формулу фосфорита, если в результате анализа получили содержание: 54,58% CaO, 1,86% F, 3,44% Cl, 41,61% P_2O_5 .

169. Какую массу пирита, содержащего около 30% серы, нужно взять для анализа, чтобы получить 0,3 г $BaSO_4$?

170. Какую массу вещества, содержащего около 50 % железа, нужно взять для анализа, чтобы масса прокаленного осадка Fe_2O_3 была 0,1 г?

171. Какую массу Fe_3O_4 следует взять для получения 0,2 г Fe_2O_3 ?

172. Рассчитать массу фосфорита, содержащего около 20% P_2O_5 , необходимую для получения 0,3 г $Mg_2P_2O_7$.

173. Какую массу цементита, содержащего около 30% MgO, следует взять, чтобы получить 0,3 г осадка оксихинолината магния $Mg(C_9H_6ON)_2$?

174. Вычислить эмпирическую формулу минерала, содержащего Cu, Fe, S, если в результате анализа из навески образца массой 0,3500 г было получено 0,1392 г CuO; 0,1397 г Fe_2O_3 ; 0,8169 г $BaSO_4$.

175. В образце лунного грунта обнаружен минерал, содержащий 16,2% Ca, 22,5% Fe, 22,6 % Si, 38,7% O. Вычислить эмпирическую формулу этого минерала.

Задание №8

176. Какова масса HNO_3 , содержащаяся в 500 мл раствора, если титр его равен 0,006300 г/мл?

177. Титр раствора HCl равен 0,003592 г/мл. Вычислите его нормальную концентрацию.

178. Имеется 0,1205 н. раствор H_2SO_4 . Определите его титр.

179. На титрование 20,00 мл раствора HNO_3 затрачено 15,00 мл 0,1200 н. раствора NaOH. Вычислите нормальную концентрацию, титр и массу HNO_3 в 250 мл раствора.

180. Какой объем 0,1500 н. раствора NaOH пойдет на титрование: а) 21,00 мл 0,1133 н. раствора HCl; б) 21,00 мл раствора HCl с титром 0,003810?

181. Какова нормальная концентрация раствора $H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O$, полученного растворением 1,7334 г ее в мерной колбе вместимостью 250 мл?

182. Какую массовую долю (%) карбоната натрия Na_2CO_3 содержит образец загрязненной соды, если на нейтрализацию навески ее в 0,2648 г израсходовано 24,45 мл 0,1970 н. HCl ?
183. К 20,00 мл раствора хлорида кальция прилили избыток раствора оксалата аммония, полученный осадок отфильтровали, промыли и обработали разбавленной серной кислотой:
- $$\text{CaC}_2\text{O}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CaSO}_4\downarrow + \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$$
- Освободившуюся при этом щавелевую кислоту оттитровали 0,1 н. раствором KMnO_4 , которого прошло 24,50 мл. Вычислите титр и нормальную концентрацию раствора CaCl_2 .
184. Навеску технического железного купороса 5,7700 г растворили и довели объем раствора водой до 250 мл. На титрование 25,00 раствора пошло в среднем 19,34 мл раствора KMnO_4 с титром 0,003100 г/мл. Вычислите массовую долю (%) FeSO_4 в техническом продукте.
185. К 25,00 мл раствора H_2S прибавили 50,00 мл 0,01960 н. раствора йода. На последующее титрование избытка I_2 , не вошедшего в реакцию, пошло 11,00 мл 0,02040 н. раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Сколько граммов H_2S содержится в 1 анализируемого раствора?
186. Какая масса NaCl содержится в 250,0 мл раствора, если на титрование 25,00 мл его израсходовали 16,45 мл 0,05000 М AgNO_3 ?
187. Какой объем воды надо добавить к 1 л 0,5300 М HCl , чтобы получить 0,5000 М раствор?
188. Какой объем раствора серной кислоты с массовой долей 9,3% ($\rho=1,05$ г/см³) потребуется для приготовления 40 мл 0,35 М раствора H_2SO_4 ?
189. Какой объем раствора карбоната натрия с массовой долей 15% ($\rho=1,16$ г/см³) потребуется для приготовления 120 мл 0,45 М раствора Na_2CO_3 ?
190. Какой объем хлороводородной кислоты ($\rho=1,19$ г/см³) необходим для приготовления 1 л 0,1000 М раствора?
191. Какой объем серной кислоты ($\rho=1,84$ г/см³) требуется для приготовления 2,5 л 0,2 н. раствора H_2SO_4 ($f_{\text{экв}} = 1/2$)?
192. Для приготовления 500 мл раствора было взято 20,00 мл хлороводородной кислоты ($\rho=1,19$ г/см³). Вычислить молярную концентрацию полученного раствора.
193. Вычислить молярную концентрацию и титр раствора HCl , если на титрование 0,4217 г буры израсходовано 17,50 мл этой кислоты.
194. Вычислить молярную концентрацию и титр раствора NaOH , если на титрование 20,00 мл его израсходовано 19,20 мл 0,1000 М HCl , приготовленной из фиксаля.
195. Определить молярную концентрацию раствора KOH , если на титрование 15,0 мл его израсходовали 18,70 мл раствора HCl с $T(\text{HCl}) = 0,002864$.
196. На титрование раствора NaOH израсходовано 10,00 мл раствора H_2SO_4 , титр которого 0,004904 г/мл. Сколько NaOH содержалось в титруемом растворе?

197. Навеску $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ массой 0,6000 г растворили в мерной колбе вместимостью 100,0 мл. На титрование 20,00 мл полученного раствора израсходовали 18,34 мл NaOH. Определить молярную концентрацию раствора NaOH и его титр по щавелевой кислоте $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$.
198. Навеску щелочи массой 0,5341 г, содержащей 92% NaOH и 8% индифферентных примесей, растворили и довели до метки в мерной колбе вместимостью 100,0 мл. Определить молярную концентрацию и титр кислоты, если на титрование 15,00 мл раствора NaOH израсходовали 19,50 мл кислоты.
199. До какого объема нужно довести раствор, в котором содержится 1,532 г NaOH, чтобы на титрование его аликвоты в 20,00 мл израсходовать 14,70 мл HCl, если ее титр 0,003800 г/мл?
200. Какая масса щелочи, содержащей 98 % NaOH и 2% индифферентных примесей, необходима для приготовления 200 мл 0,1 М раствора?

Задание №9

201. Приведите классификацию оптических методов анализа, дайте их краткую характеристику.
202. Приведите классификацию методов анализа, основанных на взаимодействии частиц с магнитными полями, дайте их краткую характеристику.
203. Приведите классификацию электрохимических методов анализа, дайте их краткую характеристику.
204. Приведите классификацию радиометрических методов анализа, дайте их краткую характеристику.
205. Фотоколориметрический анализ: характеристика, области применения, используемые приборы.
206. Фотометрические методы в анализе биологических объектов на содержание микроэлементов (методы Я.В.Пейве, Г.Я.Ринькиса, К.К.Бамберга, К.В.Веригиной, Д.П.Малюги).
207. Сущность спектрофотометрического анализа, область его применения.
208. Атомно-абсорбционная спектроскопия: сущность метода, область применения..
209. Эмиссионный пламенно-фотометрический анализ: сущность метода, область его применения.
210. Рефрактометрический анализ: сущность метода, область применения.
211. Поляриметрический анализ: сущность метода, область его применения.
212. Потенциометрический анализ: сущность метода, область его применения.
213. Классификация методов хроматографического анализа.
214. Жидкостная адсорбционная хроматография
215. Ионообменная хроматография.
216. Применение ионного обмена и ионообменной хроматографии.
217. Жидкостная распределительная хроматография.

- 218. Распределительная хроматография на бумаге.
- 219. Хроматография в тонком слое.
- 220. Распределительная газожидкостная хроматография.
- 221. Капиллярная жидкостная хроматография.
- 222. Гель-хроматография.
- 223. Осадочная хроматография.
- 224. Нейтронно-активационный метод анализа.
- 225. Рентгеноспектральный радиометрический метод анализа.

ПРИЛОЖЕНИЕ

I. Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы E° редокс-систем (в водных средах при 25°C)

Элемент	Окисленная форма	+ne	Восстановленная форма	E° , В
Ag	Ag^+	$+e^-$	$\text{Ag}\downarrow$	+0,799
	AgCl	$+e^-$	$\text{Ag}\downarrow + \text{Cl}^-$	+0,224
	AgBr	$+e^-$	$\text{Ag}\downarrow + \text{Br}^-$	+0,071
	AgI	$+e^-$	$\text{Ag}\downarrow + \text{I}^-$	-0,152
	$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$	$+e^-$	$\text{Ag}\downarrow + 2\text{CN}^-$	-0,29
	Ag_2S	$+2e^-$	$2\text{Ag}\downarrow + \text{S}^{2-}$	-0,71
Al	Al^{3+}	$+3e^-$	$\text{Al}\downarrow$	-1,66
	$\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow$	$+3e^-$	$\text{Al}\downarrow + 3\text{OH}^-$	-2,31
	$\text{AlO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O}$	$+3e^-$	$\text{Al}\downarrow + 4\text{OH}^-$	-2,35
Au	Au^+	$+e^-$	$\text{Au}\downarrow$	+1,68
	$[\text{Au}(\text{CN})_2]^-$	$+e^-$	$\text{Au}\downarrow + 2\text{CN}^-$	-0,61
Ba	Ba^{2+}	$+2e^-$	$\text{Ba}\downarrow$	-2,90
Bi	$\text{BiO}^+ + 2\text{H}^+$	$+3e^-$	$\text{Bi}\downarrow + \text{H}_2\text{O}$	+0,32
	$\text{NaBiO}_3 + 4\text{H}^+$	$+2e^-$	$\text{BiO}^+ + \text{Na}^+ + 2\text{H}_2\text{O}$	>+1,8
Br	Br_2	$+2e^-$	2Br^-	+1,09
	$\text{BrO}_3^- + 6\text{H}^+$	$+6e^-$	$\text{Br}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	+1,45
Ca	Ca^{2+}	$+2e^-$	$\text{Ca}\downarrow$	-2,87
Cd	Cd^{2+}	$+2e^-$	$\text{Cd}\downarrow$	-0,40
	$[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$+2e^-$	$\text{Cd}\downarrow + 4\text{NH}_3$	-0,61
Cl	$\text{Cl}_2\uparrow$	$+2e^-$	2Cl^-	+1,36
	$\text{HClO} + \text{H}^+$	$+2e^-$	$\text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$	+1,50
	$\text{ClO}_3^- + 6\text{H}^+$	$+6e^-$	$\text{Cl}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	+1,45
	$\text{ClO}_4^- + 8\text{H}^+$	$+8e^-$	$\text{Cl}^- + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,38
Co	Co^{2+}	$+2e^-$	$\text{Co}\downarrow$	-0,28
	$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	$+2e^-$	$\text{Co}\downarrow + 6\text{NH}_3$	-0,42
Cr	Cr^{3+}	$+3e^-$	$\text{Cr}\downarrow$	-0,74
	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+$	$+6e^-$	$2\text{Cr}^{3+}\downarrow + 7\text{H}_2\text{O}$	+1,33
	$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O}$	$+3e^-$	$\text{Cr}(\text{OH})_3\downarrow + 5\text{OH}^-$	-0,13

(продолжение Приложения I)

Элемент	Окисленная форма	+ne	Восстановленная форма	E° , В
Cu	Cu^{2+}	$+2e^{-}$	$\text{Cu}\downarrow$	+0,34
	CuI	$+e^{-}$	$\text{Cu}\downarrow + \text{I}^{-}$	-0,185
	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$+2e^{-}$	$\text{Cu}\downarrow + 4\text{NH}_3$	-0,07
F	$\text{F}_2\uparrow$	$+2e^{-}$	2F^{-}	+2,87
Fe	Fe^{3+}	$+e^{-}$	Fe^{2+}	+0,77
	Fe^{3+}	$+3e^{-}$	$\text{Fe}\downarrow$	-0,036
	Fe^{2+}	$+2e^{-}$	$\text{Fe}\downarrow$	-0,44
H	2H^{\cdot}	$+2e^{-}$	$\text{H}_2\uparrow$	0,00
	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^{\cdot}$	$+2e^{-}$	$2\text{H}_2\text{O}$	+1,77
Hg	Hg^{2+}	$+2e^{-}$	$\text{Hg}\downarrow$	+0,85
	Hg_2^{2+}	$+2e^{-}$	$\text{Hg}\downarrow$	+0,79
I	$\text{I}_2\downarrow$	$+2e^{-}$	2I^{-}	+0,54
	I_2 (p-p)	$+2e^{-}$	2I^{-}	+0,62
	I_3^{-}	$+2e^{-}$	3I^{-}	+0,545
	$\text{HIO} + \text{H}^{\cdot}$	$+2e^{-}$	$\text{I}^{-} + \text{H}_2\text{O}$	+0,99
	$\text{IO}_3^{-} + 6\text{H}^{\cdot}$	$+6e^{-}$	$\text{I}^{-} + 3\text{H}_2\text{O}$	+1,08
K	K^{\cdot}	$+e^{-}$	$\text{K}\downarrow$	-2,925
Mg	Mg^{2+}	$+2e^{-}$	$\text{Mg}\downarrow$	-2,37
Mn	Mn^{2+}	$+2e^{-}$	$\text{Mn}\downarrow$	-1,19
	$\text{MnO}_2\downarrow + 4\text{H}^{\cdot}$	$+2e^{-}$	$\text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,23
	$\text{MnO}_4^{-} + 2\text{H}_2\text{O}$	$+3e^{-}$	$\text{MnO}_2\downarrow + 4\text{OH}^{-}$	+0,60
	$\text{MnO}_4^{-} + 8\text{H}^{\cdot}$	$+5e^{-}$	$\text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,51
N	$\text{HNO}_2 + \text{H}^{\cdot}$	$+e^{-}$	$\text{NO}\uparrow + \text{H}_2\text{O}$	+0,99
	$\text{NO}_3^{-} + 3\text{H}^{\cdot}$	$+2e^{-}$	$\text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+0,94
	$\text{NO}_3^{-} + 2\text{H}^{\cdot}$	$+e^{-}$	$\text{NO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$	+0,80
	$\text{NO}_3^{-} + 4\text{H}^{\cdot}$	$+3e^{-}$	$\text{NO}\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,96
Na	Na^{\cdot}	$+e^{-}$	$\text{Na}\downarrow$	-2,71
Ni	Ni^{2+}	$+2e^{-}$	$\text{Ni}\downarrow$	-0,23
	$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	$+2e^{-}$	$\text{Ni}\downarrow + 6\text{NH}_3$	-0,49

(окончание Приложения I)

Элемент	Окисленная форма	$+ne$	Восстановленная форма	E° , В
O	$O_2 \uparrow + 4H^+$	$+4e^-$	$2H_2O$	+1,23
	$O_2 \uparrow + 2H^+$	$+2e^-$	H_2O_2	+0,68
	$O_3 \uparrow + 2H^+$	$+2e^-$	$O_2 \uparrow + H_2O$	+2,07
	$O_3 \uparrow + H_2O$	$+2e^-$	$O_2 \uparrow + 2OH^-$	+1,24
Pb	Pb^{2+}	$+2e^-$	$Pb \downarrow$	-0,13
	Pb^{4+}	$+2e^-$	Pb^{2+}	+1,8
	$PbO_2 \downarrow + 4H^+$	$+2e^-$	$Pb^{2+} + 2H_2O$	+1,455
	$PbO_2 \downarrow + 4H^+ + SO_4^{2-}$	$+2e^-$	$PbSO_4 \downarrow + 2H_2O$	+1,68
S	$S \downarrow$	$+2e^-$	S^{2-}	-0,48
	$S \downarrow + 2H^+$	$+2e^-$	$H_2S \uparrow$	+0,14
	$SO_4^{2-} + 4H^+$	$+2e^-$	$H_2SO_3 + H_2O$	+0,17
	$SO_4^{2-} + H_2O$	$+2e^-$	$SO_3^{2-} + 2OH^-$	-0,93
	$SO_4^{2-} + 8H^+$	$+6e^-$	$S \downarrow + 4H_2O$	+0,36
Sn	Sn^{2+}	$+2e^-$	$Sn \downarrow$	-0,14
	Sn^{4+}	$+2e^-$	Sn^{2+}	+0,15
	$[Sn(OH)_6]^{2-}$	$+2e^-$	$HSnO_2^- + 3OH^- + H_2O$	-0,93
Sr	Sr^{2+}	$+2e^-$	$Sr \downarrow$	-2,89
Zn	Zn^{2+}	$+2e^-$	$Zn \downarrow$	-0,76
	$[Zn(NH_3)_4]^{2+}$	$+2e^-$	$Zn \downarrow + 4NH_3$	-1,04

II. Плотности растворов сильных кислот при 20°C

Плотность при 20 °С, г / см ³	Концентрация кислоты, г / 100 г раствора (% масс.)			Плотность при 20 °С, г / см ³	Концентрация кислоты г / 100 г раствора (% масс.)		
	HCl	HNO ₃	H ₂ SO ₄		HCl	HNO ₃	H ₂ SO ₄
1.000	0.3600	0.3296	0.2609	1.160	32.14	27.00	22.76
1.005	1.360	1.255	0.9856	1.165	33.16	27.76	23.31
1.010	2.364	2.164	1.731	1.170	34.18	28.51	23.95
1.015	3.374	3.073	2.485	1.175	35.20	29.25	24.58
1.020	4.388	3.982	3.242	1.180	36.23	30.00	25.21
1.025	5.408	4.883	4.000	1.185	37.27	30.74	25.84
1.030	6.433	5.784	4.746	1.190	38.32	31.47	26.47
1.035	7.464	6.661	5.493	1.195	39.37	32.21	27.10
1.040	8.490	7.530	6.237	1.200	40.00	32.94	27.72
1.045	9.510	8.398	6.956	1.205		33.68	28.33
1.050	10.52	9.259	7.704	1.210		34.41	28.95
1.055	11.52	10.12	8.415	1.215		35.16	29.57
1.060	12.51	10.97	9.129	1.220		35.93	30.18
1.065	13.50	11.81	9.843	1.225		36.70	30.79
1.070	14.49	12.65	10.56	1.230		37.48	31.40
1.075	15.48	13.48	11.26	1.235		38.25	32.01
1.080	16.47	14.31	11.96	1.240		39.02	32.61
1.085	17.45	15.14	12.66	1.245		39.80	33.22
1.090	18.43	15.95	13.36	1.250		40.58	33.82
1.095	19.41	16.76	14.04	1.255		41.36	34.42
1.100	20.39	17.58	14.73	1.260		42.14	35.01
1.105	21.36	18.39	15.41	1.265		42.92	35.60
1.110	22.33	19.19	16.08	1.270		43.70	36.19
1.115	23.29	20.00	16.76	1.275		44.48	36.78
1.120	24.25	20.79	17.43	1.280		45.27	37.36
1.125	25.22	21.59	18.09	1.285		46.06	37.95
1.130	26.20	22.38	18.76	1.290		46.85	38.53
1.135	27.18	23.16	19.42	1.295		47.63	39.10
1.140	28.18	23.94	20.08	1.300		48.42	39.68
1.145	29.17	24.75	20.73	1.305		49.21	40.25
1.150	30.14	25.48	21.38	1.310		50.00	40.82
1.155	31.14	26.24	22.03	1.315		50.85	41.39

(продолжение Приложения II)

Плотность при 20 °С, г / см ³	Концентрация кислоты, г / 100 г раствора (%масс.)		Плотность при 20 °С, г / см ³	Концентрация кислоты, г / 100 г раствора (%масс.)		Плотность при 20 °С, г / см ³	Концентрация H ₂ SO ₄ , г / 100 г раствора (% масс.)
	HNO ₃	H ₂ SO ₄		HNO ₃	H ₂ SO ₄		
1.160	27.00	22.76	1.345	56.04	44.72	1.530	62.91
1.165	27.76	23.31	1.350	56.96	45.26	1.535	63.36
1.170	28.51	23.95	1.355	57.87	45.80	1.540	63.81
1.175	29.25	24.58	1.360	58.78	46.33	1.545	64.26
1.180	30.00	25.21	1.365	59.69	46.86	1.550	64.71
1.185	30.74	25.84	1.370	60.67	47.39	1.555	65.15
1.190	31.47	26.47	1.375	61.69	47.92	1.560	65.59
1.195	32.21	27.10	1.380	62.70	48.45	1.565	66.03
1.200	32.94	27.72	1.385	63.72	48.97	1.570	66.47
1.205	33.68	28.33	1.390	64.74	49.48	1.575	66.91
1.210	34.41	28.95	1.395	65.84	49.99	1.580	67.35
1.215	35.16	29.57	1.400	66.97	50.50	1.585	67.79
1.220	35.93	30.18	1.405	68.10	51.01	1.590	68.23
1.225	36.70	30.79	1.410	69.23	51.52	1.595	68.66
1.230	37.48	31.40	1.415	70.39	52.02	1.600	69.09
1.235	38.25	32.01	1.420	71.63	52.51	1.605	69.53
1.240	39.02	32.61	1.425	72.86	53.01	1.610	69.96
1.245	39.80	33.22	1.430	74.09	53.50	1.615	70.39
1.250	40.58	33.82	1.435	75.35	54.00	1.620	70.82
1.255	41.36	34.42	1.440	76.71	54.49	1.625	71.25
1.260	42.14	35.01	1.445	78.07	54.97	1.630	71.67
1.265	42.92	35.60	1.450	79.43	55.45	1.635	72.09
1.270	43.70	36.19	1.455	80.88	55.93	1.640	72.52
1.275	44.48	36.78	1.460	82.39	56.41	1.645	72.95
1.280	45.27	37.36	1.465	83.91	56.89	1.650	73.37
1.285	46.06	37.95	1.470	85.50	57.36	1.655	73.80
1.290	46.85	38.53	1.475	87.29	57.84	1.660	74.22
1.295	47.63	39.10	1.480	89.07	58.31	1.665	74.64
1.300	48.42	39.68	1.485	91.13	58.78	1.670	75.07
1.305	49.21	40.25	1.490	93.49	59.24	1.675	75.49
1.310	50.00	40.82	1.495	95.46	59.70	1.680	75.92
1.315	50.85	41.39	1.500	96.73	60.17	1.685	76.34
1.320	51.71	41.95	1.505	76.99	60.62	1.690	76.77
1.325	52.56	42.51	1.510	99.26	61.08	1.695	77.20

(окончание Приложения II)

Плотность при 20 °С, г/см ³	Концентрация H ₂ SO ₄ , г/100 г раствора (% масс.)	Плотность при 20 °С, г/см ³	Концентрация H ₂ SO ₄ , г/100 г раствора (% масс.)	Плотность при 20 °С, г/см ³	Концентрация H ₂ SO ₄ , г/100 г раствора (% масс.)	Плотность при 20 °С, г/см ³	Концентрация H ₂ SO ₄ , г/100 г раствора (% масс.)
1.715	78.93	1.750	82.09	1.785	85.74	1.710	78.49
1.720	79.37	1.755	82.57	1.790	86.35	1.820	91.11
1.725	79.81	1.760	83.06	1.795	86.99	1.825	92.25
1.730	80.25	1.765	83.57	1.800	87.69	1.830	93.64
1.735	80.70	1.770	84.08	1.805	88.43	1.831	93.94
1.740	81.16	1.775	84.61	1.810	89.23	1.832	94.32
1.745	81.62	1.780	85.16	1.815	90.12	1.833	94.72

III. Молекулярные массы неорганических веществ

Ионы	H ⁺	NH ₄ ⁺	Na ⁺	K	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Cu ²⁺	Ag ⁺	Pb ²⁺
O ²⁻	—	—	62	94	153	56	40	102	152	72	160	71	81	80	232	223
OH ⁻	18	35	40	56	171	74	58	78	103	90	107	89	99	98	125	241
Cl ⁻	36,5	53,5	58,5	74,5	208	111	95	138,5	158,5	127	162,5	126	136	135	143,5	278
Br ⁻	81	98	103	119	297	200	184	267	292	216	296	215	225	224	188	367
I ⁻	128	145	150	166	391	294	278	408	433	310	437	309	319	318	235	461
NO ₃ ⁻	63	80	85	101	261	164	148	213	238	180	242	179	189	188	170	331
S ²⁻	34	68	78	110	169	75	56	150	200	88	208	87	97	96	248	239
SO ₃ ²⁻	82	116	126	158	217	120	104	294	344	136	352	135	145	144	296	287
SO ₄ ²⁻	98	132	142	174	233	136	120	342	392	152	400	151	161	160	312	303
CO ₃ ²⁻	62	96	106	138	197	100	84	234	284	116	292	115	125	124	276	267
SiO ₃ ²⁻	78	112	122	154	213	116	100	282	332	132	340	131	141	140	292	283
PO ₄ ³⁻	98	149	164	212	601	310	262	122	147	358	151	355	385	382	419	811

IV. Константы устойчивости важнейших комплексных ионов

Формула иона	Уравнение диссоциации иона	Константа устойчивости
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-} \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+} + 6\text{CN}^-$	$1 \cdot 10^{37}$
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+} + 6\text{CN}^-$	$1 \cdot 10^{44}$
$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 4\text{NH}_3$	$2,5 \cdot 10^9$
$[\text{PtCl}_4]^{2-}$	$[\text{PtCl}_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Pt}^{2+} + 4\text{Cl}^-$	$1 \cdot 10^{16}$
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$	$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+} \rightleftharpoons \text{Co}^{3+} + 6\text{NH}_3$	$1,3 \cdot 10^{35}$
$[\text{CuCl}_4]^{2-}$	$[\text{CuCl}_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+} + 4\text{Cl}^-$	$5 \cdot 10^3$
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+} \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+} + 4\text{NH}_3$	$2,1 \cdot 10^{13}$
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$	$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + 2\text{NH}_3$	$1,5 \cdot 10^7$
$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$	$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^- \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + 2\text{CN}^-$	$1,0 \cdot 10^{21}$
$[\text{NH}_4]^+$	$[\text{NH}_4]^+ \rightleftharpoons \text{N}^{3-} + 4\text{H}^+$	$1,5 \cdot 10^9$

**V. Произведения растворимости некоторых малорастворимых веществ
(в воде при комнатной температуре)**

Формула	ПР	Формула	ПР
Бромиды		Оксалаты	
AgBr	$5,3 \cdot 10^{-13}$	Ag ₂ C ₂ O ₄	$1,0 \cdot 10^{-11}$
Hg ₂ Br ₂ (Hg ₂ ²⁺ , 2Br ⁻)	$5,8 \cdot 10^{-23}$	PbC ₂ O ₄	$8,3 \cdot 10^{-12}$
PbBr ₂	$9,1 \cdot 10^{-6}$	MgC ₂ O ₄	$8,6 \cdot 10^{-5}$
Гидроксиды		CaC ₂ O ₄	$2,3 \cdot 10^{-9}$
Pb(OH) ₂ (Pb ²⁺ , 2OH ⁻)	$1,1 \cdot 10^{-20}$	SrC ₂ O ₄	$5,6 \cdot 10^{-8}$
Al(OH) ₃ (Al ³⁺ , 3OH ⁻)	$1,0 \cdot 10^{-32}$	BaC ₂ O ₄	$1,1 \cdot 10^{-7}$
Cr(OH) ₃ (Cr ³⁺ , 3OH ⁻)	$6,3 \cdot 10^{-31}$	ZnC ₂ O ₄	$1,5 \cdot 10^{-9}$
Zn(OH) ₂ (Zn ²⁺ , 2OH ⁻)	$7,1 \cdot 10^{-18}$	CdC ₂ O ₄	$1,5 \cdot 10^{-8}$
Sn(OH) ₂ (Sn ²⁺ , 2OH ⁻)	$6,3 \cdot 10^{-27}$	Сульфаты	
Sn(OH) ₄	$1,0 \cdot 10^{-57}$	Ag ₂ SO ₄	$1,6 \cdot 10^{-5}$
Mg(OH) ₂ (свежеосажденный)	$6,0 \cdot 10^{-10}$	PbSO ₄	$1,6 \cdot 10^{-8}$
Mn(OH) ₂ (Mn ²⁺ , 2OH ⁻)	$4,5 \cdot 10^{-13}$	CaSO ₄	$2,4 \cdot 10^{-5}$
Fe(OH) ₂ (Fe ²⁺ , 2OH ⁻)	$1,0 \cdot 10^{-15}$	SrSO ₄	$3,2 \cdot 10^{-7}$
Fe(OH) ₃ (Fe ³⁺ , 3OH ⁻)	$3,2 \cdot 10^{-38}$	BaSO ₄	$1,1 \cdot 10^{-10}$
Bi(OH) ₃	$3,2 \cdot 10^{-40}$	Сульфиды	
Cu(OH) ₂ (Cu ²⁺ , 2OH ⁻)	$5,0 \cdot 10^{-20}$	Ag ₇ S	$6,3 \cdot 10^{-50}$
Cd(OH) ₂ (свежеосажденный)	$2,2 \cdot 10^{-14}$	PbS	$2,5 \cdot 10^{-27}$
Co(OH) ₂ (голубая, свежеосажденный)	$6,3 \cdot 10^{-15}$	Hg ₂ S (Hg ₂ ²⁺ , S ²⁻)	$1,0 \cdot 10^{-47}$
Ni(OH) ₂ (свежеосажденный)	$2,0 \cdot 10^{-15}$	ZnS (α)	$1,6 \cdot 10^{-24}$
Иодиды		SnS	$1,0 \cdot 10^{-25}$
AgI	$8,3 \cdot 10^{-17}$	Sb ₂ S ₃	$1,6 \cdot 10^{-93}$
PbI ₂	$1,1 \cdot 10^{-9}$	FeS	$5,0 \cdot 10^{-18}$
Hg ₂ I ₂ (Hg ₂ ²⁺ , 2I ⁻)	$4,5 \cdot 10^{-29}$	MnS (телесный)	$1,1 \cdot 10^{-15}$
CuI	$1,1 \cdot 10^{-12}$	Bi ₂ S ₃	$1,0 \cdot 10^{-97}$
Карбонаты		CuS	$6,3 \cdot 10^{-36}$
AgCO ₃	$8,2 \cdot 10^{-12}$	Cu ₂ S	$2,5 \cdot 10^{-48}$
PbCO ₃	$1,0 \cdot 10^{-13}$	CoS (α)	$4,0 \cdot 10^{-21}$
Hg ₂ CO ₃ (Hg ₂ ²⁺ , CO ₃ ²⁻)	$8,0 \cdot 10^{-17}$	CdS	$7,9 \cdot 10^{-27}$
CaCO ₃	$4,8 \cdot 10^{-9}$	NiS (α)	$3,2 \cdot 10^{-19}$
SrCO ₃	$1,1 \cdot 10^{-10}$	HgS (черный)	$1,6 \cdot 10^{-52}$
BaCO ₃	$5,1 \cdot 10^{-9}$	Фосфаты	
MgCO ₃	$4,0 \cdot 10^{-5}$	Ag ₃ PO ₄	$1,3 \cdot 10^{-20}$
MnCO ₃	$1,8 \cdot 10^{-11}$	Pb ₃ (PO ₄) ₂	$7,9 \cdot 10^{-43}$
FeCO ₃	$3,5 \cdot 10^{-11}$	MgNH ₄ PO ₄	$2,5 \cdot 10^{-13}$
ZnCO ₃	$1,5 \cdot 10^{-11}$	Хроматы	
CdCO ₃	$5,2 \cdot 10^{-12}$	Ag ₂ CrO ₄	$1,1 \cdot 10^{-12}$
CuCO ₃	$2,5 \cdot 10^{-10}$	PbCrO ₄	$1,8 \cdot 10^{-14}$
Хлориды		Hg ₂ CrO ₄	$5,0 \cdot 10^{-9}$
AgCl	$1,8 \cdot 10^{-10}$	BaCrO ₄	$1,2 \cdot 10^{-10}$
PbCl ₂	$1,6 \cdot 10^{-5}$	SrCrO ₄	$3,6 \cdot 10^{-5}$
Hg ₂ Cl ₂	$1,3 \cdot 10^{-18}$		

VI . Константы нестойкости важнейших комплексных ионов.

Диссоциация комплекса	$t, ^\circ\text{C}$	$K_{\text{нест}}$
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + 2\text{NH}_3$	30	$9,3 \cdot 10^{-8}$
$[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)]^- \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + \text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	18	$2,5 \cdot 10^{-14}$
$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^- \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + 2\text{CN}^-$	18	$8,0 \cdot 10^{-22}$
$[\text{AgCl}_2]^- \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + 2\text{Cl}^-$	25	$1,8 \cdot 10^{-5}$
$[\text{Au}(\text{CN})_2]^- \rightleftharpoons \text{Au}^+ + 2\text{CN}^-$	18	$5,0 \cdot 10^{-39}$
$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 4\text{NH}_3$	30	$3,5 \cdot 10^{-10}$
$[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 4\text{CN}^-$	18	$1,3 \cdot 10^{-17}$
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-} \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+} + 6\text{CN}^-$	25	$1,0 \cdot 10^{-24}$
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+} + 6\text{CN}^-$	25	$1,0 \cdot 10^{-31}$
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+} \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+} + 4\text{NH}_3$	30	$2,1 \cdot 10^{-13}$
$[\text{Cu}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{2-} \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+} + 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	25	$6,0 \cdot 10^{-13}$
$[\text{Cu}(\text{CN})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+} + 4\text{CN}^-$	25	$5,0 \cdot 10^{-28}$
$[\text{CuCl}_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+} + 4\text{Cl}^-$	25	$2,4 \cdot 10^{-6}$
$[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+} \rightleftharpoons \text{Cd}^{2+} + 4\text{NH}_3$	30	$7,6 \cdot 10^{-8}$
$[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Cd}^{2+} + 4\text{CN}^-$	25	$1,4 \cdot 10^{-19}$
$[\text{Hg}(\text{NH}_3)_4]^{2+} \rightleftharpoons \text{Hg}^{2+} + 4\text{NH}_3$	22	$5,3 \cdot 10^{-20}$
$[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Hg}^{2+} + 4\text{CN}^-$	25	$3,9 \cdot 10^{-42}$
$[\text{HgCl}_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Hg}^{2+} + 4\text{Cl}^-$	25	$8,5 \cdot 10^{-16}$
$[\text{HgBr}_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Hg}^{2+} + 4\text{Br}^-$	25	$1,0 \cdot 10^{-21}$
$[\text{HgI}_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Hg}^{2+} + 4\text{I}^-$	25	$1,5 \cdot 10^{-30}$
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+} \rightleftharpoons \text{Co}^{2+} + 6\text{NH}_3$	30	$7,8 \cdot 10^{-6}$
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+} \rightleftharpoons \text{Co}^{3+} + 6\text{NH}_3$	30	$3,1 \cdot 10^{-33}$
$[\text{Co}(\text{CN})_6]^{4-} \rightleftharpoons \text{Co}^{2+} + 6\text{CN}^-$	25	$8,1 \cdot 10^{-20}$
$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+} \rightleftharpoons \text{Ni}^{2+} + 6\text{NH}_3$	30	$1,9 \cdot 10^{-9}$
$[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Ni}^{2+} + 4\text{CN}^-$	25	$1,8 \cdot 10^{-14}$

**VII. Степень гидролиза и величина pH 0,1 М растворов некоторых солей
(при 18-25°C)**

Соль	Продукт гидролиза		Степень гидролиза, %	pH раствора
	формула	константа диссоциации		
NaCH ₃ COO	HCH ₃ COO	$1,8 \cdot 10^{-5}$	0,007	8,8
NH ₄ Cl	NH ₄ OH	$1,8 \cdot 10^{-5}$	0,007	5,2
KCN	HCN	$7 \cdot 10^{-10}$	1,2	11,1
NH ₄ CN	HCN и NH ₄ OH	$7 \cdot 10^{-10}$ и $1,8 \cdot 10^{-5}$	46,2	9,2
Na ₂ SO ₃	HSO ₃ ⁻	$5 \cdot 10^{-6}$	0,014	9,2
NaHSO ₃	H ₂ SO ₃	$1,3 \cdot 10^{-2}$	0,0003	3,6
Na ₂ CO ₃	HCO ₃ ⁻	$5,6 \cdot 10^{-11}$	4,2	11,6
NaHCO ₃	H ₂ CO ₃	$4,3 \cdot 10^{-7}$	0,05	8,3
(NH ₄) ₂ CO ₃	HCO ₃ ⁻ + NH ₄ OH	$5,6 \cdot 10^{-11}$ и $1,8 \cdot 10^{-5}$	86,0	9,13
NH ₄ CH ₃ COO	HCH ₃ COO + NH ₄ OH	$1,8 \cdot 10^{-5}$ и $1,8 \cdot 10^{-5}$	0,6	7,0
Na ₃ PO ₄	HPO ₄ ²⁻	$2,2 \cdot 10^{-13}$	48,4	12,8
Na ₂ HPO ₄	H ₂ PO ₄ ⁻	$6,2 \cdot 10^{-8}$	0,13	9,9
NaH ₂ PO ₄	H ₃ PO ₄	$7,5 \cdot 10^{-3}$	0,0004	4,6
Na ₂ S	HS ⁻	$1,2 \cdot 10^{-15}$	98,0	13,0
NaHS	H ₂ S	$5,7 \cdot 10^{-8}$	0,13	11,0
(NH ₄) ₂ S	HS ⁻ и NH ₄ OH	$1,2 \cdot 10^{-15}$ и $1,8 \cdot 10^{-5}$	100,0	9,25
NH ₄ HS	H ₂ S и NH ₄ OH	$5,7 \cdot 10^{-8}$ и $1,8 \cdot 10^{-5}$	9,9	8,3

VIII. Молярные массы эквивалентов некоторых веществ.

Формула	$f_{\text{эkv}}(X)$	$M(f_{\text{эkv}}(X)X)$
AgNO ₃	1	169,873
Al	1	26,9815
	1/12	2,2485
Al(C ₉ H ₆ ON) ₃	1	459,44
B	1	10,81
Ba	1	137,33
BaCl ₂ · 2H ₂ O	1	244,27
BaSO ₄	1	233,39
Br	1	79,904
Bi	1	208,9804
—C ₂ H ₃ O (эпокси-группа)	1	43,05
CS(NH ₂) ₂ (тиомочевина)	1	76,12
C ₆ H ₅ OH (фенол)	1	94,117
	1/6	15,686
C ₆ H ₅ NH ₂ (анилин)	1	93,133
	1/6	15,522
C ₆ H ₅ CH ₃ (NH ₂) (<i>n</i> -толуидин)	1/4	23,04
CH ₂ O (формальдегид)	1	30,026
	1/2	15,013
CH ₃ OH (метилловый спирт)	1	32,0423
C ₂ H ₅ OH (этиловый спирт)	1	46,0693
C ₄ H ₉ OH (бутиловый спирт)	1	74,1233
C ₃ H ₈ O (изопропиловый спирт)	1/2	30,048
C ₂ H ₆ O ₂ (этиленгликоль)	1/10	6,207
C ₃ H ₈ O ₃ (глицерин)	1/14	6,578
C ₂ H ₄ O (уксусный альдегид)	1	44,053
C ₄ H ₈ O ₂ (этилацетат)	1	88,105
C ₆ H ₁₂ N ₄ (уротропин)	1/4	35,047
C ₆ H ₄ (OH) ₂ (резорцин-1,3-диоксибензол)	1/6	18,353
C ₆ H ₄ (OH) ₂ (гидрохинон-1,4-диоксибензол)	1/2	55,06
C ₅ H ₁₁ OH (амиловый спирт)	1	88,1503
C ₆ H ₄ (NH ₂) ₂ (<i>n</i> -фенилендиамин)	1/2	54,07
C ₂ H ₅ NO ₂ (глицин)	1	75,07
C ₃ H ₇ NO ₂ (аланин)	1	89,09
C ₉ H ₁₁ NO ₂ (фенилаланин)	1	165,19
N(CH ₂ CH ₂ OH) ₃ (триэтаноламин)	1	149,19
C ₁₃ H ₁₃ N ₃ (дифенилгуанидин)	1	211,27
(дибазол)		224,73
Ca	1	40,08
CaCO ₃	1	100,09
CaO	1	56,08
	1/2	28,040
CaSO ₄	1	136,14

(продолжение Приложения VIII)

Формула	$f_{\text{экв}}(X)$	$M(f_{\text{экв}}(X) \cdot X)$
$\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	1	172,09
Cd	1	112,41
Cl	1	35,453
Co	1	58,9332
Cr	1/3	17,3320
$\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$	1	238,011
CrO_3	1	99,994
Cu	1	63,546
$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$	1	249,68
F	1	18,998403
Fe	1	55,847
FeCl_3	1	162,206
Fe_2O_3	1	159,69
H_3BO_3	1	61,83
$\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ (уксусная кислота)	1	60,052
$\text{HC}_7\text{H}_5\text{O}_2$ (бензойная кислота)	1	122,12
$\text{HC}_7\text{H}_7\text{SO}_2$ (<i>n</i> -толуолсульфиновая кислота)	1	156,203
$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ (щавелевая кислота)	1	126,066
	1/2	63,033
HCl	1	36,461
H_2SO_4	1	98,07
	1/2	49,037
$\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 \cdot 1/2\text{H}_2\text{O}$	1	333,61
$\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	1	561,22
I	1	126,9046
K	1	39,0983
KBr	1	119,002
KBrO_3	1	167,001
	1/6	27,833
$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	1	294,185
$\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$	1/3	140,80
$\text{KHC}_8\text{H}_4\text{O}_4$ (гидрофталаат)	1	204,22
KMnO_4	1/5	31,6068
K_2SO_4	1	174,25
$\text{Li}_2\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$	1	127,95
Mg	1	24,305
Mn	1	54,9380
MnO_2	1/2	43,4684
Mo	1	95,94
NH_3	1	17,0304
$(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$	1	124,096
	1/2	62,048
NH_4Cl	1	53,491
NH_4F	1	37,0367
$\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$	1	482,18

(окончание Приложения VIII)

Формула	$f_{\text{экв}}(X)$	$M(f_{\text{экв}}(X)X)$
$(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4$	1	
Na	1	22,98977
$\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$	1/2	190,68
$\text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ (ацетат)	1	82,0348
Na_2CO_3	1	105,989
	1/2	52,9942
$\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$	1/2	66,9998
NaCl	1	58,443
NaF	1	41,9882
$\text{Na}_2\text{H}_2\text{C}_{10}\text{H}_{12}\text{O}_8\text{N}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ (этилендиаминтетраацетат дигидрат)	1	372,24
Na_2HPO_4	1	141,959
NaHSO_4	1	120,06
Na_2SO_4	1	142,04
$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$	1	322,19
$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$	1	248,18
Ni	1	58,70
$\text{NiSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$	1	280,87
P_2O_5	1	141,945
Pb	1	207,2
S	1	32,06
SCN	1	58,08
SO_3	1	80,06
SO_4	1	96,06
S_2O_3	1	112,12
Zn	1	65,38
$\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$	1	287,54

IX. Растворимость кислот, оснований, солей и реакция их растворов в воде

Ионы	Сильные основания					Слабые основания														
	H ⁺	K ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Na ⁺	NH ₄ ⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Cu ²⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Co ²⁺	M ²⁺	Pb ²⁺	Cu ⁺	Hg ²⁺	Ag ⁺	
OH ⁻		Р	Р	М	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	-	-
NO ₃ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
SO ₄ ²⁻	Р	Р	Н	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	М	
I ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	-	Р	Р	Н	Р	М	Н	
Br ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	М	Н	
Cl ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Н	
SO ₃ ²⁻	Р	Р	М	М	Р	Р	М	-	Н	Н	-	Н	-	Н	Н	Н	-	-	Н	
PO ₄ ³⁻	Р	Р	Н	Н	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	
F ⁻	Р	Р	М	М	Р	Р	М	М	Р	М	М	М	М	Р	Р	М	М	-	Р	
CH ₃ COO ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	
CO ₃ ²⁻	Р	Р	Н	Н	Р	Р	Н	-	Н	Н	-	Н	-	Н	Н	Н	-	-	Н	
S ²⁻	Р	Р	-	-	Р	Р	-	-	Н	Н	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	
SiO ₃ ²⁻	Н	Р	Н	Н	Р	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	

Уменьшение кислотных свойств ↓

РЕАКЦИЯ РАСТВОРА:

- кислая
 - щелочная
 - нейтральная

Примечание: **Р** – растворимые (больше 1 г в 100 г воды);
М – малорастворимые (от 0,01 г в 100 г воды);
Н – нерастворимые (меньше 0,01 г в 100 г воды);
(-) – разлагается водой или не существует.

Х . Некоторые кислотно-основные индикаторы

Индикатор	Интервал изменения окраски, ΔрН	Показатель титрования, рТ
Метиловый оранжевый	3,1 – 4,4	4,0
Метиловый красный	4,4 – 6,2	5,5
Метиловый желтый	2,4 – 4,0	3,0
Фенолфталеин	8,2 – 9,8	9,0
Тимолфталеин	9,3 – 10,5	9,6
Феноловый красный	6,4 – 8,2	7,5
Тимоловый синий	8,0 – 9,6	9,2
Бромтимоловый синий	6,0 – 7,6	7,0
Бромкрезоловый зеленый	3,9 – 5,4	4,5
Бромкрезоловый пурпурный	5,2 – 6,8	6,0

**XI. Плотность водных растворов кислот, щелочей
и аммиака (при 20°C), г/см³**

Мас- совая доля, %	H ₂ SO ₄	HNO ₃	HCl	KOH	NaOH	NH ₃
2	1,012	1,009	1,008	1,016	0,021	0,990
4	1,025	1,020	1,018	1,033	1,043	0,981
6	1,038	1,031	1,028	1,048	1,065	0,973
8	1,052	1,043	1,038	1,065	1,087	0,965
10	1,066	1,054	1,047	1,082	1,109	0,958
12	1,080	1,066	1,057	1,100	1,131	0,950
14	1,195	1,078	1,068	1,118	1,153	0,943
16	1,109	1,090	1,078	1,137	1,175	0,936
18	1,124	1,103	1,088	1,156	1,197	0,930
20	1,139	1,115	1,098	1,176	1,219	0,923
22	1,155	1,128	1,108	1,196	1,241	0,916
24	1,170	1,140	1,119	1,217	1,263	0,910
26	1,186	1,153	1,129	1,240	1,285	0,904
28	1,202	1,167	1,139	1,263	1,306	0,898
30	1,219	1,180	1,149	1,286	1,328	0,892
32	1,235	1,193	1,159	1,310	1,349	-
34	1,252	1,207	1,169	1,334	1,370	-
36	1,268	1,221	1,179	1,358	1,390	-
38	1,284	1,234	1,189	1,384	1,410	-
40	1,303	1,246	-	1,411	1,430	-
42	1,321	1,259	-	1,437	1,449	-
44	1,338	1,272	-	1,460	1,469	-
46	1,357	1,285	-	1,485	1,487	-
48	1,376	1,298	-	1,511	1,507	-
50	1,395	1,310	-	1,538	1,525	-
52	1,415	1,322	-	1,564	-	-
54	1,435	1,334	-	1,590	-	-
56	1,456	1,345	-	1,616	-	-
58	1,477	1,356	-	-	-	-
60	1,498	1,367	-	-	-	-
62	1,520	1,377	-	-	-	-
64	1,542	1,387	-	-	-	-
66	1,565	1,396	-	-	-	-
68	1,587	1,405	-	-	-	-

ТАБЛИЦА ВАРИАНТОВ

<i>вариант</i>	<i>Номера заданий</i>
1	1, 26, 51, 76, 101, 126, 151, 176, 201
2	2, 27, 52, 77, 102, 127, 152, 177, 202
3	3, 28, 53, 78, 103, 128, 153, 178, 203
4	4, 29, 54, 79, 104, 129, 154, 179, 204
5	5, 30, 55, 80, 105, 130, 155, 180, 205
6	6, 31, 56, 81, 106, 131, 156, 181, 206
7	7, 32, 57, 82, 107, 132, 157, 182, 207
8	8, 33, 58, 83, 108, 133, 158, 183, 208
9	9, 34, 59, 84, 109, 134, 159, 184, 209
10	10, 35, 60, 85, 110, 135, 160, 185, 210
11	11, 36, 61, 86, 111, 136, 161, 186, 211
12	12, 37, 62, 87, 112, 137, 162, 187, 212
13	13, 38, 63, 88, 113, 138, 163, 188, 213
14	14, 39, 64, 89, 114, 139, 164, 189, 214
15	15, 40, 65, 90, 115, 140, 165, 190, 215
16	16, 41, 66, 91, 116, 141, 166, 191, 216
17	17, 42, 67, 92, 117, 142, 167, 192, 217
18	18, 43, 68, 93, 118, 143, 168, 193, 218
19	19, 44, 69, 94, 119, 144, 169, 194, 219
20	20, 45, 70, 95, 120, 145, 170, 195, 220
21	21, 46, 71, 96, 121, 146, 171, 196, 221
22	22, 47, 72, 97, 122, 147, 172, 197, 222
23	23, 48, 73, 98, 123, 148, 173, 198, 223
24	24, 49, 74, 99, 124, 149, 174, 199, 224
25	25, 50, 75, 100, 125, 150, 175, 200, 225

