

МИНИСТЕРСТВО СЕЛЬСКОГО ХОЗЯЙСТВА РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное бюджетное образовательное
учреждение высшего образования
«ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ АГРАРНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»
(ФГБОУ ВО Дальневосточный ГАУ)
ТЕХНОЛОГИЧЕСКИЙ ФАКУЛЬТЕТ

Ж.А. Димиденок

ИНДИВИДУАЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ
ПО НЕОРГАНИЧЕСКОЙ И АНАЛИТИЧЕСКОЙ ХИМИИ

*Задачник по химии
для выполнения самостоятельной работы*

БЛАГОВЕЩЕНСК
Издательство
Дальневосточного государственного аграрного университета
2019

УДК 546+543(076)
ББК 24.1+24.4я7
Д46

*Рецензент – Смирнова Светлана Алексеевна, канд. хим. наук,
ФГБОУ ВО Дальневосточный ГАУ*

Д46 Димиденок, Жанна Анатольевна

Индивидуальные задания по неорганической и аналитической химии :
задачник для выполнения самостоятельной работы / Дальневост. гос.
аграр. ун-т; канд. биол. наук, доц. Ж. А. Димиденок. – Благовещенск: Изд-
во Дальневост. гос. аграр. ун-та, 2019. – 52 с.

Составлен в соответствии с современными требованиями федерального
государственного образовательного стандарта высшего
профессионального образования.

Предназначен для организации самостоятельной работы обучающихся по
направлениям 36.05.01 – ветеринария; 36.03.01 – ветеринарно-санитарная
экспертиза; 06.03.01 – биология; 36.03.02 – зоотехния, изучающих
дисциплины «Неорганическая и аналитическая химия»

Рекомендовано к изданию методическим советом технологического факультета
ФГБОУ ВО Дальневосточный ГАУ (Протокол № 3 от 15 ноября 2017 г.).

© Димиденок Ж.А., 2017
© ФГБОУ ВО Дальневосточный ГАУ, 2019
© Оформление. Изд-во Дальневост. гос. аграр. ун-та, 2019

СОДЕРЖАНИЕ

ПРЕДИСЛОВИЕ	4
РАЗДЕЛ 1 НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ	5
Задание 1. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ	5
Задание 2. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ	8
Задание 3. СТРОЕНИЕ АТОМА И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА	11
Задание 4. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ.....	13
Задание 5. ЭНЕРГЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ.....	14
Задание 6. КИНЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ.....	16
Задание 7. СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ СОСТАВА РАСТВОРОВ.....	18
ЗАДАНИЕ 8. РАСТВОРЫ ЭЛЕКТРОЛИТОВ. АМФОТЕРНЫЕ ГИДРОКСИДЫ.....	20
Задание 9. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ. КОЛИЧЕСТВЕННЫЕ ХАРАКТЕРИСТИКИ ГИДРОЛИЗА СОЛЕЙ	23
Задание 10. ПРОИЗВЕДЕНИЕ РАСТВОРИМОСТИ	25
Задание 11. КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ	28
РАЗДЕЛ 2 ОСНОВЫ АНАЛИТИЧЕСКОЙ ХИМИИ. КОЛИЧЕСТВЕННЫЙ АНАЛИЗ	30
Задание 12. ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРОВ.....	31
Задание 13. РАСЧЕТ РЕЗУЛЬТАТОВ ТИТРОВАНИЯ	32
ПРИЛОЖЕНИЯ	35
Таблица 1 Важнейшие кислоты и кислотные остатки	36
Таблица 2 Электроотрицательность элементов по Полингу	37
Таблица 3 Стандартные энтальпии образования (ΔH_{298}^0), энтропии (S_{298}^0), энергии Гиббса простых веществ и соединений	38
Таблица 4 Растворимость солей и оснований в воде.....	39
Таблица 5 Формулы для перерасчета концентраций растворов	40
Таблица 6 Средние коэффициенты активности ионов при различной ионной силе раствора	41
Таблица 7 Константы диссоциации (K_d) слабых электролитов.....	42
Таблица 8 Произведение растворимости труднорастворимых в воде соединений (при 25 °С).....	44
Таблица 9 Константы нестойкости некоторых комплексных ионов	45
Таблица 10 Названия некоторых комплексообразователей и лигандов.....	46
Периодическая система Д.И. Менделеева	47

ПРЕДИСЛОВИЕ

Задачник для самостоятельной работы студентов по курсу «Неорганическая и аналитическая химия» предназначен для обучающихся всех форм обучения. Данное пособие содержит варианты индивидуальных заданий по наиболее важным разделам и приложение, которое включает справочные данные, необходимые для решения задач. В пособии обобщены и систематизированы задачи по всем разделам неорганической и аналитической химии.

Составленные задания помогут студентам эффективно освоить курс химии, проверить степень усвоения учебного материала, закрепить знания по основным разделам, установить связь между теорией и практикой, успешно подготовиться к интернет-тестированию и к экзамену.

РАЗДЕЛ 1 НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Задание 1. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ

Теоретическое введение

Вычисление массовой доли элемента (X) в молекуле (X_nY_m):

$$\omega(X) = \frac{n(X) \cdot Ar(X)}{M(X_n Y_m)} 100\%$$

Вычисление массы вещества: $m = M \cdot \nu$

Вычисление количества вещества $\nu(X) = \frac{m(X)}{M(X)} = \frac{Ni}{N_A} = \frac{V_0}{V_M}$

где V_M – 22,4 л

Вычисление молярной массы эквивалента элемента или вещества

$$M_{\text{э}}(X) = M(X) \cdot 1/Z$$

Закон эквивалентов

$$\frac{m(X)_1}{m(X)_2} = \frac{M_{\text{э}}(X)_1}{M_{\text{э}}(X)_2}$$

Определение эквивалентного числа Z и молярной массы эквивалента вещества M_э(X)

Химический элемент или вещество	Формула для расчета Z(X)	Пример
Химический элемент	Z(X) = B(X)*	PH ₃ Z(P) = 3 Z(H) = 1
Простое вещество	Z(X) = B(X) · N(X)**	O ₂ Z(O ₂) = 2 · 2 = 4
Сложное вещество	Z(X) = B(X) · N(X)***	P ₂ O ₅ Z(P ₂ O ₅) = 2 · 5 = 10 H ₃ PO ₄ Z(H ₃ PO ₄) = 3 Ca(OH) ₂ Z(Ca(OH) ₂) = 2 Al ₂ (PO ₄) ₃ Z(Al ₂ (PO ₄) ₃) = 2 · 3 = 6

B(X)* - валентность элемента; N(X)** - число атомов элемента;

N(X)*** - число функциональных групп (у кислот – атомы водорода;

у оснований – гидроксид-ионы; у солей – атомы металла; у оксидов – атомы элементов, образующего оксид)

Задания для выполнения:

1. Составьте формулы веществ по их названиям.
2. Найдите молярные массы веществ.
3. Найдите молярные массы эквивалентов веществ.
4. Сколько молей содержится в 50 граммах **основания**?
5. Какова массовая доля (в%) элемента, образующего **кислоту**?
6. Какой объем займет 10 г газообразного **оксида** при нормальных условиях?
7. По закону эквивалентов рассчитать массу кислорода, необходимую для реакции с 5 граммами элемента, образующего данный **оксид**.

Варианты заданий:

1. Оксид натрия, фосфорная кислота, гидроксид натрия, сульфат натрия.
2. Оксид азота (III), сероводородная кислота, гидроксид алюминия, сульфат аммония.
3. Оксид железа (III), метафосфорная кислота, гидроксид бария, хлорид железа (III).
4. Оксид калия, хлорноватистая кислота, гидроксид кальция, хлорид алюминия.
5. Оксид брома (V), бромоводородная кислота, гидроксид марганца (IV), карбонат железа (III).
6. Оксид серы (VI), сернистая кислота, гидроксид калия, карбонат алюминия.
7. Оксид хлора (VII), селеновая кислота, гидроксид магния, дихромат калия.
8. Оксид меди (II), мышьяковая кислота, гидроксид меди (II), хлорид калия.
9. Оксид железа (II), хлорная кислота, гидроксид железа (III), сульфат железа (II).
10. Оксид хрома (III), хромовая кислота, гидроксид хрома (III), сульфат марганца (III).

11. Оксид серы (IV), сероводородная кислота, гидроксид никеля (II), сульфид железа (III).
12. Оксид азота (V), азотная кислота, гидроксид хрома (III), нитрат кальция.
13. Оксид фосфора (V), фосфорная кислота, гидроксид олова (II), хлорид кобальта (II).
14. Оксид брома (III), борная кислота, гидроксид свинца (II), перманганат калия.
15. Оксид йода (VII), азотистая кислота, гидроксид свинца (IV), нитрат ртути (II).
16. Оксид фосфора (III), хлорноватистая кислота, гидроксид меди (II), фосфат натрия.
17. Оксид кремния (IV), кремниевая кислота, гидроксид платины (IV), карбонат хрома (III).
18. Оксид бора (III), йодоводородная кислота, гидроксид вольфрама (IV), сульфид хрома (III).
19. Оксид ванадия (V), сернистая кислота, гидроксид кадмия (II), фосфат бария.
20. Оксид марганца (VII), фосфористая кислота, гидроксид марганца (IV), ацетат серебра.
21. Оксид серебра, марганцевая кислота, гидроксид никеля (II), сульфид алюминия.
22. Оксид хлора (III), хлористая кислота, гидроксид марганца (III), сульфид марганца (III).
23. Оксид хрома (VI), двухромовая кислота, гидроксид серебра, фосфат бария.
24. Оксид магния, хлороводородная кислота, гидроксид вольфрама (III), карбонат хрома (III).
25. Оксид олова (IV), фтороводородная кислота, гидроксид хрома (III), сульфат хрома (III).

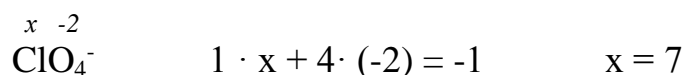
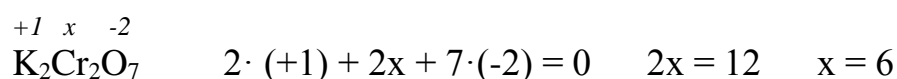
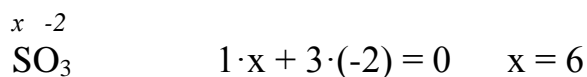
Задание 2. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Теоретическое введение

Окислительно-восстановительные реакции (ОВР) протекают с изменением степени окисления атомов элементов, входящих в состав молекул реагирующих веществ. **Степень окисления** – это условный заряд атома в молекуле, вычисленный на основании предположения, что молекула состоит из ионов.

В молекуле (в сложном ионе) алгебраическая сумма степеней окисления элементов с учетом числа их атомов равна нулю (заряду иона).

Порядок определения степени окисления:



Сущность и признаки окислительно-восстановительных процессов

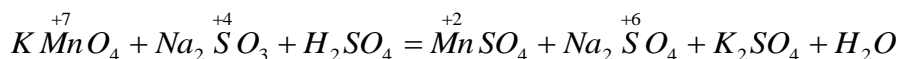
Электронное уравнение процесса	Переход электронов	Название процесса	Свойства частицы	Изменение степени окисления
$\text{Zn}^0 - 2\hat{e} \rightarrow \text{Zn}^{2+}$	отдача	окисление	Zn^0 восстановитель	Повышение
$\text{Cl}^0 + \hat{e} \rightarrow \text{Cl}^-$	присоединение	восстановление	Cl^0 окислитель	Понижение

Атомы элементов в высших степенях окисления, могут быть только *окислителями*. Атомы в своей низшей степени окисления – *восстановители*. Атом элемента в промежуточной степени окисления обладает окислительно-восстановительными свойствами – возможностью вступать в реакцию как с восстановителями, так и с окислителями.

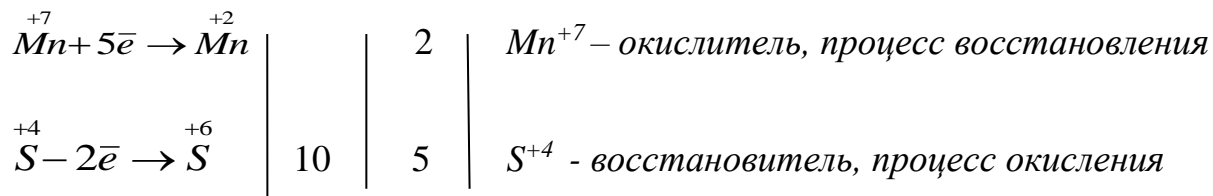
Метод электронного баланса

Составление уравнений ОВР по методу электронного баланса предусматривает несколько этапов:

1. Записывают схему уравнения реакции, находят элементы, которые изменяют свои степени окисления, определяют их степени окисления:



2. Составляют схемы электронных превращений (электронные уравнения) и находят коэффициенты:



3. Проставляют стехиометрические коэффициенты в схему реакции перед веществами, элементы которых изменили свою степень окисления:



4. Уравнивают число атомов тех элементов, которые не изменили свои степени окисления. В предпоследнюю очередь уравнивают атомы водорода.



5. Убеждаются в правильном подборе коэффициентов, сопоставляя число атомов кислорода в обеих частях уравнения; в данном примере слева 35 атомов кислорода и справа 35.

Расчет молярной массы эквивалента окислителя (восстановителя)

$M_{\text{э}}(X) = M(X) \cdot 1/Z$, где Z – число принятых (или отданных) электронов; M – молярная масса окислителя (восстановителя).

Задания для выполнения:

Задача 1. Определите степень окисления образующего элемента в указанных соединениях и укажите, окислителем или восстановителем могут быть эти соединения в ОВР.

Задача 2.

1. Составить электронные уравнения и подобрать коэффициенты методом электронного баланса.
2. Определить тип ОВР (межмолекулярное, внутримолекулярное окисления-восстановления, дис- или компропорционирования).
3. Рассчитать молярную массу эквивалента окислителя и восстановителя.
4. Расставьте коэффициенты методом полуреакций *.

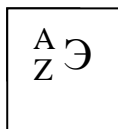
* - задание выполняется по желанию.

Варианты

Вариант	Задача 1	Задача 2
1	$\text{N}_2\text{H}_4, \text{HNO}_3$	$\text{H}_2\text{S} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$
2	$\text{H}_3\text{PO}_3, \text{H}_3\text{PO}_4$	$\text{CrCl}_3 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KBr} + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
3	$\text{Cl}_2\text{O}, \text{HClO}_4$	$\text{KBr} + \text{KBrO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Br}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
4	HCl, ClF_3	$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HBr} \rightarrow \text{H}_2\text{S} + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O}$
5	$\text{NH}_4\text{Cl}, \text{KNO}_2$	$\text{SO}_2 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}$
6	$\text{Na}_2\text{SO}_3, \text{H}_2\text{SO}_4$	$\text{HCl} + \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
7	$\text{H}_2\text{S}, \text{SO}_2$	$\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}$
8	AuCl_3, Au	$\text{FeCl}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_3 + \text{MnCl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
9	$\text{H}_2\text{O}_2, \text{O}_2$	$\text{C} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
10	$\text{KMnO}_4, \text{MnCl}_2$	$\text{KMnO}_4 + \text{K}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{S} + \text{KOH}$
11	$\text{N}_2\text{O}, \text{NaNO}_2$	$\text{NiS} + \text{HNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NiCl}_2 + \text{S} + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
12	Br_2, NaBr	$\text{Br}_2 + \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{N}_2 + \text{NH}_4\text{Br} + \text{H}_2\text{O}$
13	$\text{Cl}_2, \text{KClO}_3$	$\text{KBr} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Br}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
14	NO_2, NH_3	$\text{KClO}_3 + \text{S} \rightarrow \text{KCl} + \text{SO}_2$
15	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7, \text{CrCl}_3$	$\text{P} + \text{HIO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{HI}$
16	KI, HIO_4	$\text{KNO}_2 + \text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{KNO}_3$
17	$\text{K}_2\text{MnO}_4, \text{MnO}_2$	$\text{KClO}_3 + \text{S} \rightarrow \text{KCl} + \text{SO}_2$
18	Br_2, HBrO	$\text{NaI} + \text{NaIO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
19	$\text{CrCl}_3, \text{Na}_2\text{CrO}_4$	$\text{KNO}_2 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{NO} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
20	$\text{PH}_3, \text{H}_3\text{PO}_4$	$\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{KCl} + \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
21	$\text{MnSO}_4, \text{HMnO}_4$	$\text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{PbO}_2 \rightarrow \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{PbSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
22	$\text{Na}_2\text{S}, \text{H}_2\text{SO}_4$	$\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{KMnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{K}_2\text{CO}_3$
23	$\text{H}_3\text{PO}_3, \text{P}_2\text{O}_5$	$\text{K}_2\text{S} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{S} + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
24	CO, CO_2	$\text{NaI} + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{I}_2 + \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{NaOH}$
25	$\text{As}, \text{H}_2\text{AsO}_4$	$\text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO}_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Задание 3. СТРОЕНИЕ АТОМА И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА

Теоретическое введение



формула, отражающая состав атома элемента (Э), A – массовое число (общее число протонов и нейтронов); Z – порядковый номер элемента.

Например, атом азота имеет следующий состав:

${}^{15}_7\text{N}$ электронов = 7, протонов = 7, нейтронов = $A - Z = 15 - 7 = 8$.

Последовательность заполнения подуровней – *ряд Клечковского*

1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s 5f 6d

В зависимости от того, какой подуровень завершается, все элементы периодической системы делятся на четыре электронных семейства:

s-элементы – элементы групп IA, IIA, водород, гелий;

p-элементы – элементы групп III A – VIII A, кроме водорода и гелия;

d-элементы – элементы побочных подгрупп (IB – VIII B);

f-элементы – лантаноиды и актиноиды.

Особенности заполнения электронами электронных оболочек у атомов элементов главных и побочных подгрупп.

У элементов главных подгрупп (*s*- и *p*-элементов) завершается ***последний энергетический уровень***. Все валентные электроны у них находятся на последнем уровне. Их число равно номеру группы.

У элементов побочных подгрупп (*d*-элементов) завершается ***предпоследний энергетический уровень***, а на последнем уровне, как правило, находится два электрона. Валентные электроны находятся на последнем уровне

(два) и на завершаемом d-подуровне остальные. Эта сумма также равна номеру группы.

Задания для выполнения:

1. Указать число электронов, протонов, нейтронов в атоме элемента.
2. Определить электронное семейство.
3. Распределить электроны по энергетическим уровням.
4. Составить электронные формулы (полную и сокращенную).
5. Составить электронно-графические формулы валентного уровня в основном и возбужденном состояниях; указать высшую валентность.
6. Составить формулы высшего оксида и гидроксида (кислоты), указать их характер (кислотный, основной, амфотерный).
7. Указать наличие водородного соединения, объяснить, почему данный элемент образует или не образует водородное соединение.

Варианты:

1. Be	9. Sn	17. Pb
2. Ca	10. Rb	18. Mg
3. I	11. C	19. K
4. Sb	12. P	20. As
5. Bi	13. Se	21. Al
6. Ge	14. Tl	22. Cr
7. Si	15. Sr	23. Zn
8. W	16. Fe	24. Mo
		25. Te

Задание 4. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

Тип химической связи можно определить по разности относительной электроотрицательности ($\Delta OЭО$) атомов элементов, образующих связь.

Определяют тип химической связи в молекуле, если:

$\Delta OЭО > 1,7$ — преобладает ионный тип связи;
 $\Delta OЭО$ от 0,5 до 1,7 — ковалентная полярная связь;
 $\Delta OЭО$ от 0 до 0,5 — ковалентная неполярная связь.

Задания для выполнения:

1. По значениям относительных электроотрицательностей атомов, образующих связь, определить тип химической связи (приложение табл. 2).
2. Составить структурную (графическую) формулу молекулы (иона) и определить число σ - и π -связей в молекуле,
3. Составить электронную схему молекулы (иона).
4. Указать какие атомные орбитали перекрываются при образовании связи?

Варианты

1. GaCl ₃	10. Li ₂ S	18. TeO ₂
2. MgS	11. GeBr ₂	19. PCl ₃
3. CS ₂	12. Na ₂ Se	20. K ₃ P
4. Tl ₂ O ₃	13. SO ₂	21. Li ₂ O
5. CaCl ₂	14. ZnI ₂	22. PbO ₂
6. PbS ₂	15. BeBr ₂	23. SbH ₃
7. Bi ₂ O ₅	16. As ₂ O ₅	24. Cu ₂ O
8. HgCl ₂	17. SnI ₂	25. SrCl ₂
9. CdS		

Задание 5. ЭНЕРГЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ

Теоретическое введение

Расчет энтальпии. ΔH° реакции = $\sum \Delta H^\circ$ продуктов – $\sum \Delta H^\circ$ реагентов

$Q > 0$ или $\Delta H^\circ < 0$ – экзотермический процесс

$Q < 0$ или $\Delta H^\circ > 0$ – эндотермический процесс

Расчет энтропии. ΔS° реакции = $\sum \Delta S^\circ$ продуктов – $\sum \Delta S^\circ$ реагентов

Расчет энергии Гиббса.

ΔG° реакции = $\sum \Delta G^\circ$ продуктов – $\sum \Delta G^\circ$ реагентов

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$$

$\Delta G < 0 \rightarrow$ реакция самопроизвольно возможна

$\Delta G > 0 \leftarrow$ возможна самопроизвольная обратная реакция

$\Delta G = 0 \rightleftharpoons$ достижение химического равновесия

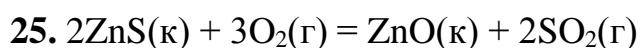
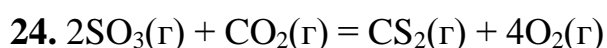
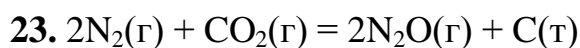
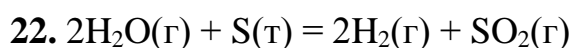
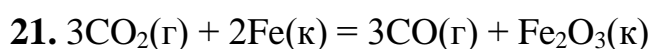
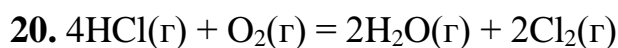
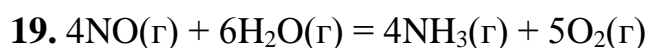
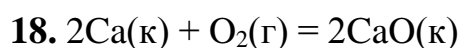
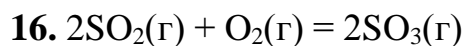
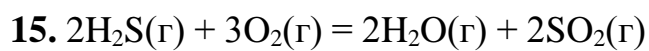
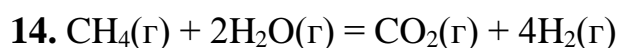
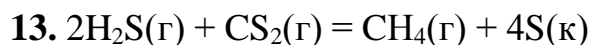
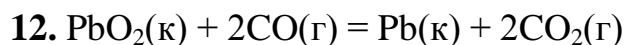
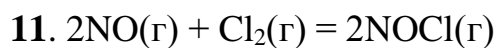
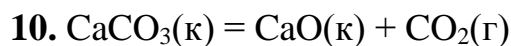
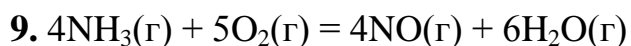
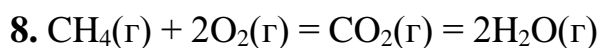
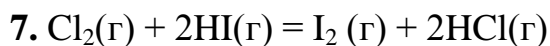
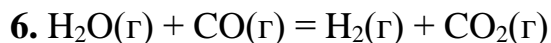
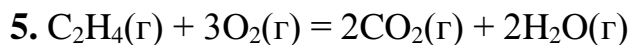
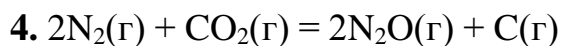
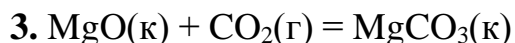
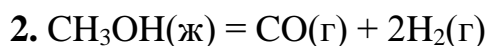
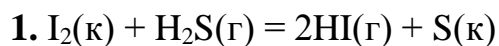
В состоянии химического равновесия ΔG° реакции = 0, тогда:

$$T = \frac{\Delta H^\circ}{\Delta S^\circ}, \quad \text{где } T \text{ – температура начала реакции}$$

Задания для выполнения:

1. Рассчитать стандартное изменение энтальпии реакции, определить тип реакции (экзо- или эндотермическая) (приложение, табл. 3).
2. Рассчитать стандартное изменение энтропии.
3. Определите, возможна ли данная реакция при стандартных условиях, если нет, то рассчитайте температуру начала реакции.
4. Рассчитать сколько теплоты выделится или поглотится, если прореагирует 0,5 моль первого вещества.

Варианты:



Задание 6. КИНЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ

Теоретическое введение

Кинетическое уравнение химической реакции $aA_{(г)} + bB_{(г)} = cC_{(г)}$ имеет

вид: для прямой реакции:
$$v_{np} = k[A]^a \cdot [B]^b,$$

где [] – молярная концентрация веществ (моль/л).

для обратной реакции:
$$v_{обп} = k'[C]^c$$

Правило Вант – Гоффа:
$$\frac{v_{t_1}}{v_{t_2}} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$$
 где,

γ – температурный коэффициент, показывает, во сколько раз увеличивается скорость реакции при повышении температуры на 10⁰С; v_{t_2} и v_{t_1} – скорости реакции при указанных температурах.

Константа равновесия $aA_{(г)} + bB_{(г)} = cC_{(г)} + dD_{(г)}$

$$K = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

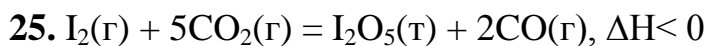
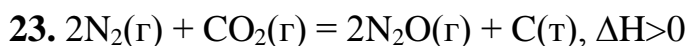
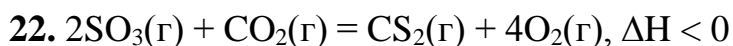
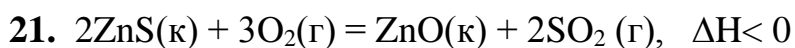
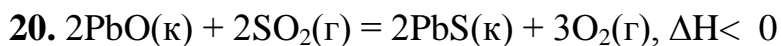
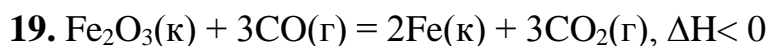
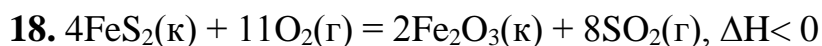
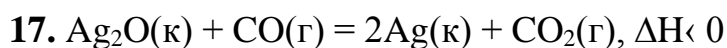
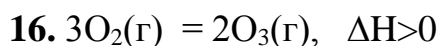
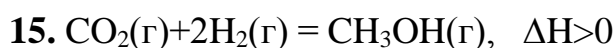
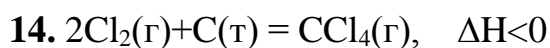
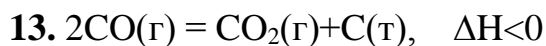
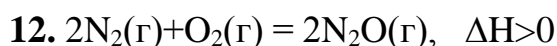
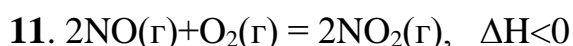
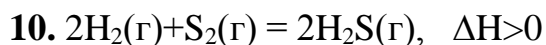
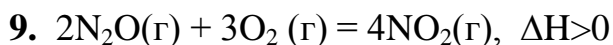
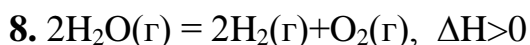
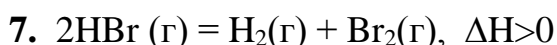
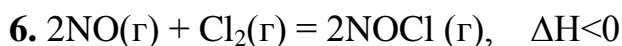
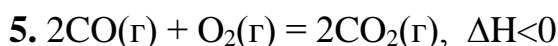
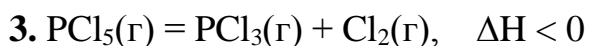
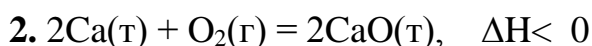
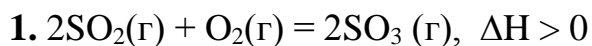
Примечание: основной закон кинетики не учитывает вещества, находящиеся в твердом агрегатном состоянии.

Задания для выполнения:

1. Записать выражение закона скорости для прямой и обратной реакции.
2. Во сколько раз увеличится скорость прямой химической реакции, если давление в системе увеличить в 2 раза?
3. Рассчитать константу равновесия и исходные концентрации реагентов, если равновесные концентрации всех веществ системы равны 0,1 моль/л.
4. Как надо изменить концентрацию исходных веществ, температуру и давление, чтобы равновесие сместилось в сторону прямой реакции?

5. Определить, в какую сторону сместится равновесие реакции, если повысить температуру на 20°C, температурные коэффициенты прямой и обратной реакций равны соответственно 3 и 2.

Варианты:



Задание 7. СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ СОСТАВА РАСТВОРОВ

Теоретическое введение

Массовая доля растворенного вещества ($\omega\%$)

$$\omega\%(x) = \frac{m(x)}{m(p-pa)} \cdot 100\% \quad ; \quad m(p-pa) = V \cdot \rho$$

Молярная концентрация ($C(X)$, моль/л, M) $C(x) = \frac{m(x)}{M \cdot V}$,

где V – объём раствора в литрах; M - молярность

Молярная концентрация эквивалента ($C(1/Z)$, моль/л, H):

$$C\left(\frac{1}{Z}\right)(x) = \frac{m(x)}{M_{\text{э}}(x) \cdot V}, \text{ где } V \text{ – объём раствора в литрах.}$$

Титр (T , г/мл): $T(x) = \frac{m(x)}{V}$; $T(x) = \frac{C\left(\frac{1}{Z}\right)(x) \cdot M_{\text{э}}(x)}{1000}$

Моляльность (b , моль/кг) $b(X) = \frac{m(X) \cdot 1000}{M(X) \cdot m(p - \text{ля})}$

Задания для выполнения:

1. Определить массовую долю (%) раствора, полученного смешиванием двух растворов одного и того же вещества.
2. К первому раствору прилили 1 литр воды. Определить массовую долю (%) растворенного вещества в этом растворе после разбавления.
3. Вычислите, сколько миллилитров воды надо добавить к первому раствору, чтобы из него получить 5% раствор?
4. Определить молярную концентрацию (молярность) первого раствора.
5. Определить молярную концентрацию эквивалента (нормальность) второго раствора.
6. Рассчитать титр второго раствора.

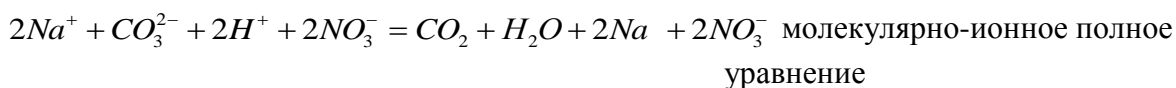
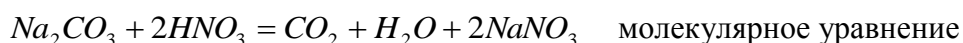
Варианты

Вариант	Вещество	1-й раствор			2-й раствор		
		масса	конц-я	плотность	масса	конц-я	плотность
1	H ₃ PO ₄	200 г	9%	1,090 г/мл	290 г	30%	1,228 г/мл
2	H ₂ SO ₄	10 г	14%	1,095 г/мл	500 г	90%	1,814 г/мл
3	NaCl	40 г	14%	1,104 г/мл	310 г	10%	1,073 г/мл
4	Na ₃ PO ₄	90 г	45%	1,293 г/мл	250 г	16%	1,088 г/мл
5	KOH	160 г	24%	1,226 г/мл	130 г	20%	1,186 г/мл
6	Na ₂ CO ₃	340 г	14%	1,146 г/мл	190 г	2%	1,019 г/мл
7	NaOH	130 г	10%	1,109 г/мл	480 г	6%	1,065 г/мл
Вариант	Вещество	1-й раствор			2-й раствор		
		масса	конц-я	плотность	масса	конц-я	плотность
8	CaCl ₂	50 г	16%	1,139 г/мл	330 г	1%	1,007 г/мл
9	H ₃ PO ₄	270 г	16%	1,088 г/мл	120 г	2%	1,009 г/мл
10	CuSO ₄	40 г	18%	1,206 г/мл	260 г	4%	1,040 г/мл
11	Na ₂ SO ₄	600 г	04%	1,092 г/мл	70 г	16%	1,151 г/мл
12	H ₂ SO ₄	100 г	28%	1,202 г/мл	750 г	3%	1,018 г/мл
13	MgSO ₄	60 г	12%	1,126 г/мл	140 г	9%	1,092 г/мл
14	Na ₂ CO ₃	55 г	8%	1,082 г/мл	450 г	4%	1,040 г/мл
15	NH ₄ OH	20 г	30%	0,892 г/мл	230 г	12%	0,950 г/мл
16	BaCl ₂	260 г	18%	1,179 г/мл	210 г	6%	1,053 г/мл
17	HCl	210 г	11%	1,050 г/мл	90 г	35%	1,175 г/мл
18	CuSO ₄	170 г	12%	1,131 г/мл	430 г	1%	1,009 г/мл
19	HNO ₃	140 г	10%	1,055 г/мл	100 г	27%	1,160 г/мл
20	NaCl	190 г	8%	1,056 г/мл	410 г	12%	1,086 г/мл
21	Na ₂ SO ₄	150 г	12%	1,111 г/мл	510 г	8%	1,072 г/мл
22	CaCl ₂	230 г	14%	1,120 г/мл	270 г	20%	1,178 г/мл
23	HNO ₃	140 г	20%	1,115 г/мл	440 г	8%	1,043 г/мл
24	MgSO ₄	280 г	8%	1,082 г/мл	520 г	18%	1,200 г/мл
25	NH ₄ OH	110 г	26%	0,908 г/мл	490 г	6%	0,973 г/мл

ЗАДАНИЕ 8. РАСТВОРЫ ЭЛЕКТРОЛИТОВ. АМФОТЕРНЫЕ ГИДРОКСИДЫ

Теоретическое введение

Уравнения реакций ионного обмена записывают в виде трех уравнений: в молекулярной форме, полной молекулярно-ионной и в сокращенной молекулярно-ионной:



Ионное произведение воды $K_{H_2O} = [H^+] \cdot [OH^-] = 1 \cdot 10^{-14}$

Водородный показатель pH $pH = -\lg [H^+] \quad [H^+] = 10^{-pH}$

Гидроксильный показатель pOH $pOH = -\lg [OH^-] \quad [OH^-] = 10^{-pOH}$

$$pH + pOH = 14$$

Расчет концентрации $[OH^-]$ $[OH^-] = \frac{K_{H_2O}}{[H^+]}$

Для сильных электролитов: $[H^+] = C_{\text{кислоты}} \quad [OH^-] = C_{\text{основания}}$

Для слабых электролитов:

$$[H^+] = \sqrt{C_{\text{кислоты}} \cdot K_{\text{кислоты}}}, \quad [OH^-] = \sqrt{C_{\text{основания}} \cdot K_{\text{основания}}}$$

Задания для выполнения:

1. Составить уравнения реакций ионного обмена в молекулярном и ионном виде (полное и сокращенное), пользуясь таблицами 1 и 4 приложения.

Варианты

1. Хлорид железа (II) и гидроксид калия.
 2. Нитрат свинца (II) и иодид калия.
 3. Хромат калия и нитрат серебра.
 4. Нитрат хрома (III) и гидроксид натрия.
 5. Сульфат железа (II) и сульфид натрия.
 6. Хлорид хрома (III) и фосфат натрия.
 7. Хлорид кальция и силикат натрия.
 8. Сульфат марганца (II) и иодид калия.
 9. Ацетат бария и карбонат калия.
 10. Нитрат олова (II) и гидроксид калия.
 11. Карбонат калия и азотная кислота.
 12. Сульфид натрия и серная кислота.
 13. Сульфат аммония и гидроксид бария.
 14. Карбонат кальция и соляная кислота.
 15. Сульфит натрия и хлорид цинка.
 16. Сульфат аммония и нитрат свинца (II).
 17. Гидроксид бария и фосфат натрия.
 18. Нитрат серебра и сульфид калия.
 19. Нитрат алюминия и ацетат натрия.
 20. Сульфат меди и хромат калия.
 21. Гидроксид железа (II) и соляная кислота.
 22. Хлорид лития и ацетат свинца (II).
 23. Нитрат алюминия и фосфат натрия.
 24. Хлорид магния и сульфит натрия.
 25. Гидроксид бария и фосфат натрия.
2. Запишите уравнения ступенчатой диссоциации амфотерного гидроксида по кислотному и основному типу.

Варианты:

1. Cr(OH) ₃	9. Sn(OH) ₂	17. Ge(OH) ₄
2. Be(OH) ₂	10. Sb(OH) ₃	18. V(OH) ₄
3. Pb(OH) ₂	11. Au(OH) ₃	19. Sn(OH) ₄ ,
4. Ga(OH) ₃	12. W(OH) ₄	20. Ge(OH) ₂
5. Mn(OH) ₄	13. Mn(OH) ₃	21. Ti(OH) ₄
6. Al(OH) ₃	14. Pb(OH) ₄	22. W(OH) ₃
7. Mo(OH) ₃	15. Zn(OH) ₂	23. Nb(OH) ₄
8. Hf(OH) ₄	16. Ir(OH) ₃	24. Po(OH) ₄
		25. Pt(OH) ₄

3. Рассчитайте неизвестную величину, согласно данным таблицы.

Вариант	pH	pOH	[H ⁺], моль/л	[OH ⁻], моль/л	Вариант	pH	pOH	[H ⁺], моль/л	[OH ⁻], моль/л
1	X	X	5·10 ⁻³	-	7	X	-	X	1·10 ⁻¹²
2	8,5	-	X	X	8	X	X	-	1·10 ⁻⁸
3	X	-	X	1·10 ⁻³	9	X	X	2·10 ⁻⁵	-
4	X	X	-	1·10 ⁻¹⁴	10	X	-	X	1·10 ⁻⁹
5	X	-	X	1·10 ⁻¹⁰	11	10,5	-	X	X
6	-	X	3·10 ⁻³	-	12	-	X	2,5·10 ⁻⁴	X

➤ Вычислите pH раствора, согласно данным таблицы, используя приложения таблицы 7.

Вариант	Вещество	Концентрация, М	Вариант	Вещество	Концентрация, М
13	NaOH	5·10 ⁻²	19	NaOH	3,5
14	H ₂ CO ₃	3·10 ⁻²	20	Pb(OH) ₂	6·10 ⁻³
15	HCl	4,5·10 ⁻³	21	H ₂ SO ₄	0,17
16	KOH	0,55	22	H ₂ S	8·10 ⁻³
17	H ₂ SO ₃	4,5	23	Ca(OH) ₂	0,75
18	CH ₃ COOH	4·10 ⁻²	24	KOH	2·10 ⁻³
			25	HCl	1·10 ⁻³

Задание 9. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ. КОЛИЧЕСТВЕННЫЕ ХАРАКТЕРИСТИКИ ГИДРОЛИЗА СОЛЕЙ

Теоретическое введение

Класс электролита	Сильные электролиты	Слабые электролиты
Соли	Практически все растворимые соли. Практически все соли с однозарядными катионами	Галогениды некоторых металлов (Hg^{2+} , Cd^{2+} , Bi^{3+}); некоторые соли многоосновных органических кислот
Кислоты	HCl , HBr , HI , H_2SO_4 , HNO_3 , HClO_3 , HClO_4 , HMnO_4	H_2S , H_2CO_3 , HCN , H_3BO_3 , H_2SiO_3 , H_2SO_3 , практически все органические кислоты
Основания	Гидроксиды элементов групп IA (Li – Fr) и IIA (Ca – Ra)	Большинство нерастворимых оснований, слабое растворимое основание NH_4OH
Комплексные соединения	Имеющие внешнюю сферу	Не имеющие внешней сферы

Расчет константы гидролиза и степени гидролиза солей

Гидролизующие соли	$K_{\text{гид.}}$ (константа гидролиза)	$h_{\text{гид.}}$ (степень гидролиза)
1. Соль, образована катионом слабого основания и анионом сильной кислоты (по катиону)	$K_{\text{гид.}} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{основ.}}}$	$h = \sqrt{\frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{осн.}} \cdot C_{\text{соли}}}}$
2. Соль, образована катионом сильного основания и анионом слабой кислоты (по аниону)	$K_{\text{гид.}} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{кислоты}}}$	$h = \sqrt{\frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{кисл.}} \cdot C_{\text{соли}}}}$
3. Соль, образована катионом слабого основания и анионом слабой кислоты (по катиону и аниону)	$K_{\text{гид.}} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{осн.}} \cdot K_{\text{кислоты}}}$	$h = \sqrt{\frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{осн.}} \cdot K_{\text{кисл.}}}}$

Вычисление рН и рОН в растворах гидролизующих солей

1. Соль, образована катионом слабого основания и анионом сильной кислоты (по катиону)	$pH = 7 + \frac{1}{2} \lg K_{\text{осн.}} - \frac{1}{2} \lg C_{\text{соли}}$ $pOH = 14 - pH$
2. Соль, образована катионом сильного основания и анионом слабой кислоты (по аниону)	$pH = 7 - \frac{1}{2} \lg K_{\text{кисл.}} + \frac{1}{2} \lg C_{\text{соли}}$ $pOH = 7 + \frac{1}{2} \lg K_{\text{кисл.}} - \frac{1}{2} \lg C_{\text{соли}}$
3. Соль, образована катионом слабого основания и анионом слабой кислоты (по катиону и аниону)	$pH = 7 - \frac{1}{2} \lg K_{\text{кисл.}} + \frac{1}{2} \lg K_{\text{осн.}}$

Примечание Величины $K_{\text{оснований}}$ и $K_{\text{кислот}}$ см. приложение, табл. 7

Задания для выполнения:

1. Составить уравнения гидролиза соли в молекулярном и ионном виде, определить характер гидролиза соли (по катиону, по аниону, по катиону и аниону), реакцию среды рН (кислая $pH < 7$, щелочная $pH > 7$, нейтральная $pH = 7$).

2. Рассчитать степень гидролиза для 0,1 М растворов следующих солей (приложение табл. 7).

3. Рассчитать рН для 0,1 М растворов следующих солей (прилож. табл. 7).

Варианты

1. $Pb(NO_3)_2$	2. $PbCl_2$	3. NH_4Br	4. $CaCO_3$
5. K_2SiO_3	6. $CrCl_3$	7. $CdCl_2$	8. NH_4NO_3
9. $MnCl_2$	10. Li_2S	11. $Fe(NO_3)_2$	12. Na_2SiO_3
13. K_2SO_3	14. $PbCl_2$	15. Na_2S	16. Na_3PO_4
17. $AlBr_3$	18. $Co(NO_3)_2$	19. $Zn(NO_3)_2$	20. K_2CO_3
21. $(NH_4)_2SO_3$	22. $(NH_4)_2SO_4$	23. Ag_2S	24. $FeCl_3$
			25. $Cr(NO_3)_3$

Задание 10. ПРОИЗВЕДЕНИЕ РАСТВОРИМОСТИ

Теоретическое введение

Для уравнения типа: $A_mB_n \leftrightarrow mA^+ + nB^-$ $PP_{A_mB_n} = [A^+]^m \cdot [B^-]^n$

Условия образования и растворения осадка

$PP(AB) < [A^+] \cdot [B^-]$ – раствор пересыщенный, осадок выпадает

$PP(AB) > [A^+] \cdot [B^-]$ – раствор ненасыщенный, осадок не выпадает (осадок растворяется)

Зная величину PP (приложение, табл.8) можно вычислить его растворимость (S) в моль/л:

$$S = \sqrt[m+n]{\frac{PP_{A_mB_n}}{m^m \cdot n^n}}$$

- для бинарного электролита (типа $BaSO_4$, $CaCO_3$ и др.)

$$S = \sqrt{PP} ; \quad PP = S^2$$

- для трехионного электролита (типа CaF_2 , Ag_2CrO_4 и др.)

$$S = \sqrt[3]{\frac{PP}{4}} ; \quad PP = 4S^3$$

- для четырехионного электролита (типа Ag_3PO_4 , BiI_3 и др.)

$$S = \sqrt[4]{\frac{PP}{27}} ; \quad PP = 27S^4$$

- для пятиионного электролита (типа $Ca_3(PO_4)_2$, BiI_3 др.)

$$S = \sqrt[5]{\frac{PP}{108}} ; \quad PP = 108S^5$$

Перевод растворимости: $S \text{ (г/л)} = S \text{ (моль/л)} \cdot M$, где

M – молярная масса

Задания для выполнения:

1. Вычислить растворимость в моль/л и г/л (приложение табл. 8).

Варианты

1. AgBr	11. Ag ₂ Cr ₂ O ₇	21. SnS
2. Ag ₂ CO ₃	12. BaCO ₃	22. ZnS
3. AgCl	13. BaCrO ₄	23. Mg(OH) ₂
4. Ag ₂ CrO ₄	14. FeS	24. MgSO ₃
5. AgI	15. Mn(OH) ₂	25. NiCO ₃
6. AgIO ₃	16. MnCO ₃	
7. Ag ₃ PO ₄	17. Co(OH) ₃	
8. Ag ₂ S	18. CoS	
9. Ag ₂ SO ₄	19. PbCrO ₄	
10. Ag ₂ C ₂ O ₄	20. PbCl ₂	

2. Образуется ли осадок оксалата магния при смешивании указанных объемов солей (значения ПР – приложение таблица 8).

Варианты

1. 5 мл 0,02 Н MgCl₂ и 10 мл 0,2 Н H₂C₂O₄
2. 10 мл 0,02 М MgCl₂ и 5 мл 0,2 М H₂C₂O₄
3. 15 мл 0,05 Н MgCl₂ и 1 мл 0,5 Н H₂C₂O₄
4. 2 мл 0,002 Н MgCl₂ и 20 мл 2 Н H₂C₂O₄
5. 25 мл 0,02 М MgCl₂ и 10 мл 0,2 М H₂C₂O₄
6. 2 мл 1 Н MgCl₂ и 10 мл 1 Н H₂C₂O₄
7. 5 мл 2 Н MgCl₂ и 1 мл 2 М H₂C₂O₄
8. 12 мл 0,5 Н MgCl₂ и 18 мл 0,05 М H₂C₂O₄
9. 8 мл 0,4 М MgCl₂ и 2 мл 4 Н H₂C₂O₄
10. 5 мл 0,02 Н MgCl₂ и 10 мл 0,2 Н H₂C₂O₄
11. 16 мл 0,005 М MgCl₂ и 4 мл 0,005 Н H₂C₂O₄

12. 5 мл 0,02 Н MgCl_2 и 10 мл 0,2 Н $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$
13. 7 мл 0,02 М MgCl_2 и 13 мл 0,002 Н $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$
14. 1 мл 0,01 Н MgCl_2 и 1 мл 0,1 Н $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$
15. 5 мл 0,02 М MgCl_2 и 10 мл 0,2 М $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$
16. равных объемов 0,2 Н MgCl_2 и 0,2 Н $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$
17. равных объемов 0,2 М MgCl_2 и 0,2 Н $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$
18. равных объемов 2 М MgCl_2 и 0,2 М $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$
19. равных объемов 0,05 Н MgCl_2 и 0,5 Н $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$
20. равных объемов 0,2 Н MgCl_2 и 0,5 М $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$
21. 5 мл 0,02 Н MgCl_2 и 10 мл 0,2 Н $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$
22. 7 мл 0,02 М MgCl_2 и 13 мл 0,002 Н $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$
23. 1 мл 0,01 Н MgCl_2 и 1 мл 0,1 Н $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$
24. 5 мл 0,02 М MgCl_2 и 10 мл 0,2 М $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$
25. равных объемов 0,0002 Н MgCl_2 и 0,2 Н $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$

Задание 11. КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

Теоретическое введение

Номенклатура комплексных соединений

1. По международной номенклатуре в названиях комплексных соединений первым указывают анион, вторым – катион.

2. В названиях комплексных молекул или ионов сначала указываются лиганды, которые перечисляются в алфавитном порядке, независимо от их заряда. К анионным лигандам добавляется суффикс «-о».

Лиганды – нейтральные молекулы имеют специфические названия: вода – аква, аммиак – аммин, оксид углерода (II) – карбонил.

3. Число лигандов указывается латинскими или греческими числительными: 2 – ди; 3 – три; 4 – тетра; 5 – пента; 6 – гекса.

4. В названиях комплексного катиона - комплексообразователю дается русское название элемента.

Например, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ – сульфат тетраамминмеди (II)

5. В названиях комплексного аниона, комплексообразователю дается латинское название элемента с окончанием «-ат» (приложение табл. 10).

Например, $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ – гексацианоферрат(III) калия

6. В нейтральных комплексах степень окисления центрального атома не указывается.

Задания для выполнения:

1. Указать комплексообразователь, лиганды, координационное число комплексообразователя, комплексный ион. Определить степень окисления комплексообразователя и заряд комплексного иона. Дать название комплексному соединению.

2. Напишите уравнения диссоциации составленного комплексного соединения по двум ступеням и выражение константы нестойкости.

3. Составьте химическую формулу комплексного соединения. Назовите данное соединение.

4. Вычислить концентрацию комплексообразователя и лиганда в 0,5М растворе (задание 1)

Варианты для задания

Вариант	Задание 1,2	Задание 3
1	$K_2[PbBr_4]$	Co^{2+}, Na^+, SCN^- к.ч. = 4
2	$K_3[Ag(S_2O_3)_2]$	$Hg^{2+}, CH_3COO^-, NO_3^-$ к.ч. = 1
3	$K_2[HgCl_4]$	Ca^{2+}, Pt^{4+}, Cl^- к.ч. = 4
4	$Ca[PbI_4]$	SO_4^{2-}, K^+, Be^{2+} к.ч. = 3
5	$[Cd(NH_3)_4]Cl_2$	Cu^{2+}, IO_3^-, Br^- к.ч. = 1
6	$K_4[Zn(CNS)_6]$	Ni^{2+}, CN^-, NH_4^+ к.ч. = 6
7	$Na_3[AlF_6]$	$K^+, Mn^{2+}, C_2O_4^{2-}$ к.ч. = 2
8	$H[AuCl_4]$	Fe^{2+}, NH_3^0, Cl^- к.ч. = 4
9	$[Ag(NH_3)_2]NO_3$	Li^+, Al^{3+}, F^- к.ч. = 6
10	$Na_2[HgI_4]$	Ag^+, Mg^{2+}, IO_3^- к.ч. = 2
11	$K_2[Cd(CN)_4]$	I^-, Zr^{4+}, NO_3^- к.ч. = 2
12	$Na[Cu(CN)_2]$	$(NH_4)^+, Hg^{2+}, SCN^-$ к.ч. = 4
13	$H_2[PtCl_4]$	K^+, Cu^{2+}, OH^- к.ч. = 4
14	$[Ni(NH_3)_6]Cl_2$	Cr^{3+}, H_2O^0, Br^- к.ч. = 6
15	$K_2[Sn(OH)_4]$	Na^+, Hg^{2+}, I^- к.ч. = 4
16	$Na_2[Hg(CN)_4]$	$S_2O_3^{3-}, Li^+, Cd^{2+}$ к.ч. = 3
17	$K_2[SiF_6]$	$Pb^{2+}, S_2O_3^{2-}, K^+$ к.ч. = 4
18	$K[AuBr_4]$	Ba^{2+}, NO_3^-, Cl^- к.ч. = 1
19	$K_2[Zn(CN)_4]$	Cu^{2+}, H_2O^0, NO_3^- к.ч. = 4
20	$Na_3[Mo(CNS)_6]$	Na^+, Fe^{2+}, CN^- к.ч. = 6
21	$Na_2[Zn(OH)_4]$	K^+, Hg^{2+}, SCN^- к.ч. = 4
22	$[Fe(H_2O)_6]Cl_3$	Al^{3+}, Ca^{2+}, OH^- к.ч. = 4
23	$[Pt(NH_3)_6]Br_4$	$K^+, Ag^+, S_2O_3^{2-}$ к.ч. = 2
24	$Na_2[Ni(CN)_4]$	$Pb^{2+}, Ca^{2+}, CH_3COO^-$ к.ч. = 4
25	$Na[AgBr_2]$	K^+, Pb^{2+}, OH^- к.ч. = 3

РАЗДЕЛ 2 ОСНОВЫ АНАЛИТИЧЕСКОЙ ХИМИИ. КОЛИЧЕСТВЕННЫЙ АНАЛИЗ

Теоретическое введение

Массовая доля растворенного вещества ($\omega\%$)

$$\omega\%(x) = \frac{m(x)}{m(p-pa)} \cdot 100\% \quad ; \quad m(p-pa) = V \cdot \rho$$

Молярная концентрация эквивалента ($C(1/Z)$, моль/л, Н)

$$C\left(\frac{1}{Z}\right)(x) = \frac{m(x)}{M_{\text{э}}(x) \cdot V}, \text{ где } V - \text{объём раствора в литрах.}$$

Вычисление молярной массы эквивалента вещества

$$M_{\text{э}}(X) = M(X) \cdot 1/Z$$

Титр (Т, г/мл)	$T(x) = \frac{m(x)}{V} ;$	$T(x) = \frac{C\left(\frac{1}{Z}\right)(x) \cdot M_{\text{э}}(x)}{1000}$
-----------------------	---------------------------	--

Задание 12. ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРОВ

1. Рассчитайте навеску вещества, необходимую для приготовления указанного объема и концентрации.

Варианты

Вариант	Вещество	Объем раствора	Концентрация раствора
1	NaOH	100 мл	1 М
2	HCl	200 мл	0,2 М
3	MgCl ₂	0,2 л	0,002 Н
4	Ca(OH) ₂	400 мл	0,4 М
5	HgCl ₂	0,04 л	0,004 Н
6	H ₂ SO ₃	500 мл	0,5 М
7	KOH	70 мл	7 М
8	MnCl ₂ ·4H ₂ O	0,08 л	0,008 Н
9	Ba(OH) ₂	100 мл	1 М
10	H ₂ CrO ₄ *	140 мл	1,4 М
11	KBrO ₃ *	300 мл	0,3 Н
12	H ₂ C ₂ O ₄ ·2H ₂ O*	60,0 см ³	0,06 Н

* - окислительно-восстановительное титрование, следовательно при расчете молярной массы эквивалента, необходимо учитывать количество электронов, участвующих в окислительно-восстановительных процессах.

2. Рассчитайте титр и молярную концентрацию эквивалента (нормальность) раствора, который получается при растворении указанного количества вещества в заданном объеме.

Варианты

Вариант	Вещество	Объем раствора	Масса навески
13	NH ₄ SCN	1 дм ³	800 мг
14	AgNO ₃	900 мл	0,170 г
15	H ₃ PO ₄	1,1 л	0,196 г
16	CH ₃ COONa	1,2 л	0,820 г
17	Mg(OH) ₂	1,3 л	1,74 г
18	AlBr ₃	1400 мл	0,174 г
19	Ca(OH) ₂	1,6 л	0,947 г
20	HCl	2,8 л	1,022 г
21	Fe ₂ (SO ₄) ₃	200 мл	0,016 г
22	Li ₂ SO ₄ ·H ₂ O	2200 мл	0,070 г
23	H ₂ SeO ₃	4400 мл	0,085 кг
24	NaHCO ₃	0,5 л	4,2 г
25	HNO ₃	0,9 л	5,67 г

Задание 13. РАСЧЕТ РЕЗУЛЬТАТОВ ТИТРОВАНИЯ

Теоретическое введение

При любом способе титрования (прямое, заместительное, обратное) расчет проводят на основании закона эквивалентов. По затраченному объему титранта и его концентрации вычисляют результат анализа.

$$C(1/z(x))_1 \cdot V_1 = C(1/z(x))_2 \cdot V_2$$

где $C(1/z(x))$, – молярная концентрация эквивалента; V – объем., мл.

Титр по определяемому веществу

$$T_{(\text{раб.раствора} / \text{по-опред.веществу})} = \frac{C(f(x))_{\text{раб.раствора}} \cdot M(f(x))_{\text{опред.вещества}}}{1000}$$

Варианты

1. Вычислить объем 0,02М раствора гидроксида бария, необходимый для титрования 15 мл 0,1М раствора серной кислоты.
2. Вычислите объем 0,1М раствора азотной кислоты, необходимый для нейтрализации раствора гидроксида калия, содержащего 0,084 г КОН.
3. Какой объем 0,15М раствора NaOH пойдет на титрование 21,00 мл 0,1133М раствора HCl?
4. Какая масса HNO₃ содержится в 500 мл раствора, если титр его равен 0,006300 г/мл.
5. Сколько мл 0,3М раствора Ba(OH)₂ требуется для нейтрализации 45 мл 0,5М раствора H₂SO₄?
6. Титр раствора HCl равен 0,993592 г/мл. Вычислить молярную концентрацию эквивалента кислоты.
7. На титрование 20 мл раствора MgSO₄, приготовленного из 1,5250 г безводного MgSO₄ (х.ч.) в мерной колбе емкостью 500 мл расходуется 19,55 мл раствора комплексона III. Определите титр по Mg и молярную концентрацию эквивалентов раствора комплексона III.

- 8.** Вычислить объем 0,1М раствора гидроксида натрия, необходимый для нейтрализации раствора соляной кислоты, массой 0,15 г. Объем вычислить в мл.
- 9.** В мерной колбе емкостью 200 мл приготовлен раствор щавелевой кислоты. На 20 мл этого раствора расходуется 18,25 мл раствора KMnO_4 с титром 0,0016 г/мл. Сколько граммов безводной $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ содержалось в колбе?
- 10.** На титрование 10 мл раствора соли Ca^{2+} израсходовано 15 мл 0,05 Н раствора комплексона III. Вычислить массу (г) Ca^{2+} в растворе.
- 11.** На титрование 20 мл 0,1 М раствора щавелевой кислоты затрачено 25 мл раствора KMnO_4 . Вычислить молярную концентрацию эквивалента KMnO_4 .
- 12.** Сколько граммов $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ необходимо взять для приготовления 250 мл раствора, на титрование 10 мл которого будет расходоваться 25 мл 0,1Н раствора перманганата калия?
- 13.** На титрование 20 мл раствора оксалата натрия $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ расходуется 21,5 мл 0,1Н раствора KMnO_4 . Сколько г $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ содержал раствор?
- 14.** Вычислить объем в мл 0,2М раствора гидроксида калия, необходимый для нейтрализации раствора азотной кислоты с массой 0,5 г.
- 15.** Для нейтрализации 20 мл раствора гидроксида калия было затрачено 12 мл соляной кислоты с концентрацией эквивалентов 0,11 моль/л (Н). Вычислить молярную концентрацию эквивалентов раствора гидроксида калия.
- 16.** При установлении карбонатной жесткости водопроводной воды на титрование 200,0 мл пробы затрачено 10,25 мл 0,0985 моль/л раствора соляной кислоты. Рассчитайте временную жесткость воды.
- 17.** Рассчитайте массовую долю цинка в руде, если на титрование раствора, приготовленного из ее навески, затрачено 19,51 мл 0,1015 М раствора ЭДТА.
- 18.** Сколько граммов серной кислоты содержится в растворе, если на нейтрализацию ее требуется 20,00 мл раствора гидроксида натрия с титром равным 0,004614 г/мл?
- 19.** На титрование 20,0 мл раствора хлорида магния затрачено 17,26 мл 0,6905 М раствора комплексона III. Рассчитайте титр раствора хлорида магния.

20. В мерной колбе вместимостью 200 мл приготовили раствор гидроксида натрия. На титрование 25,00 мл этого раствора затрачено 18,75 мл раствора серной кислоты с титром 0,00245 г/мл. Вычислите массу NaOH в растворе.

Варианты (21-25):

- Вычислить концентрации веществ в соответствии с данными таблицы

Вариант	Дано	Вычислить
21	$T(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,02446$	$C(1/2 \text{H}_2\text{SO}_4)$
22	$T(\text{NaOH}) = 0,004020$	$C(\text{NaOH})$
23	$C(1/2\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,1008$	$T(\text{H}_2\text{SO}_4)$
24	$C(\text{NaOH}) = 0,09981$	$T(\text{NaOH})$
25	$C(\text{HCl}) = 0,09798$	$T(\text{HCl}/\text{K}_2\text{O})$

ПРИЛОЖЕНИЯ

Таблица 1
Важнейшие кислоты и кислотные остатки

Кислота	Кислотные остатки
HNO_2 – азотистая	NO_2^- – нитрит
HNO_3 – азотная	NO_3^- – нитрат
H_3BO_3 – борная	BO_3^{2-} – борат
HBr – бромоводородная	Br^- – бромид
HI – иодоводородная	I^- – иодид
H_2SiO_3 – кремниевая (мета)	SiO_3^{2-} – силикат
HMnO_4 – марганцевая	MnO_4^- – перманганат
H_3AsO_4 – мышьяковая	AsO_4^{3-} – арсенат
H_2S – сероводородная	S^{2-} – сульфид
H_2SO_3 – сернистая	SO_3^{2-} – сульфит
H_2SO_4 – серная	SO_4^{2-} – сульфат
$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$ – тиосерная	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ – тиосульфат
H_2CO_3 – угольная	CO_3^{2-} – карбонат
CH_3COOH – уксусная	CH_3COO^- – ацетат
HPO_3 – метафосфорная	PO_3^- – метафосфат
H_3PO_4 – (орто)фосфорная	PO_4^{3-} – ортофосфат (фосфат)
$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ – пиррофосфорная	$\text{P}_2\text{O}_7^{4-}$ – пиррофосфат
HCl – хлороводородная	Cl^- – хлорид
HClO – хлорноватистая	ClO^- – гипохлорит
HClO_2 – хлористая	ClO_2^- – хлорит
HClO_3 – хлорноватая	ClO_3^- – хлорат
HClO_4 – хлорная	ClO_4^- – перхлорат
H_2CrO_4 – хромовая	CrO_4^{2-} – хромат
$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ – двуххромовая	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ – дихромат
HCN – циановодородная	CN^- – цианид
HSCN – тиоциановая (родановодородная)	SCN^- – тиоцианат (роданид)

Таблица 2
Электроотрицательность элементов по Полингу

H																
2,1																
Li	Be											B	C	N	O	F
1,0	1,5											2,0	2,5	3,0	3,5	4,0
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl
0,9	1,2											1,5	1,8	2,1	2,5	3,0
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br
0,8	1,0	1,3	1,5	1,6	1,6	1,5	1,8	1,9	1,9	1,9	1,6	1,6	1,8	2,0	2,4	2,8
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I
0,8	1,0	1,2	1,4	1,6	1,8	1,9	2,2	2,2	2,2	1,9	1,7	1,7	1,8	2,0	2,1	2,5
Cs	Ba	La- Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At
0,7	0,9	1-1,2	1,3	1,5	1,7	1,9	2,2	2,2	2,2	2,4	1,9	1,8	1,9	1,9	2,0	2,2

Таблица 3

Стандартные энтальпии образования (ΔH_{298}^0), энтропии (S_{298}^0), энергии Гиббса простых веществ и соединений

Вещество	ΔH_{298}^0 , кДж/моль	S_{298}^0 , Дж/моль·К	ΔG_{298}^0 , кДж/моль	Вещество	ΔH_{298}^0 , кДж/моль	S_{298}^0 , Дж/моль·К	ΔG_{298}^0 , кДж/моль
H ₂ (г)	0	130,52	0	HCl (г)	-91,8	186,8	-94,79
Cl ₂ (г)	0	222,98	0	HI (г)	26,36	206,48	1,58
I ₂ (г)	62,43	260,60	19,39	H ₂ O (г)	-241,81	188,72	-228,61
I ₂ (к)	0	116,14	0	H ₂ S (г)	-20,60	205,70	-33,50
O ₂ (г)	0	205,04	0	NH ₃ (г)	-45,94	192,66	-16,48
N ₂ (г)	0	191,50	0	NO (г)	91,26	210,64	87,58
S (г)	278,81	167,75	238,31	NOCl (г)	52,59	263,50	66,37
S ромб. (г)	0	31,92	0	NO ₂ (г)	34,19	240,06	52,29
CO (г)	-110,53	197,55	-137,15	N ₂ O ₄ (г)	11,11	304,35	99,68
CO ₂ (г)	-393,51	213,66	-394,37	N ₂ O (г)	82,01	219,83	104,12
CS ₂ (г)	116,70	237,77	66,55	N ₂ O ₃ (г)	13,80	355,65	117,14
Ca (к)	0	41,63	0	PCl ₃ (г)	-287,02	311,71	-267,98
CaO (к)	-635,5	39,7	-604,2	PCl ₅ (г)	-374,89	364,47	-305,10
CaCO ₃ (к)	-1206,9	92,9	-1128,8	Fe (к)	0	27,15	0
Вещество	ΔH_{298}^0 , кДж/моль	S_{298}^0 , Дж/моль·К	ΔG_{298}^0 , кДж/моль	Вещество	ΔH_{298}^0 , кДж/моль	S_{298}^0 , Дж/моль·К	ΔG_{298}^0 , кДж/моль
Fe ₂ O ₃ (к)	-822,2	87,4	-740,3	CH ₄ (г)	-74,85	186,27	-50,85
MgCO ₃ (к)	-1113	65,7	-1029,3	C ₂ H ₄ (г)	52,30	219,45	68,14
MgO (к)	-601,8	26,9	-569,6	C ₂ H ₂	226,85	200,82	209,21
Pb (к)	0	64,8	0	C ₂ H ₆	-84,67	229,49	-32,93
PbO ₂ (к)	-276,6	74,89	-218,3	C ₃ H ₈	-103,85	269,91	-23,53
SO ₂ (г)	-296,90	248,07	-300,21	C ₄ H ₆	162,21	293,01	198,44
SO ₃ (г)	-395,85	256,69	-371,17	C ₆ H ₆	49,03	173,26	124,38
ZnO (к)	-350,6	43,64	-320,7	C ₂ H ₆ O ж	-276,98	281,38	-174,5
ZnS (к)	-205,4	57,74	-200,7				

Таблица 4
Растворимость солей и оснований в воде

	H ⁺	Li ⁺	Na ⁺ K ⁺	NH ₄ ⁺	Cu ²⁺	Ag ⁺	Mg ²⁺	Ca ²⁺	Sr ²⁺	Ba ²⁺	Zn ²⁺	Al ³⁺	Sn ²⁺	Ni ²⁺	Pb ²⁺	Bi ³⁺	Cr ³⁺	Mn ²⁺	Fe ³⁺	Fe ²⁺
Cl ⁻	P	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	P	P	P	M	-	P	P	P	P
Br ⁻	P	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	P	P	P	M	-	P	P	P	P
I ⁻	P	P	P	P	-	H	P	P	P	P	P	P	P	P	H	-	P	H	-	P
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P	P	P	P	-	P	P
CH ₃ COO ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P	P	-	-	P	-	P
S ²⁻	P	P	P	P	H	H	-	P	P	P	H	-	H	H	H	H	-	H	H	H
SO ₃ ²⁻	P	P	P	P	H	H	H	H	H	H	H	-	-	H	H	H	-	H	-	H
SO ₄ ²⁻	P	P	P	P	P	M	P	M	H	M	P	P	P	P	H	-	P	P	P	P
CO ₃ ²⁻	P	P	P	P	-	H	H	H	H	H	H	-	-	H	H	H	-	H	-	H
SiO ₃ ²⁻	H	P	P	-	-	-	H	H	H	H	H	H	-	-	H	-	-	H	H	H
CrO ₄ ²⁻	P	P	P	P	H	H	P	M	M	M	H	-	-	-	H	H	P	H	-	-
PO ₄ ³⁻	P	H	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
OH ⁻		P	P	P	H	-	H	M	M	P	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H

Таблица 5
Формулы для перерасчета концентраций растворов

Концентрация	$\omega\%$, ω	$C(X)$	$C(1/Z)$, $C_3(X)$	$T(X)$
Массовая доля $\omega\%$	$\omega(X) = \frac{m(x)}{m(p-pa)};$ $\omega\%(X) = \frac{m(x)}{m(p-pa)} \cdot 100\%$ $\omega\%(X) = \frac{m(x)}{V(p-pa) \cdot \rho} \cdot 100\%$	$C(X) = \frac{\omega\% \cdot 10 \cdot \rho}{M(X)}$ $C(X) = \frac{\omega \cdot 1000 \cdot \rho}{M(X)}$	$C(1/Z) = \frac{\omega\% \cdot 10 \cdot \rho}{M_3(X)}$ $C(1/Z) = \frac{\omega \cdot 1000 \cdot \rho}{M_3(X)}$	$T(X) = \frac{\omega\% \cdot \rho}{100}$ $T(X) = \omega \cdot \rho$
Молярная концентрация $C(X)$, моль/л	$\omega\% = \frac{C(X) \cdot M(X)}{10 \cdot \rho}$ $\omega = \frac{C(X) \cdot M(X)}{\rho}$	$C(X) = \frac{m(X)}{V \cdot M(X)}$	$C(1/Z) = \frac{C(X) \cdot M(X)}{M_3(X)}$	$T(X) = \frac{C(X) \cdot M(X)}{1000}$
Молярная концентрация эквивалента $C(1/Z)$ (C_3), Моль/л (Н)	$\omega\% = \frac{C(1/Z) \cdot M_3(X)}{10 \cdot \rho}$ $\omega = \frac{C(1/Z) \cdot M_3(X)}{\rho}$	$C(X) = \frac{C(1/Z) \cdot M_3(X)}{M(X)}$	$C(1/Z) = \frac{m(X)}{V \cdot M_3(X)}$	$T(X) = \frac{C(\frac{1}{Z}) \cdot M_3(X)}{1000}$
Титр $T(X)$, г/мл	$\omega\% = \frac{100 \cdot T(X)}{\rho}$ $\omega = \frac{T(X)}{\rho}$	$C(X) = \frac{1000 \cdot T(X)}{M(X)}$	$C(1/Z) = \frac{1000 \cdot T(X)}{M_3(X)}$	$T(X) = \frac{m(X)}{V(p-pa)}$

$m(p-p)$ – масса раствора, г

$m(X)$ – масса растворенного вещества, г

V – объем раствора

$M(X)$ – молярная масса вещества, г/моль

$M_3(X)$ – молярная масса эквивалента, г/моль

Z – эквивалентное число

Таблица 6
Средние коэффициенты активности ионов при различной ионной силе раствора

Ионная сила	Заряд иона			
	однозаряд	двухзаряд	трехзаряд	четырезаряд
0,0001	0,99	0,95	0,90	0,83
0,0002	0,98	0,94	0,87	0,77
0,0005	0,97	0,90	0,80	0,67
0,001	0,96	0,86	0,73	0,56
0,002	0,95	0,81	0,64	0,45
0,005	0,92	0,72	0,51	0,30
0,01	0,89	0,63	0,39	0,18
0,02	0,87	0,57	0,28	0,12
0,05	0,84	0,50	0,21	0,06
0,1	0,81	0,44	0,16	0,04
0,2	0,80	0,41	0,14	0,03
0,3	0,81	0,42	0,14	0,03
0,4	0,82	0,45	0,17	0,04
0,5	0,84	0,50	0,21	0,06
0,6	0,87	0,56	0,27	0,10
0,7	0,89	0,63	0,36	0,16
0,8	0,92	0,72	0,48	0,27
0,9	0,96	0,83	0,66	0,48
1,0	0,99	0,96	0,91	0,85

Таблица 7
Константы диссоциации (K_d) слабых электролитов

Название	Формула	K_d
<i>Кислоты</i>		
Азотистая	HNO_2	$6,9 \cdot 10^{-4}$
Борная (орто): K_1		$7,1 \cdot 10^{-10}$
K_2		$1,8 \cdot 10^{-13}$
K_3	H_3BO_3	$1,6 \cdot 10^{-14}$
Бромноватая	HBrO_3	$2,0 \cdot 10^{-1}$
Бромноватистая	HBrO	$2,2 \cdot 10^{-9}$
Дихромовая K_2	$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	$2,3 \cdot 10^{-2}$
Иодноватая	HIO_3	$1,7 \cdot 10^{-1}$
Иодноватистая	HIO	$2,3 \cdot 10^{-11}$
Кремниевая кислота K_1	H_2SiO_3	$2,2 \cdot 10^{-10}$
K_2		$1,6 \cdot 10^{-12}$
Муравьиная	HCOOH	$1,8 \cdot 10^{-4}$
Мышьяковая K_1	H_3AsO_4	$5,6 \cdot 10^{-3}$
K_2		$1,7 \cdot 10^{-7}$
K_3		$2,95 \cdot 10^{-12}$
Роданистоводородная	HSCN	$1,4 \cdot 10^{-1}$
Селенистоводородная K_1	H_2Se	$1,3 \cdot 10^{-4}$
K_2		$1,0 \cdot 10^{-11}$
Серная K_2	H_2SO_4	$1,15 \cdot 10^{-2}$
Сернистая K_1	H_2SO_3	$1,4 \cdot 10^{-2}$
K_2		$6,2 \cdot 10^{-8}$
Сероводородная K_1	H_2S	$1,0 \cdot 10^{-7}$
K_2		$2,5 \cdot 10^{-13}$
Название		
Формула		
K_d		
Синильная	HCN	$5,0 \cdot 10^{-10}$
Тиосерная K_1	$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$	$2,5 \cdot 10^{-1}$
K_2		$1,9 \cdot 10^{-2}$
Угольная K_1	$\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	$4,5 \cdot 10^{-7}$
K_2		$4,8 \cdot 10^{-11}$
Уксусная	CH_3COOH	$1,74 \cdot 10^{-5}$
Фосфористая K_1	H_3PO_3	$3,1 \cdot 10^{-2}$
K_2		$1,6 \cdot 10^{-7}$
Фосфорная (орто) K_1	H_3PO_4	$7,1 \cdot 10^{-3}$
K_2		$6,2 \cdot 10^{-8}$
K_3		$5,0 \cdot 10^{-13}$
Фосфорная (пиро) K_1	$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$	$1,2 \cdot 10^{-1}$

Название	Формула	K_d
K_2		$7,9 \cdot 10^{-2}$
K_3		$2,0 \cdot 10^{-7}$
K_4		$4,8 \cdot 10^{-10}$
Фтористоводородная	HF	$6,2 \cdot 10^{-4}$
Хлористая	HClO ₂	$1,1 \cdot 10^{-2}$
Хлорноватистая	HClO	$2,95 \cdot 10^{-8}$
Хромовая K_1	H ₂ CrO ₄	$1,6 \cdot 10^{-1}$
K_2		$3,2 \cdot 10^{-7}$
Циановая	HOCN	$2,7 \cdot 10^{-4}$
Щавелевая K_1	H ₂ C ₂ O ₄	$5,6 \cdot 10^{-2}$
Основания		
Аммиака раствор	NH ₃ + H ₂ O	$1,76 \cdot 10^{-5}$
Бария гидроокись K_2	Ba(OH) ₂	$2,3 \cdot 10^{-1}$
Название	Формула	K_d
Кальция гидроксид K_2	Ca(OH) ₂	$4,0 \cdot 10^{-2}$
Лития гидроксид	LiOH	$6,8 \cdot 10^{-1}$
Свинца гидроксид (II) K_1	Pb(OH) ₂	$9,55 \cdot 10^{-4}$
K_2		$3,0 \cdot 10^{-8}$
Серебра гидроксид	AgOH	$5,0 \cdot 10^{-3}$
Марганца гидроксид (II)	Mn(OH) ₂	$5,0 \cdot 10^{-4}$
Никеля гидроксид	Ni(OH) ₂	$2,5 \cdot 10^{-5}$
Цинка гидроксид	Zn(OH) ₂	$4,0 \cdot 10^{-5}$
Железа гидроксид (III)	Fe(OH) ₃	$1,82 \cdot 10^{-10}$
Железа гидроксид (II)	Fe(OH) ₂	$1,3 \cdot 10^{-4}$
Магния гидроксид	Mg(OH) ₂	$2,5 \cdot 10^{-3}$
Никеля гидроксид (II)	Ni(OH) ₂	$2,5 \cdot 10^{-5}$
Кобальта гидроксид (II)	Co(OH) ₂	$4,0 \cdot 10^{-5}$
Кадмия гидроксид (II)	Cd(OH) ₂	$5,0 \cdot 10^{-3}$
Алюминия гидроксид	Al(OH) ₃	$1,38 \cdot 10^{-9}$
Хрома гидроксид (III)	Cr(OH) ₃	$1,02 \cdot 10^{-10}$
Натрия гидроксид	NaOH	5,9
Меди гидроксид	Cu(OH) ₂	$3,4 \cdot 10^{-7}$
Стронция гидроксид	Sr(OH) ₂	$1,5 \cdot 10^{-1}$

Таблица 8
Произведение растворимости труднорастворимых в воде соединений
(при 25 °С)

Формула соединения	ПР	Формула соединения	ПР
AgBr	$3,3 \cdot 10^{-13}$	Co(OH) ₃	$4,0 \cdot 10^{-45}$
Ag ₂ CO ₃	$8,15 \cdot 10^{-12}$	CoS	$3,1 \cdot 10^{-23}$
AgCl	$1,7 \cdot 10^{-10}$	Cu ₂ S	$2,6 \cdot 10^{-49}$
Ag ₂ CrO ₄	$2,0 \cdot 10^{-12}$	CuS	$3,2 \cdot 10^{-38}$
AgI	$8,5 \cdot 10^{-17}$	PbCrO ₄	$1,8 \cdot 10^{-14}$
AgIO ₃	$3,1 \cdot 10^{-8}$	PbCl ₂	$1,7 \cdot 10^{-5}$
Ag ₃ PO ₄	$1,8 \cdot 10^{-16}$	PbCO ₃	$7,24 \cdot 10^{-14}$
Ag ₂ SO ₄	$6,0 \cdot 10^{-6}$	PbSO ₄	$1,8 \cdot 10^{-8}$
Ag ₂ S	$5,9 \cdot 10^{-52}$	PbCrO ₄	$1,8 \cdot 10^{-14}$
Ag ₂ C ₂ O ₄	$5,0 \cdot 10^{-12}$	PbS	$6,8 \cdot 10^{-29}$
Ag ₂ Cr ₂ O ₇	$2,0 \cdot 10^{-7}$	MnCO ₃	$5,05 \cdot 10^{-10}$
AgCN	$1,4 \cdot 10^{-16}$	Mn(OH) ₂	$4,0 \cdot 10^{-14}$
AlPO ₄	$5,75 \cdot 10^{-19}$	Mn ₃ (AsO ₄) ₂	$1,9 \cdot 10^{-29}$
BaCO ₃	$4,93 \cdot 10^{-9}$	NiCO ₃	$1,35 \cdot 10^{-7}$
BaCrO ₄	$2,3 \cdot 10^{-10}$	Ni(CN) ₂	$3,0 \cdot 10^{-23}$
Ba ₃ (PO ₄) ₂	$1,5 \cdot 10^{-28}$	Ni(OH) ₂	$8,7 \cdot 10^{-19}$
BaSO ₄	$9,9 \cdot 10^{-11}$	SnS	$1,0 \cdot 10^{-27}$
Ba(OH) ₂	$2,2 \cdot 10^{-1}$	Sb ₂ S ₃	$2,9 \cdot 10^{-59}$
BaC ₂ O ₄	$1,7 \cdot 10^{-7}$	SrSO ₄	$3,6 \cdot 10^{-7}$
FeS	$3,8 \cdot 10^{-20}$	SrC ₂ O ₄	$5,6 \cdot 10^{-8}$
MgCO ₃	$1,0 \cdot 10^{-5}$	SrCrO ₄	$3,6 \cdot 10^{-5}$
MgC ₂ O ₄	$8,6 \cdot 10^{-5}$	SrSO ₃	$4,0 \cdot 10^{-8}$
MgSO ₃	$3,0 \cdot 10^{-3}$	SrCO ₃	$9,42 \cdot 10^{-10}$
CaCO ₃	$1,7 \cdot 10^{-8}$	Zn(OH) ₂	$4,5 \cdot 10^{-17}$
CaSO ₄	$6,26 \cdot 10^{-5}$	Zn ₃ (PO ₄) ₂	$9,1 \cdot 10^{-33}$
CaC ₂ O ₄	$3,8 \cdot 10^{-9}$	ZnS	$7,4 \cdot 10^{-27}$
CaCrO ₄	$2,3 \cdot 10^{-2}$	ZnC ₂ O ₄	$2,0 \cdot 10^{-8}$
Ca ₃ (PO ₄) ₂	$1,2 \cdot 10^{-14}$	ZnCO ₃	$9,98 \cdot 10^{-11}$

Таблица 9
Константы нестойкости некоторых комплексных ионов

Уравнение диссоциации комплексного иона	Константа нестойкости ($K_{н}$)
$[Ag(CN)_2]^- = Ag^+ + 2CN^-$	$1,0 \cdot 10^{-21}$
$[Ag(NH_3)_2]^+ = Ag^+ + 2NH_3$	$5,89 \cdot 10^{-8}$
$[AgBr_2]^- = Ag^+ + 2Br^-$	$7,8 \cdot 10^{-8}$
$[AgCl_2]^- = Ag^+ + 2Cl^-$	$1,78 \cdot 10^{-5}$
$[Ag(S_2O_3)_2]^{3-} = Ag^+ + 2S_2O_3^{2-}$	$1,0 \cdot 10^{-18}$
$[AlF_6]^{3-} = Al^{3+} + 6F^-$	$5,01 \cdot 10^{-18}$
$[Cd(CN)_4]^- = Cd^{2+} + 4CN^-$	$7,66 \cdot 10^{-18}$
$[CdI_4]^{2-} = Cd^{2+} + 4I^-$	$7,94 \cdot 10^{-7}$
$[Cd(NH_3)_4]^{2+} = Cd^{2+} + 4NH_3$	$2,75 \cdot 10^{-7}$
$[Co(CN)_4]^{2-} = Co^{2+} + 4CN^-$	$5,50 \cdot 10^{-3}$
$[Co(NH_3)_6]^{2+} = Co^{2+} + 6NH_3$	$4,07 \cdot 10^{-5}$
$[Cu(CN)_2]^+ = Cu^+ + 2CN^-$	$1,0 \cdot 10^{-24}$
$[Cu(NH_3)_4]^{2+} = Cu^{2+} + 4NH_3$	$9,33 \cdot 10^{-13}$
$[Fe(CN)_6]^{4-} = Fe^{2+} + 6CN^-$	$1,0 \cdot 10^{-24}$
$[Fe(CN)_6]^{3-} = Fe^{3+} + 6CN^-$	$1,0 \cdot 10^{-31}$
$[HgCl_4]^{2-} = Hg^{2+} + 4Cl^-$	$6,03 \cdot 10^{-16}$
$[HgI_4]^{2-} = Hg^{2+} + 4I^-$	$1,38 \cdot 10^{-30}$
$[Hg(CN)_4]^{2-} = Hg^{2+} + 4CN^-$	$1,29 \cdot 10^{-22}$
$[Ni(CN)_4]^{2-} = Ni^{2+} + 4CN^-$	$1,0 \cdot 10^{-22}$
$[Ni(NH_3)_6]^{2+} = Ni^{2+} + 6NH_3$	$9,77 \cdot 10^{-9}$
$[PbBr_4]^{2-} = Pb^{2+} + 4Br^-$	$1,0 \cdot 10^{-3}$
$[PbI_4]^{2-} = Pb^{2+} + 4I^-$	$2,22 \cdot 10^{-5}$
$[Zn(NH_3)_4]^{2+} = Zn^{2+} + 4NH_3$	$3,46 \cdot 10^{-10}$
$[Zn(CN)_4]^{2-} = Zn^{2+} + 4CN^-$	$1 \cdot 10^{-16}$
$[Zn(CNS)_4]^{2-} = Zn^{2+} + 4CNS^-$	$5,0 \cdot 10^{-2}$
$[Zn(OH)_4]^{2-} = Zn^{2+} + 4OH^-$	$7,08 \cdot 10^{-16}$

Таблица 10
Названия некоторых комплексообразователей и лигандов

Элемент	Название	Элемент	Название
Лиганды			
F-	Фторо-	SCN-	Тиоцианато-
Cl-	Хлоро-	NO ₂ -	Нитро-
Br-	Бромо-	S ₂ O ₃ ²⁻	Тиосульфато-
I-	Иодо-	CO ₃ ²⁻	Карбонато-
S ₂ -	Сульфидо-	NO ₃ -	Нитрато-
OH-	Гидроксо-	SO ₄ ²⁻	Сульфато-
CN-	Циано-	O ₂ -	Оксо-
Комплексообразователи			
B	Борат	Ni	Никелат
Al	Алюминат	Cu	Купрат
Ti	Титанат	Zn	Цинкат
V	Ванадат	Ag	Аргенат
Cr	Хромат	Sn	Станнат
Mn	Манганат	Au	Аурат
Fe	Феррат	Hg	Меркурат (гидраргиумат)
Co	Кобальтат	Pb	Плюмбат
Bi	Висмутат		

Периодическая система Д.И. Менделеева

Период	Ряд	ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ																	
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII										
1	1	(H)						H ¹ Водород 1,00797	He ² Гелий 4,0026	<div style="display: flex; justify-content: space-around; align-items: center;"> <div style="text-align: center;"> Обозначение элемента Li Литий </div> <div style="text-align: center;"> Атомный номер 3 6,939 </div> </div> <div style="text-align: center; margin-top: 10px;"> Относительная атомная масса </div>									
2	2	Li ³ Литий 6,939	Be ⁴ Бериллий 9,0122	B ⁵ Бор 10,811	C ⁶ Углерод 12,01115	N ⁷ Азот 14,0067	O ⁸ Кислород 15,9994	F ⁹ Фтор 18,9984	Ne ¹⁰ Неон 20,179										
3	3	Na ¹¹ Натрий 22,9898	Mg ¹² Магний 24,305	Al ¹³ Алюминий 26,9815	Si ¹⁴ Кремний 28,086	P ¹⁵ Фосфор 30,9738	S ¹⁶ Сера 32,064	Cl ¹⁷ Хлор 35,453	Ar ¹⁸ Аргон 39,948										
4	4	K ¹⁹ Калий 39,102	Ca ²⁰ Кальций 40,08	21 44,956	Sc ²¹ Скандий	22 47,90	Ti ²² Титан	23 50,942	V ²³ Ванадий	24 51,996	Cr ²⁴ Хром	25 54,9380	Mn ²⁵ Марганец	26 55,847	Fe ²⁶ Железо	27 58,9330	Co ²⁷ Кобальт	28 58,71	Ni ²⁸ Никель
	5	29 63,546	Cu ²⁹ Медь	30 65,37	Zn ³⁰ Цинк	31 69,72	Ga ³¹ Галлий	32 72,59	Ge ³² Германий	33 74,9216	As ³³ Мышьяк	34 78,96	Se ³⁴ Селен	35 79,904	Br ³⁵ Бром	36 83,80	Kr ³⁶ Криптон		
5	6	Rb ³⁷ Рубидий 85,47	Sr ³⁸ Стронций 87,62	39 88,905	Y ³⁹ Иттрий	40 91,22	Zr ⁴⁰ Цирконий	41 92,906	Nb ⁴¹ Ниобий	42 95,94	Mo ⁴² Молибден	43 [99]	Tc ⁴³ Технеций	44 101,07	Ru ⁴⁴ Рутений	45 102,905	Rh ⁴⁵ Родий	46 106,4	Pd ⁴⁶ Палладий
	7	47 107,868	Ag ⁴⁷ Серебро	48 112,40	Cd ⁴⁸ Кадмий	49 114,82	In ⁴⁹ Индий	50 118,69	Sn ⁵⁰ Олово	51 121,75	Sb ⁵¹ Сурьма	52 127,60	Te ⁵² Теллур	53 126,9044	I ⁵³ Иод	54 131,30	Xe ⁵⁴ Ксенон		
6	8	Cs ⁵⁵ Цезий 132,905	Ba ⁵⁶ Барий 137,34	57 138,91	La* ⁵⁷ Лантан	72 178,49	Hf ⁷² Гафний	73 180,948	Ta ⁷³ Тантал	74 183,85	W ⁷⁴ Вольфрам	75 186,2	Re ⁷⁵ Рений	76 190,2	Os ⁷⁶ Осмий	77 192,2	Ir ⁷⁷ Иридий	78 195,09	Pt ⁷⁸ Платина
	9	79 196,967	Au ⁷⁹ Золото	80 200,59	Hg ⁸⁰ Ртуть	81 204,37	Tl ⁸¹ Таллий	82 207,19	Pb ⁸² Свинец	83 208,980	Bi ⁸³ Висмут	84 [210]*	Po ⁸⁴ Полоний	85 [210]	At ⁸⁵ Астат	86 [222]	Rn ⁸⁶ Радон		
7	10	Fr ⁸⁷ Франций [223]	Ra ⁸⁸ Радий [226]	89 [227]	Ac** ⁸⁹ Актиний	104 [261]	Rf ¹⁰⁴ Резерфордий	105 [262]	Db ¹⁰⁵ Дубний	106 [263]	Sg ¹⁰⁶ Сиборгий	107 [262]	Bh ¹⁰⁷ Борий	108 [265]	Hs ¹⁰⁸ Хассий	109 [266]	Mt ¹⁰⁹ Майтнерий	110 [271]	Ds ¹¹⁰ Дармштадтий
	11	111 [272]	Rg ¹¹¹ Рентгений	112 [285]	Cn ¹¹² Коперниций	113 [286]	Nh ¹¹³ Нихоний	114	Fl ¹¹⁴ Флеровий	115	Mc ¹¹⁵ Московский	116	Lv ¹¹⁶ Ливерморий	117	Ts ¹¹⁷ Теннессин	118 [294]	Og ¹¹⁸ Оганесон		

Лантаноиды*	58 140,12	Ce ⁵⁸ Церий	59 140,907	Pr ⁵⁹ Празеодим	60 144,24	Nd ⁶⁰ Неодим	61 [147]*	Pm ⁶¹ Прометий	62 150,35	Sm ⁶² Самарий	63 151,96	Eu ⁶³ Европий	64 157,25	Gd ⁶⁴ Гадолиний	65 158,924	Tb ⁶⁵ Тербий	66 162,50	Dy ⁶⁶ Диспрозий	67 164,930	Ho ⁶⁷ Гольмий	68 167,26	Er ⁶⁸ Эрбий	69 168,934	Tm ⁶⁹ Тулий	70 173,04	Yb ⁷⁰ Иттербий	71 174,97	Lu ⁷¹ Лютеций
Актиноиды**	90 232,038	Th ⁹⁰ Торий	91 [231]	Pa ⁹¹ Протактиний	92 238,03	U ⁹² Уран	93 [237]	Np ⁹³ Нептуний	94 [244]	Pu ⁹⁴ Плутоний	95 [243]	Am ⁹⁵ Америций	96 [247]	Cm ⁹⁶ Кюрий	97 [247]	Bk ⁹⁷ Берклий	98 [252]*	Cf ⁹⁸ Калифорний	99 [254]	Es ⁹⁹ Эйнштейний	100 [257]	Fm ¹⁰⁰ Фермий	101 [257]	Md ¹⁰¹ Менделевий	102 [255]	No ¹⁰² Нобелий	103 [256]	Lr ¹⁰³ Лоуренсий

Учебное издание

Димиденок Жанна Анатольевна

ИНДИВИДУАЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ
ПО НЕОРГАНИЧЕСКОЙ И АНАЛИТИЧЕСКОЙ ХИМИИ

Задачник для выполнения самостоятельной работы

В авторской редакции

Лицензия ЛР 020427 от 25.04.1997 г. Подписано к печати 09.01.2019 г. Формат 60×90/8.
Уч.-изд.л. – 2,3. Усл.-п.л. – 6,5. Тираж 50 экз. Заказ 33.

Отпечатано в отделе оперативной полиграфии
издательства Дальневосточного государственного аграрного университета
675005, г. Благовещенск, ул. Политехническая, 86