



**Уральский
федеральный
университет**

имени первого Президента
России Б.Н. Ельцина

**Институт
фундаментального
образования**

**М. Г. ИВАНОВ
В. В. ВАЙТНЕР
О. А. АНТРОПОВА**

ОБЩАЯ ХИМИЯ

Практикум

Министерство науки и высшего образования
Российской Федерации
Уральский федеральный университет
имени первого Президента России Б. Н. Ельцина

М. Г. Иванов, В. В. Вайтнер, О. А. Антропова

ОБЩАЯ ХИМИЯ

Практикум

Рекомендовано методическим советом
Уральского федерального университета
для студентов вуза, обучающихся
по направлению подготовки
18.03.01 — Химическая технология

Екатеринбург
Издательство Уральского университета
2021

УДК 54(076.5)

ББК 24.1я73

И20

Рецензенты:

кафедра химии и процессов горения УрИ ГПС МЧС России (канд. хим. наук, ст. препод. *М. Л. Кондратьева*);

канд. техн. наук, доц. кафедры «Металлургия» НЧОУ ВО «Технический университет УГМК» *А. Н. Габдуллин*

Научный редактор — канд. хим. наук, доц. *Е. А. Никоненко*

Иванов, М. Г.

И20 Общая химия : практикум / М. Г. Иванов, В. В. Вайтнер, О. А. Антропова ; М-во науки и высшего образования РФ. — Екатеринбург : Изд-во Урал. ун-та, 2021. — 88 с.

ISBN 978-5-7996-3370-7

Практикум содержит лабораторные работы, а также теоретический минимум, необходимый для их выполнения. В издании приведены методики проведения экспериментов по лабораторным работам, рекомендации оформления отчетов по выполненной работе, задания для самостоятельной подготовки по основным разделам курса «Общая химия»: «Энергетика химических реакций», «Растворы», «Реакции в растворах электролитов», «Окислительно-восстановительные процессы».

Практикум разработан с учетом введения балльно-рейтинговой системы оценивания знаний, умений и владений студентов, полученных ими в ходе изучения курса «Общая химия».

УДК 54(076.5)

ББК 24.1я73

ISBN 978-5-7996-3370-7

© Уральский федеральный
университет, 2021

Оглавление

Предисловие	4
Ионные равновесия в растворах электролитов	5
Электролитическая диссоциация.....	5
Гидролиз солей.....	13
Гетерогенные равновесия в растворах электролитов	19
Общие закономерности химических процессов	26
Лабораторная работа № 1. Термохимические измерения	26
Лабораторная работа № 2. Влияние различных факторов на состояние химического равновесия	32
Растворы	39
Лабораторная работа № 3. Приготовление растворов заданной концентрации	39
Лабораторная работа № 4. Электролитическая диссоциация	42
Лабораторная работа № 5. Реакции обмена в растворах электролитов	44
Лабораторная работа № 6. Условия образования и растворения осадков. Произведение растворимости	49
Лабораторная работа № 7. Гидролиз солей	51
Окислительно-восстановительные процессы	56
Лабораторная работа № 8. Окислительно-восстановительные реакции в растворах	56
Лабораторная работа № 9. Гальванические элементы	62
Лабораторная работа № 10. Взаимодействие металлов с агрессивными средами	64
Лабораторная работа № 11. Электрохимическая коррозия металлов	66
Лабораторная работа № 12. Электролиз.....	71
Приложения. Справочные сведения	75
Список рекомендуемой литературы	87

Предисловие

Предлагаемый практикум представляет собой руководство по лабораторным занятиям дисциплины «Общая химия» для студентов-бакалавров первого курса ХТИ и ИММ очной и заочной форм обучения. В издании изложены методики проведения лабораторного эксперимента и рекомендации оформления отчетов по проделанной работе.

Многовариантные задания для самостоятельной подготовки, представленные в практикуме, являются допуском к лабораторной работе. Эти задания студенты выполняют дома и сдают преподавателю перед тем, как приступить к выполнению эксперимента.

После каждой лабораторной работы приведены контрольные задания, которые студент выполняет по указанию преподавателя и сдает на проверку вместе с лабораторным отчетом.

Один из наиболее сложных вопросов для студентов — ионные равновесия в растворах электролитов. В связи с трудностью темы в теоретических главах рассмотрены основные закономерности и количественные характеристики электролитической диссоциации, гидролиза солей, гетерогенных равновесий в растворах. Практические задания настоящего издания облегчают интерпретацию экспериментальных данных практикума «Общая химия».

В приложении приведены основные справочные данные, необходимые для выполнения лабораторных работ.

Ионные равновесия в растворах электролитов

Электролитическая диссоциация

Вещества, растворы (или расплавы) которых проводят электрический ток, называют электролитами. Причиной электропроводности растворов электролитов является электролитическая диссоциация — процесс самопроизвольного распада растворенного вещества на ионы (положительные — катионы и отрицательные — анионы).

Количественная характеристика процесса диссоциации — степень диссоциации (α) — отношение количества вещества, распавшегося на ионы, к общему количеству растворенного вещества. Степень диссоциации выражают в долях единицы или процентах. Степень диссоциации зависит от природы растворенного вещества и растворителя, от температуры и концентрации раствора.

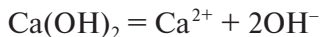
Наибольшей степенью диссоциации характеризуются вещества с ионной связью. Чем больше полярность молекул растворителя, тем выше степень диссоциации растворенного вещества.

Диссоциация большинства соединений — эндотермический процесс, поэтому с повышением температуры, согласно принципу Ле Шателье, степень диссоциации увеличивается (за редкими исключениями).

Степень диссоциации также возрастает при разбавлении раствора (понижении концентрации).

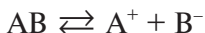
Состояние сильных и слабых электролитов в растворе

Сильные электролиты в водном растворе практически полностью диссоциированы на ионы. В уравнениях диссоциации сильных электролитов пишут знак равенства:



Ионы сильных электролитов взаимодействуют в растворе даже при малых концентрациях, формируя ионную сферу, состоящую преимущественно из ионов противоположного заряда. Радиус ионной сферы сравнительно велик, поэтому ионные сферы соседних ионов пересекаются; кроме того, каждый ион окружен полярными молекулами растворителя — сольватной оболочкой. Таким образом, в растворе сильного электролита возникает подобие пространственной структуры, ограничивающей свободу перемещения ионов. Этот эффект аналогичен уменьшению степени диссоциации, поэтому для сильных электролитов вводят понятие кажущейся степени диссоциации, которая принимает значение менее 100 %.

Диссоциация слабых электролитов — обратимый процесс. В растворах слабых электролитов устанавливается динамическое равновесие между ионами и недиссоциированными молекулами, условно:



Соответствующую константу равновесия называют константой диссоциации, или константой ионизации (K):

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

где $[A^+]$, $[B^-]$ — равновесные концентрации ионов, моль/л;

$[AB]$ — равновесная концентрация недиссоциированных молекул, моль/л.

Константа диссоциации зависит от природы растворенного вещества и растворителя, от температуры, но не зависит от концентрации раствора. Чем слабее электролит, тем меньше значение константы диссоциации. Значения констант диссоциации слабых электролитов при 298 К можно найти в справочниках.

Существует взаимосвязь между константой и степенью диссоциации слабого электролита. Если молярная концентрация раствора слабого электролита АВ равна C , то на ионы распадается αC молекул, и равновесная концентрация недиссоциированных молекул $[AB] = C - \alpha C = C(1 - \alpha)$. Согласно уравнению диссоциации, концентрации ионов равны концентрации распавшихся молекул, $[A^+] = [B^+] = \alpha C$. Подстановка равновесных концентраций в выражение константы диссоциации:

$$K = \frac{\alpha C \cdot \alpha C}{C(1 - \alpha)} = \frac{\alpha^2 C}{1 - \alpha}$$

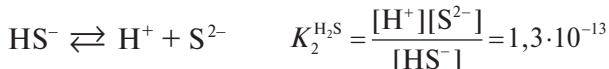
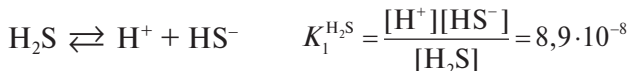
Уравнение

$$K = \frac{\alpha^2 C}{1 - \alpha}$$

представляет собой математическое выражение закона разбавления Оствальда.

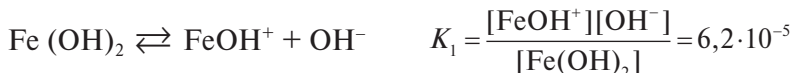
Если $\alpha \ll 1$, то $K \approx \alpha^2 C$

Диссоциация слабых кислот. Кислоты диссоциируют с образованием ионов водорода, если кислота многоосновная, то процесс протекает ступенчато:



Диссоциация по первой ступени проходит в большей степени, чем по второй, $K_1 > K_2$. Это справедливо для процесса диссоциации большинства слабых электролитов.

Диссоциация слабых оснований. Основания диссоциируют с образованием гидроксид-ионов OH^- . Слабые основания, содержащие несколько гидроксид-ионов, диссоциируют по ступеням, например:



Если в раствор слабого электролита вводится одноименный ион (например, в составе соли), то в системе происходит смещение равновесия в сторону недиссоциированного вещества — степень диссоциации слабого электролита уменьшается.

Пример. Рассчитайте концентрацию ионов H^+ и степень диссоциации HClO : а) в 0,1 М HClO ; б) после добавления к этому раствору NaClO в количестве 0,2 моль/л. Константа диссоциации HClO равна $5 \cdot 10^{-8}$.

Решение. а) записываем уравнение диссоциации слабой кислоты и выражение константы диссоциации:



$$K = \frac{[\text{H}^+][\text{ClO}^-]}{[\text{HClO}]} = 5 \cdot 10^{-8}$$

Как следует из уравнения диссоциации, концентрация протодиссоциировавших молекул $C_{\text{HClO}}^{\text{дис}} = [\text{H}^+] = [\text{ClO}^-]$. Равновесная концентрация $[\text{HClO}] = C_{\text{HClO}} - C_{\text{HClO}}^{\text{дис}} = 0,1 - [\text{H}^+]$

$$K = \frac{[\text{H}^+]^2}{0,1 - [\text{H}^+]} = 5 \cdot 10^{-8}$$

Таким образом, $[\text{H}^+]$ является решением квадратного уравнения

$$[\text{H}^+]^2 + 5 \cdot 10^{-8} [\text{H}^+] - 5 \cdot 10^{-9} = 0$$

При условии, что $C/K \geq 10^2$, допустимо проведение приближенного расчета, основанного на пренебрежении величиной $[\text{H}^+] \leq 0,1$. Тогда $[\text{H}^+]$ находим, решая уравнение

$$[\text{H}^+]^2 = 5 \cdot 10^{-9}$$

$$[\text{H}^+] = \sqrt{5 \cdot 10^{-9}} = 7,1 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л}$$

Степень диссоциации — отношение количества распавшихся на ионы молекул к общему числу растворенных молекул:

$$\alpha = \frac{C_{\text{HClO}}^{\text{дис}}}{C_{\text{HClO}}} = \frac{[\text{H}^+]}{C_{\text{HClO}}} = \frac{7,1 \cdot 10^{-5}}{0,1} = 7,1 \cdot 10^{-4} \text{ или } 0,071 \%$$

Степень диссоциации также можно рассчитать, пользуясь законом разбавления Оствальда, из которого следует, что при $\alpha \ll 1$

$$\alpha \approx \sqrt{\frac{K}{C}} = \sqrt{\frac{5 \cdot 10^{-8}}{0,1}} = 7,1 \cdot 10^{-4}$$

б) в присутствии сильного электролита NaClO за счет его диссоциации



происходит повышение концентрации ионов ClO^- в растворе:

$$[\text{ClO}^-] = [\text{ClO}^-]_{\text{соли}} + [\text{ClO}^-]_{\text{кислоты}}$$

$[\text{ClO}^-]_{\text{соли}} = 0,2$ моль/л, $[\text{ClO}^-]_{\text{кислоты}}$ меньше, чем ранее рассчитанная ($7,1 \cdot 10^{-5}$ моль/л), т. к. в присутствии соли степень диссоциации кислоты уменьшилась. Таким образом, вторым слагаемым, по сравнению с первым, пренебрегаем и принимаем

$$[\text{ClO}^-] \approx [\text{ClO}^-]_{\text{соли}} \approx 0,2 \text{ моль/л}$$

Константа диссоциации не зависит от концентрации, $[\text{HClO}] = C_{\text{HClO}} - C_{\text{HClO}}^{\text{дис}} = 0,1 - [\text{H}^+]$, как было показано ранее, т. е.

$$K = \frac{[\text{H}^+][\text{ClO}^-]}{[\text{HClO}]} = \frac{[\text{H}^+] \cdot 0,2}{0,1 - [\text{H}^+]} = 5 \cdot 10^{-8}$$

Очевидно, что $[\text{H}^+] \ll 0,1$, поэтому нахождение $[\text{H}^+]$ в этом случае приводит к решению уравнения $[\text{H}^+] \cdot 0,2 \approx 5 \cdot 10^{-9}$, откуда $[\text{H}^+] = 2,5 \cdot 10^{-8}$ моль/л.

Степень диссоциации

$$\alpha = \frac{C_{\text{HClO}}^{\text{дис}}}{C_{\text{HClO}}} = \frac{[\text{H}^+]}{C_{\text{HClO}}} = \frac{2,5 \cdot 10^{-8}}{0,1} = 2,5 \cdot 10^{-7}, \text{ или } 0,000025 \%$$

В присутствии сильного электролита, содержащего одноименный ион, равновесие диссоциации кислоты смещается в сторону обратного процесса, что приводит к уменьшению концентрации ионов водорода и степени диссоциации кислоты.

Ионное произведение воды. Водородный показатель

Вода является слабым электролитом. Полярные молекулы воды подвергаются самоионизации в результате переноса протонов с одной молекулы на другую:



Такой процесс называют автопротолизом. Упрощенная форма записи уравнения диссоциации воды:



$$K = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} = 1,8 \cdot 10^{-16} \text{ при } 298 \text{ K}$$

Диссоциация воды — эндотермический процесс: $\Delta H_{298}^0 = 55,76 \text{ кДж/моль}$. Повышение температуры ведет к смещению равновесия в сторону прямой реакции и возрастанию концентраций ионов H^+ и OH^- .

Произведение равновесных концентраций ионов H^+ и OH^- называют ионным произведением воды (K_w):

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$$

Как следует из выражения константы диссоциации воды,

$$K_w = K[\text{H}_2\text{O}]$$

Равновесную концентрацию молекул $[\text{H}_2\text{O}]$ можно принять равной общему количеству вещества воды в одном литре, т. е.

$$[\text{H}_2\text{O}] \approx C_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{m}{MV} = \frac{1000}{18 \cdot 1} = 55,56 \text{ моль/л}$$

$$K_w = 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,56 = 10^{-14} \text{ при } 298 \text{ K } (25^\circ \text{C})$$

При данной температуре ионное произведение воды является постоянной величиной для любых разбавленных водных растворов. Зная концентрацию ионов H^+ , можно рассчитать концентрацию ионов OH^- .

Поскольку степенные выражения неудобны в количественных расчетах, их заменяют логарифмическими функциями. Для характеристики среды, как правило, используют водородный показатель:

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

В нейтральной среде

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{K_w}$$

$$[\text{H}^+] = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7} \text{ моль/л, } \text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg 10^{-7} = 7$$

В кислой среде

$$[\text{H}^+] > 10^{-7} \text{ моль/л, } \lg[\text{H}^+] > \lg 10^{-7}, -\lg[\text{H}^+] < 7, \text{ т. е. } \text{pH} < 7$$

В щелочной среде

$$[\text{H}^+] < 10^{-7} \text{ моль/л, } \lg[\text{H}^+] < \lg 10^{-7}, -\lg[\text{H}^+] > 7, \text{ т. е. } \text{pH} > 7$$

Количественные характеристики реакции среды приведены в таблице:

Среда	Концентрация ионов, моль/л		pH
	$[\text{H}^+]$	$[\text{OH}^-]$	
нейтральная	10^{-7}	10^{-7}	7
кислая	$> 10^{-7}$	$< 10^{-7}$	< 7
щелочная	$< 10^{-7}$	$> 10^{-7}$	> 7

Пример 1. Вычислите pH 0,01 М раствора соляной кислоты.

Решение. Соляная кислота является сильным электролитом, т. е. в водном растворе полностью распадается на ионы:



Молярная концентрация ионов водорода в данном случае равна молярной концентрации кислоты:

$$[\text{H}^+] = C_{\text{HCl}} = 10^{-2} \text{ моль/л}$$

$$\text{pH} = -\lg 10^{-2} = 2$$

Пример 2. Рассчитайте pH 0,1 М раствора гидроксида калия.

Решение. КОН — щелочь, сильный электролит, в водном растворе полностью распадается на ионы:



Молярная концентрация ионов OH^- равна молярной концентрации KOH :

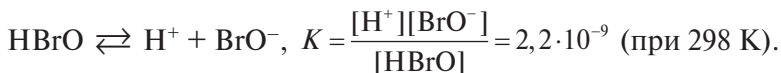
$$[\text{OH}^-] = C_{\text{KOH}} = 10^{-1} \text{ моль/л}$$

$$[\text{H}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{10^{-14}}{10^{-1}} = 10^{-13} \text{ моль/л}$$

$$pH = -\lg 10^{-13} = 13$$

Пример 3. Рассчитайте pH 0,01 М раствора бромноватистой кислоты.

Решение. Бромноватистая кислота — слабый электролит. Уравнение диссоциации:



Согласно уравнению диссоциации, $[\text{H}^+] = [\text{BrO}^-]$, т. е.

$$K = \frac{[\text{H}^+]^2}{[\text{HBrO}]}, \quad [\text{H}^+] = \sqrt{K \cdot [\text{HBrO}]}$$

Степень диссоциации слабого электролита мала, $[\text{HBrO}] \approx C_{\text{HBrO}}$. Концентрация ионов водорода и значение pH :

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K \cdot C_{\text{HBrO}}} = \sqrt{2,2 \cdot 10^{-9} \cdot 0,01} = 4,7 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л}$$

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

Гидролиз солей

Гидролиз соли — процесс обменного взаимодействия ионов соли с молекулами воды. В результате гидролиза происходит образование слабодиссоциирующих продуктов.

Характер протекания гидролиза определяется природой соли:

- соли, образованные катионом сильного основания и анионом слабой кислоты, гидролизуются по аниону;
- соли, образованные катионом слабого основания и анионом сильной кислоты, гидролизуются по катиону;
- соли, образованные катионом слабого основания и анионом слабой кислоты, гидролизуются по катиону и аниону.

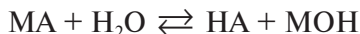
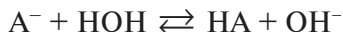
Соль не гидролизуеться, если она образована катионом сильного основания и анионом сильной кислоты.

Глубину прохождения любой обратимой реакции характеризует константа равновесия, которую в случае гидролиза называют константой гидролиза — большее значение K_r соответствует более полному протеканию гидролиза. Константа гидролиза зависит от природы соли, температуры и не зависит от концентрации раствора.

В выражение константы гидролиза не включают равновесную концентрацию воды — ее условно считают величиной постоянной.

Константу гидролиза можно выразить, используя справочные величины: константу диссоциации слабого электролита и ионное произведение воды.

В случае гидролиза по аниону соли МА происходит связывание иона водорода воды в слабый электролит — НА:



В результате гидролиза в растворе повышается концентрация ионов OH^- , среда становится щелочной ($pH > 7$), выражение константы гидролиза:

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

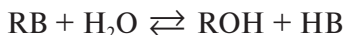
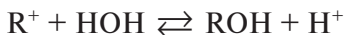
После умножения числителя и знаменателя на концентрацию ионов H^+ и группировки сомножителей выражение K_r принимает вид:

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

Первый сомножитель — величина, обратная константе диссоциации слабой кислоты, второй — ионное произведение воды K_w . Выражение константы гидролиза принимает вид:

$$K_r = \frac{K_w}{K_{\text{кислоты}}}$$

Аналогично для соли RB , гидролизующейся по катиону



$$K_r = \frac{K_w}{K_{\text{основания}}}$$

Величина K_r обратно пропорциональна константе диссоциации слабого электролита, образующегося в результате гидролиза. Следовательно, чем слабее кислота или основание, образующие соль, тем больше значение константы гидролиза, тем глубже протекает гидролиз соли.

Долю соли, подвергшейся гидролизу, можно оценить степенью гидролиза (h):

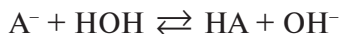
$$h = \frac{C_{\text{гидр}}}{C},$$

где $C_{\text{гидр}}$ — концентрация соли, подвергшейся гидролизу, моль/л;
 C — концентрация соли в растворе, моль/л.

Значение h выражают в долях единицы или процентах.

Степень гидролиза зависит от природы соли, концентрации раствора соли и температуры.

Степень гидролиза связана с константой гидролиза и концентрацией соли. Для соли, гидролизующейся по аниону



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

Обозначим через C (моль/л) исходную концентрацию аниона кислоты в растворе соли. Тогда hC (моль/л) — концентрация анионов A^- , подвергшихся гидролизу, согласно уравнению реакции она равна концентрации молекул HA и ионов OH^- , $[\text{HA}] = [\text{OH}^-] = hC$. Равновесная концентрация анионов соли $[A^-] = C - hC$. После подстановки значений равновесных концентраций выражение константы гидролиза принимает вид:

$$K_r = \frac{hC \cdot hC}{C - hC} = \frac{C \cdot (h^2 C)}{C(1 - h)}$$

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

Обычно степень гидролиза мала:

$$h \ll 1, (1 - h) \approx 1,$$

$$K_r = h^2 C,$$

откуда следует приближенная формула для расчета степени гидролиза

$$h = \sqrt{\frac{K_r}{C}}$$

При разбавлении раствора (уменьшении концентрации C) степень гидролиза увеличивается. Степень гидролиза можно изменить добавлением кислоты или щелочи. Добавление кислоты смещает равновесие гидролиза по катиону в сторону продук-

тов гидролиза, а гидролиза по аниону — в сторону негидролизованной соли. Добавление щелочи, напротив, смещает равновесие гидролиза по аниону в сторону продуктов гидролиза, а гидролиза по катиону — в сторону негидролизованной соли.

Гидролиз соли — эндотермический процесс. Повышение температуры приводит к увеличению степени гидролиза.

Константу гидролиза, степень гидролиза соли, а также значение pH водного раствора можно рассчитать по значению констант диссоциации слабых электролитов, образующих соль.

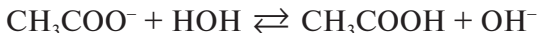
Пример 1. Определите степень гидролиза ацетата натрия в 0,1 М растворе и значение pH водного раствора.

Решение. Уравнение диссоциации соли



исходная концентрация аниона слабой кислоты и концентрация раствора соли одинаковы, $C = 0,1$ моль/л.

Ионное уравнение гидролиза ацетата натрия



Константу гидролиза соли слабой кислоты и сильного основания рассчитываем по формуле

$$K_r = \frac{K_w}{K_{\text{CH}_3\text{COOH}}} = \frac{10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,5 \cdot 10^{-10}$$

Степень гидролиза соли определяем по значению константы гидролиза

$$h = \sqrt{\frac{K_r}{C}} = \sqrt{\frac{5,5 \cdot 10^{-10}}{0,1}} = 7,4 \cdot 10^{-5}$$

или $h = 0,0074 \%$.

Из уравнения гидролиза следует, что концентрация ионов OH^- равна концентрации соли, подвергшейся гидролизу:

$$[\text{OH}^-] = hC = 7,4 \cdot 10^{-5} \cdot 0,1 = 7,4 \cdot 10^{-6} \text{ моль/л,}$$

$$[\text{H}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{10^{-14}}{7,4 \cdot 10^{-6}} = 1,4 \cdot 10^{-9} \text{ моль/л}$$

Рассчитываем pH :

$$pH = -\lg(1,4 \cdot 10^{-9}) = 8,9$$

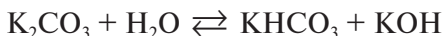
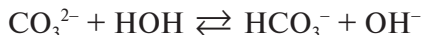
Пример 2. Рассчитайте константы гидролиза карбоната калия. Гидролиз солей слабых многоосновных кислот протекает ступенчато.

Уравнение диссоциации соли

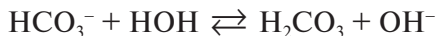


Гидролиз идет по аниону, возможны две степени гидролиза.

Уравнения гидролиза по I степени:



Уравнения гидролиза по II степени:



В результате гидролиза соли среда становится щелочной ($pH > 7$).

Значения констант гидролиза

по I степени:

$$K_{r_1} = \frac{[\text{HCO}_3^-] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CO}_3^{2-}]} = \frac{[\text{HCO}_3^-][\text{OH}^-][\text{H}^+]}{[\text{CO}_3^{2-}][\text{H}^+]} = \frac{K_w}{K_2^{\text{H}_2\text{CO}_3}} = \frac{10^{-14}}{4,8 \cdot 10^{-11}} = 2,1 \cdot 10^{-4}$$

по II степени:

$$K_{r_2} = \frac{[\text{H}_2\text{CO}_3][\text{OH}^-]}{[\text{HCO}_3^-]} = \frac{[\text{H}_2\text{CO}_3][\text{OH}^-][\text{H}^+]}{[\text{HCO}_3^-][\text{H}^+]} = \frac{K_w}{K_1^{\text{H}_2\text{CO}_3}} = \frac{10^{-14}}{4,5 \cdot 10^{-7}} = 2,2 \cdot 10^{-8}$$

Значения K_{r_1} и $K_{r_2} \ll 1$, равновесие гидролиза сильно смещено в направлении обратной реакции; $K_{r_2} \ll K_{r_1}$, следова-

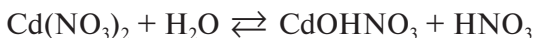
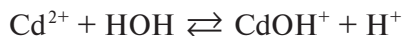
тельно, гидролиз протекает преимущественно по первой ступени.

Пример 3. Рассмотрите гидролиз нитрата кадмия по первой ступени и рассчитайте константу гидролиза.

Гидролиз солей большинства слабых оснований протекает ступенчато (число возможных ступеней гидролиза равно заряду катиона)



Гидролиз идет по катиону, возможны две ступени гидролиза. Уравнения гидролиза по I ступени:



В результате гидролиза соли среда становится кислой, $pH < 7$.

$$K_{r_1} = \frac{[\text{CdOH}^+][\text{H}^+]}{[\text{Cd}^{2+}]} = \frac{[\text{CdOH}^+][\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{Cd}^{2+}][\text{OH}^-]} = \frac{K_w}{K_2^{\text{Cd}(\text{OH})_2}} = \frac{10^{-14}}{5 \cdot 10^{-3}} = 2,010^{-12}$$

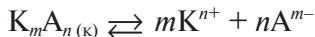
Значение константы гидролиза свидетельствует, что равновесие сильно смещено в сторону обратной реакции.

Гетерогенные равновесия в растворах электролитов

Произведение растворимости

В насыщенном водном растворе малорастворимого сильного электролита между осадком электролита и его ионами устанавливается гетерогенное равновесие. За единицу времени из осадка в раствор переходит столько же ионов, сколько их переходит из раствора в осадок, поэтому концентрация электролита в растворе при постоянной температуре остается постоянной.

Для электролита $K_m A_n$ равновесию соответствует уравнение



осадок ионы в растворе

Константу данного равновесия называют произведением растворимости и обозначают символом ПР:

$$ПР = [K^{n+}]^m [A^{m-}]^n,$$

где $[K^{n+}]$, $[A^{m-}]$ — равновесные концентрации ионов, моль/л, m и n — стехиометрические коэффициенты.

Величина ПР не зависит от концентрации ионов и для данного электролита изменяется только с изменением температуры.

Чем меньше величина ПР, тем в меньшей степени ионы малорастворимого вещества переходят в раствор, тем меньше растворимость вещества. Зная ПР, можно вычислить концентрацию ионов в насыщенном растворе и концентрацию электролита — растворимость вещества S (моль/л).

Согласно уравнению реакции для малорастворимого электролита $K_m A_n$, растворимость которого S , концентрации ионов (моль/л)

$$[K^{n+}] = mS; [A^{m-}] = nS,$$

произведение растворимости

$$ПР = [K^{n+}]^m [A^{m-}]^n = (mS)^m (nS)^n = m^m n^n S^{m+n},$$

растворимость

$$S = \sqrt[m+n]{\frac{ПР}{m^m n^n}}.$$

Если в равновесную систему добавить сильный электролит КВ, содержащий одноименные ионы K^{n+} ,



или сильный электролит МА, содержащий одноименные ионы A^{m-} ,



т.е. повысить концентрацию ионов K^{n+} или A^{m-} , то в соответствии с принципом Ле Шателье равновесие сместится в сторону образования осадка. Введение в раствор одноименных ионов приводит к уменьшению растворимости электролита.

Пример 1. Рассчитайте растворимость (моль/л) фосфата бария и сульфида серебра (I).



$$S = \sqrt[3+2]{\frac{\text{ПР}}{3^3 2^2}} = \sqrt[5]{\frac{\text{ПР}}{108}} = \sqrt[5]{\frac{2,0 \cdot 10^{-29}}{108}} = 7,1 \cdot 10^{-7} \text{ моль/л}$$

для сульфида серебра (I)

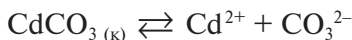


$$S = \sqrt[2+1]{\frac{\text{ПР}}{2^2}} = \sqrt[3]{\frac{\text{ПР}}{4}} = \sqrt[3]{\frac{7,2 \cdot 10^{-50}}{4}} = 2,6 \cdot 10^{-17} \text{ моль/л}$$

Пример 2. Рассчитайте

- растворимость карбоната кадмия;
- растворимость карбоната кадмия в 0,1 М растворе карбоната натрия Na_2CO_3 , $\text{ПР}_{CdCO_3} = 5,2 \cdot 10^{-12}$.

Решение. а) равновесие в насыщенном растворе карбоната кадмия:



Растворимость карбоната кадмия:

$$S = \sqrt{\text{ПР}_{CdCO_3}} = \sqrt{5,2 \cdot 10^{-12}} = 2,28 \cdot 10^{-6} \text{ моль/л}$$

б) концентрация карбонат-ионов в насыщенном растворе карбоната кадмия

$$[CO_3^{2-}] = S = 2,28 \times 10^{-6} \text{ моль/л}$$

В 0,1 М растворе карбоната натрия концентрация карбонат-ионов равна 0,1 моль/л ($Na_2CO_3 = 2Na^+ + CO_3^{2-}$).

Равновесная концентрация карбонат-ионов в присутствии карбоната натрия:

$$[\text{CO}_3^{2-}]' \approx 2,28 \cdot 10^{-6} + 0,1 \approx 0,1 \text{ моль/л}$$

Произведение растворимости не зависит от концентрации ионов,

$$\text{ПР}_{\text{CdCO}_3} = [\text{Cd}^{2+}]' [\text{CO}_3^{2-}]'$$

откуда концентрация ионов кадмия в присутствии карбоната натрия

$$[\text{Cd}^{2+}]' = \frac{\text{ПР}_{\text{CdCO}_3}}{[\text{CO}_3^{2-}]'} = \frac{5,2 \cdot 10^{-12}}{0,1} = 5,2 \cdot 10^{-11} \text{ моль/л}$$

Растворимость карбоната кадмия в 0,1 М растворе карбоната натрия,

$$S' = [\text{Cd}^{2+}]' = 5,2 \cdot 10^{-11} \text{ моль/л}$$

Повышение концентрации карбонат-ионов приводит к смещению гетерогенного равновесия $\text{CdCO}_3(\text{к}) \rightleftharpoons \text{Cd}^{2+} + \text{CO}_3^{2-}$ в сторону образования осадка и понижению растворимости карбоната кадмия.

Условие выпадения и растворения осадка

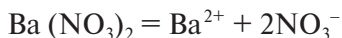
Используя значение произведения растворимости, можно определить возможность образования осадка или его растворения в растворе заданного состава.

Осадок образуется, если произведение молярных концентраций ионов малорастворимого сильного электролита (ПК) в данном растворе отвечает условию: $\text{ПК} > \text{ПР}$ — раствор является пересыщенным. Если $\text{ПК} < \text{ПР}$, раствор ненасыщенный, осадок не образуется. Когда система уже содержит осадок, и создают условия, при которых $\text{ПК} < \text{ПР}$, например, разбавляют раствор, осадок частично или полностью растворяется.

Пример. Определите, образуется ли осадок BaSO_4 при сливании равных объемов 0,001 М растворов $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ и Na_2SO_4 .

$$PP_{\text{BaSO}_4} = 1,1 \cdot 10^{-10}.$$

Решение. Из уравнений диссоциации солей



следует, что концентрации ионов в исходных растворах:

$$C_{\text{Ba}^{2+}} = C_{\text{Ba}(\text{NO}_3)_2} = 0,001 \text{ моль/л}; \quad C_{\text{SO}_4^{2-}} = C_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = 0,001 \text{ моль/л}$$

После сливания равных объемов исходных растворов суммарный объем увеличивается в два раза, а молярные концентрации ионов, соответственно, уменьшаются в два раза:

$$C'_{\text{Ba}^{2+}} = \frac{0,001}{2} = 0,0005 \text{ моль/л}; \quad C'_{\text{SO}_4^{2-}} = \frac{0,001}{2} = 0,0005 \text{ моль/л}$$

Произведение концентраций ионов в растворе:

$$PK = C'_{\text{Ba}^{2+}} \cdot C'_{\text{SO}_4^{2-}} = 0,0005 \cdot 0,0005 = 2,5 \cdot 10^{-7}$$

В полученном растворе $PK > PP_{\text{BaSO}_4}$ ($2,5 \times 10^{-7} > 1,1 \times 10^{-10}$), т. е. осадок сульфата бария образуется.

Направление ионных реакций

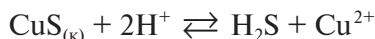
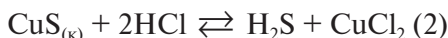
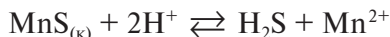
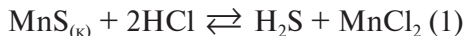
Ионные реакции можно рассматривать с позиции химического равновесия, они проходят в направлении большей степени связывания ионов (если образуются слабые электролиты, малорастворимые вещества или газы). Если малорастворимые соединения или слабые электролиты входят в состав и исходных веществ и продуктов реакции, то ее направление не всегда можно оценить качественно, необходим расчет константы равновесия.

Пример. Рассчитайте значение констант химического равновесия реакции растворения сульфидов марганца и меди (II)

в соляной кислоте. Сделайте вывод о возможности протекания реакций в прямом направлении.

Решение.

Составим уравнения реакций в молекулярной и ионной формах:



Для ионных форм уравнений реакций запишем выражения констант химического равновесия:

$$K_{C_1} = \frac{[\text{H}_2\text{S}][\text{Mn}^{2+}]}{[\text{H}^+]^2} \quad K_{C_2} = \frac{[\text{H}_2\text{S}][\text{Cu}^{2+}]}{[\text{H}^+]^2}$$

Для проведения дальнейших расчетов умножим числитель и знаменатель на $[\text{S}^{2-}]$, а затем произведем перегруппировку для выделения отдельных сомножителей:

$$K_{C_1} = \frac{[\text{H}_2\text{S}][\text{Mn}^{2+}][\text{S}^{2-}]}{[\text{H}^+]^2[\text{S}^{2-}]} = \frac{[\text{H}_2\text{S}]}{[\text{H}^+]^2[\text{S}^{2-}]}[\text{Mn}^{2+}][\text{S}^{2-}]$$

$$K_{C_2} = \frac{[\text{H}_2\text{S}][\text{Cu}^{2+}][\text{S}^{2-}]}{[\text{H}^+]^2[\text{S}^{2-}]} = \frac{[\text{H}_2\text{S}]}{[\text{H}^+]^2[\text{S}^{2-}]}[\text{Cu}^{2+}][\text{S}^{2-}]$$

Первый сомножитель — величина, обратная суммарной константе диссоциации сероводородной кислоты, равной произведению констант диссоциации по первой и второй ступеням:



$$K_1^{\text{H}_2\text{S}} = \frac{[\text{H}^+][\text{HS}^-]}{[\text{H}_2\text{S}]}$$

$$K_2^{\text{H}_2\text{S}} = \frac{[\text{H}^+][\text{S}^{2-}]}{[\text{HS}^-]}$$

$$K_1 K_2 = \frac{[H^+]^2 [S^{2-}]}{[H_2S]}$$

Второй сомножитель — произведение растворимости соответствующего сульфида:



$$PP_{MnS} = [Mn^{2+}][S^{2-}]$$

$$PP_{CuS} = [Cu^{2+}][S^{2-}]$$

Таким образом,

$$K_{C_1} = \frac{PP_{MnS}}{K_1^{H_2S} K_2^{H_2S}}$$

$$K_{C_2} = \frac{PP_{CuS}}{K_1^{H_2S} K_2^{H_2S}}$$

После подстановки справочных данных:

$$K_{C_1} = \frac{2,510^{-10}}{8,910^{-8} 1,310^{-13}} = 2,210^{10}$$

$$K_{C_2} = \frac{3,210^{-38}}{8,910^{-8} 1,310^{-13}} = 2,810^{-18}$$

Значение константы равновесия $MnS_{(к)} + 2HCl \rightleftharpoons H_2S + MnCl_2$; $K_{C_1} \gg 1$ показывает, что равновесие смещено в сторону прямой реакции — сульфид марганца (II) растворяется в соляной кислоте.

Для реакции $CuS_{(к)} + 2HCl \rightleftharpoons H_2S + CuCl_2$; $K_{C_1} \gg 1$, следовательно, равновесие смещено в сторону обратной реакции — сульфид меди (II) не растворяется в соляной кислоте.

Общие закономерности химических процессов

Лабораторная работа № 1. Термохимические измерения

Опыт 1. Определение энтальпии нейтрализации

Ход опыта

Опыт проводят в упрощенном калориметре (стакан в стакане).

- Во внутренний стакан калориметра налейте из бюретки 30 мл 0,5 М раствора соляной (хлороводородной) кислоты, поместите термометр и измерьте начальную температуру (t_1). Термометр оставьте в стакане до конца эксперимента.
- В другой стакан отмерьте из бюретки 30 мл 0,5 М раствора гидроксида натрия.
- Быстро вылейте раствор щелочи в стакан с кислотой (внутренний стакан калориметра), осторожно перемешайте полученный раствор и измерьте конечную температуру раствора (t_2).

Обработка результатов

1. Исходные данные и результаты опыта:

- объем раствора кислоты $V^k = \underline{\hspace{2cm}}$ мл = $\underline{\hspace{2cm}}$ л;

- объем раствора щелочи $V^{\text{ш}} = \underline{\hspace{2cm}}$ мл = $\underline{\hspace{2cm}}$ л;
- концентрация раствора кислоты $C_{\text{М}}^{\text{к}} = \underline{\hspace{2cm}}$ моль/л;
- концентрация раствора щелочи $C_{\text{М}}^{\text{ш}} = \underline{\hspace{2cm}}$ моль/л;
- начальная температура $t_1 = \underline{\hspace{2cm}}$ °С;
- конечная температура $t_2 = \underline{\hspace{2cm}}$ °С.

2. Количество выделившейся при нейтрализации теплоты:
 $q = c \cdot V \cdot \rho \cdot (T_2 - T_1) = \underline{\hspace{2cm}} = \underline{\hspace{2cm}}$ Дж = $\underline{\hspace{2cm}}$ кДж,

где c — удельная теплоемкость раствора, принять равной удельной теплоемкости воды, $c = 4,18$ Дж/(г · К);

V — объем полученного раствора, мл, $V \approx V^{\text{к}} + V^{\text{ш}}$;

ρ — плотность раствора, принять равной плотности воды, $\rho \approx 1$ г/мл;

$(T_2 - T_1)$ — разность конечной и начальной температур, К;

$$(T_2 - T_1), K = (t_2 - t_1) ^\circ \text{C}.$$

3. Количество вещества хлороводорода и гидроксида натрия, взятое для реакции:

$$\nu = C_{\text{М}}^{\text{к}} \cdot V^{\text{к}} = C_{\text{М}}^{\text{ш}} \cdot V^{\text{ш}} = \underline{\hspace{2cm}} = \underline{\hspace{2cm}} \text{ моль},$$

где $C_{\text{М}}^{\text{к}}$ — молярная концентрация раствора кислоты (щелочи), моль/л;

$V^{\text{к}}$ — объем раствора кислоты, л;

$V^{\text{ш}}$ — объем раствора щелочи, л.

4. Количество теплоты, выделяющейся при нейтрализации 1 моль реагента:

$$Q = \frac{q}{\nu} = \underline{\hspace{2cm}} \text{ кДж/моль}.$$

5. Энтальпия нейтрализации:

$$\Delta H = - Q = \underline{\hspace{2cm}} \text{ кДж/моль}.$$

6. Запишите термохимическое уравнение реакции нейтрализации соляной кислоты гидроксидом натрия.

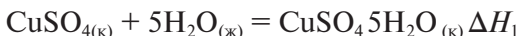
7. Отметьте экзо- или эндотермической является данная реакция.

Опыт 2. Определение энтальпии гидратации безводного сульфата меди (II)

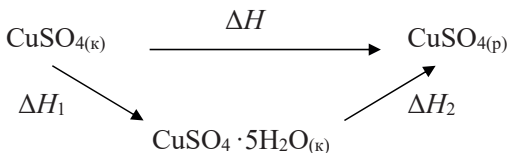
Процесс растворения безводного сульфата меди (II),



можно представить как двухстадийный: гидратация безводного сульфата меди (II)



и растворение кристаллогидрата меди (II)



Согласно закону Гесса,

$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2,$$

откуда энтальпия гидратации безводного сульфата меди (II)

$$\Delta H_1 = \Delta H - \Delta H_2,$$

где ΔH рассчитывают по результатам эксперимента;

$$\Delta H_2 = 11,48 \text{ кДж/моль}.$$

Ход опыта

Для определения теплового эффекта используют упрощенный калориметр (стакан в стакане).

- Во внутренний стакан калориметра налейте 100 мл воды ($V_{\text{H}_2\text{O}}$), опустите в воду термометр и через 1–2 минуты запишите начальную температуру (t_1).

- Взвесьте на весах 5,0 г безводной соли — CuSO_4 (m_1).
- Перенесите навеску соли в калориметр, перемешайте содержимое до растворения, измерьте конечную температуру раствора (t_2).

Обработка результатов

1. Исходные данные и результаты опыта:

- масса соли $m_1 = \underline{\hspace{2cm}}$ г;
- масса воды $m_2 = \rho_{\text{H}_2\text{O}} V_{\text{H}_2\text{O}} = \underline{\hspace{2cm}}$ г;
- масса раствора $m = m_1 + m_2 = \underline{\hspace{2cm}}$ г;
- начальная температура $t_1 = \underline{\hspace{2cm}}$ °C;
- конечная температура $t_2 = \underline{\hspace{2cm}}$ °C.

2. Количество теплоты, выделившейся при растворении соли:

$$q = cm(T_2 - T_1) = \underline{\hspace{2cm}} = \underline{\hspace{2cm}} \text{ Дж} = \underline{\hspace{2cm}} \text{ кДж},$$

где c — удельная теплоемкость раствора, принять равной удельной теплоемкости воды, $c = 4,18 \text{ Дж}/(\text{г} \cdot \text{K})$;

$(T_2 - T_1)$ — разность конечной и начальной температур, K;

$$(T_2 - T_1), K = (t_2 - t_1) ^\circ\text{C}$$

3. Количество теплоты, выделяющейся при растворении 1 моль безводного сульфата меди (II):

$$Q = \frac{q}{\nu_{\text{CuSO}_4}} = \frac{qM_{\text{CuSO}_4}}{m_1} = \underline{\hspace{2cm}} \text{ кДж/моль},$$

M_{CuSO_4} — молярная масса сульфата меди (II), г/моль.

4. Энтальпия растворения безводного сульфата меди (II)

$$\Delta H = -Q = \underline{\hspace{2cm}} \text{ кДж/моль}.$$

5. Энтальпия гидратации безводного сульфата меди (II):

$$\Delta H_1 = \Delta H - 11,48 = \text{_____} \text{ кДж/моль.}$$

6. Запишите термохимическое уравнение гидратации безводного сульфата меди (II).

7. Отметьте экзо- или эндотермической является данная реакция.

Контрольные задания

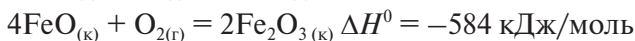
1. При взаимодействии 10,5 г железа с серой в стандартных условиях выделилось 18,27 кДж теплоты. Рассчитайте стандартную энтальпию образования сульфида железа (II).

2. Расположите вещества в порядке увеличения устойчивости:

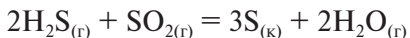
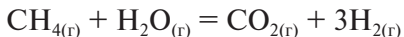
Вещество	$\Delta H^0_{\text{обр}}$, кДж/моль
$\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$	–242
$\text{H}_2\text{Te}_{(\text{г})}$	+154
$\text{H}_2\text{Se}_{(\text{г})}$	+ 85
$\text{H}_2\text{S}_{(\text{г})}$	–20

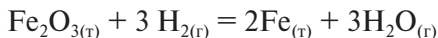
Запишите термохимические уравнения реакций, стандартные энтальпии которых соответствуют стандартной энтальпии образования соответствующего вещества.

3. Рассчитайте стандартную энтальпию образования оксида железа (III) исходя из термохимических уравнений:



4. Для предложенных реакций:





- рассчитайте стандартную энтальпию и энтропию (прил. 3);
- рассчитайте стандартную энергию Гиббса реакции и укажите, в каком направлении возможно протекание реакции в стандартных условиях;
- рассчитайте температуру, при которой равновероятно протекание реакции в прямом и обратном направлении;
- постройте график зависимости ΔG^0_T реакции от температуры и сделайте вывод о влиянии температуры на возможность протекания прямой реакции.

Задания для самостоятельной подготовки

Для предложенных реакций рассчитайте стандартные энтальпии, изменение энтропии, энергии Гиббса, сделайте вывод о возможности протекания прямой реакции в стандартных условиях.

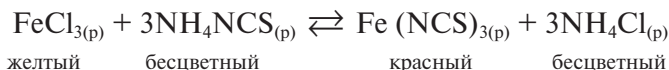
Вариант	Уравнение реакции
1	$2\text{Mg}_{(\text{т})} + \text{CO}_{2(\text{г})} = 2\text{MgO}_{(\text{т})} + \text{C}_{(\text{графит})}$
2	$3\text{CH}_{4(\text{г})} + \text{CO}_{2(\text{г})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})} = 4\text{CO}_{(\text{г})} + 8\text{H}_{2(\text{г})}$
3	$4\text{HCl}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} + 2\text{Cl}_{2(\text{г})}$
4	$2 \text{H}_2\text{S}_{(\text{г})} + \text{SO}_{2(\text{г})} = 3\text{S}_{(\text{ромб})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$
5	$2\text{Cu}_2\text{O}_{(\text{т})} + \text{Cu}_2\text{S}_{(\text{т})} = 6\text{Cu}_{(\text{т})} + \text{SO}_{2(\text{г})}$
6	$2\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} + 2\text{Cl}_{2(\text{г})} = 4\text{HCl}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})}$
7	$3\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{т})} + \text{H}_{2(\text{г})} = \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} + 2\text{Fe}_3\text{O}_{4(\text{т})}$
8	$\text{CaO}_{(\text{т})} + \text{CO}_{2(\text{г})} = \text{CaCO}_{3(\text{т})}$
9	$2\text{CO}_{(\text{г})} = \text{C}_{(\text{графит})} + \text{CO}_{2(\text{г})}$
10	$2\text{ZnS}_{(\text{т})} + 3\text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{ZnO}_{(\text{т})} + 2\text{SO}_{2(\text{г})}$
11	$\text{CaCO}_{3(\text{т})} = \text{CaO}_{(\text{т})} + \text{CO}_{2(\text{г})}$

Вариант	Уравнение реакции
12	$\text{BaO}_{(\text{т})} + \text{CO}_{2(\text{г})} = \text{BaCO}_{3(\text{т})}$
13	$2\text{NO}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{NO}_{2(\text{г})}$
14	$\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} + 2\text{Fe}_3\text{O}_{4(\text{г})} = 3\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{т})} + \text{H}_{2(\text{г})}$
15	$2\text{Al}_2\text{O}_{3(\text{т})} + 6\text{SO}_{2(\text{г})} + 3\text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{Al}_2(\text{SO}_4)_{3(\text{т})}$
16	$\text{CaO}_{(\text{т})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})} = \text{Ca}(\text{OH})_{2(\text{т})}$
17	$\text{FeO}_{(\text{т})} + \text{H}_{2(\text{г})} = \text{Fe}_{(\text{т})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$
18	$\text{CuO}_{(\text{т})} + \text{C}_{(\text{т})} = \text{Cu}_{(\text{т})} + \text{CO}_{(\text{г})}$
19	$2\text{HI}_{(\text{г})} = \text{H}_{2(\text{г})} + \text{I}_{2(\text{г})}$
20	$\text{CaO}_{(\text{т})} + \text{SO}_{3(\text{г})} = \text{CaSO}_{4(\text{г})}$
21	$2\text{MgO}_{(\text{г})} + \text{C}_{(\text{графит})} = 2\text{Mg}_{(\text{г})} + \text{CO}_{2(\text{г})}$
22	$2\text{Al}_2(\text{SO}_4)_{3(\text{т})} = 2\text{Al}_2\text{O}_{3(\text{т})} + 6\text{SO}_{2(\text{г})} + 3\text{O}_{2(\text{г})}$
23	$\text{Fe}_3\text{O}_{4(\text{г})} + \text{CO}_{(\text{г})} = 3\text{FeO}_{(\text{т})} + \text{CO}_{2(\text{г})}$
24	$\text{Cl}_{2(\text{г})} + 2\text{HI}_{(\text{г})} = \text{I}_{2(\text{г})} + 2\text{HCl}_{(\text{г})}$
25	$2\text{NO}_{2(\text{г})} = 2\text{NO}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})}$

Лабораторная работа № 2. Влияние различных факторов на состояние химического равновесия

Опыт 1. Влияние концентрации реагирующих веществ

Приведенная ниже реакция является обратимой:



Наиболее интенсивно окрашенное соединение в системе — $\text{Fe}(\text{NCS})_3$ — тиоцианат железа (III). По изменению интен-

сивности окраски раствора вследствие внешних воздействий можно судить об увеличении или уменьшении концентрации $\text{Fe}(\text{NCS})_3$ и, следовательно, о направлении смещения равновесия.

Ход опыта

- Стакан вместимостью 100 мл наполовину заполните дистиллированной водой, добавьте по 1–2 капли растворов FeCl_3 и NH_4NCS , полученный раствор перемешайте до однородной окраски и разлейте в четыре пробирки.
- Прибавьте:
 - в первую пробирку 1–2 капли раствора FeCl_3 ;
 - во вторую пробирку 1–2 капли раствора NH_4NCS ;
 - в третью пробирку — микрошпатель кристаллического NH_4Cl .

Четвертую пробирку оставьте в качестве эталона окраски раствора в состоянии начального равновесия.

Обработка результатов

1. Отметьте окраску раствора в состоянии начального равновесия (четвертая пробирка).
2. Результаты наблюдений представьте в табличной форме:

Номер пробирки	Изменение интенсивности окраски (увеличение или уменьшение)
1	
2	
3	

3. Запишите уравнение изучаемой реакции.
4. Укажите формулы и названия веществ, находящихся в системе в состоянии химического равновесия.
5. Составьте выражение константы химического равновесия.

6. Укажите изменение концентрации веществ и смещение химического равновесия (анализ на основании изменения окраски растворов):

Номер пробирки	Внешнее воздействие	Изменение концентрации (увеличение ↑ или уменьшение ↓)				Направление смещения равновесия
		$\text{Fe}(\text{NCS})_3$	FeCl_3	NH_4NCS	NH_4Cl	
1	C_{FeCl_3}		—			
2	$C_{\text{NH}_4\text{NCS}}$			—		
3	$C_{\text{NH}_4\text{Cl}}$				—	

7. Сделайте вывод о влиянии увеличения концентрации исходных веществ и продуктов реакции на направление смещения химического равновесия.

Опыт 2. Влияние температуры

Объект изучения — система, в которой проходит обратимая экзотермическая реакция между йодом и крахмалом. Продуктом реакции является сложное соединение (условно его обозначаем йод-крахмал), окрашенное в синий цвет.

Схема химического равновесия в системе:



Ход опыта

- В пробирку налейте 3–5 мл дистиллированной воды и прибавьте по 2–3 капли растворов йода и крахмала. Отметьте окраску раствора.
- Полученный раствор нагрейте на спиртовке до кипения и отметьте изменение его окраски.

- Охладите раствор в холодной воде до комнатной температуры и отметьте окраску раствора.

Обработка результатов

1. Отметьте начальную окраску раствора и изменения, происходящие при нагревании и последующем охлаждении раствора.

2. Запишите схему химического равновесия в системе.

3. Перечислите вещества, находящиеся в равновесии в системе.

4. Отметьте изменение концентрации веществ и укажите направление смещения химического равновесия под влиянием изменения температуры (на основании изменения окраски раствора) и впишите ее в табл. форму:

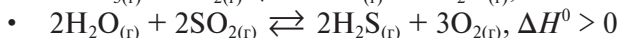
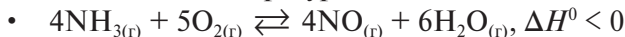
Внешнее воздействие	Изменение концентрации (увеличение ↑ или уменьшение ↓)		Направление смещения равновесия	
	йод, крахмал	йод-крахмал	в сторону прямой или обратной реакции	в сторону экзо- или эндотермической реакции
нагревание				
охлаждение				

Сделайте вывод о влиянии температуры на направлении смещения химического равновесия.

Контрольные задания

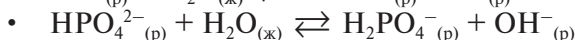
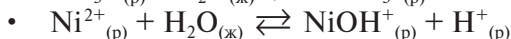
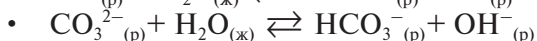
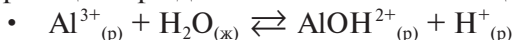
1. Для предложенных обратимых реакций напишите математическое выражение константы химического равновесия и укажите направление смещения равновесия при изменении условий:

- а) снижении концентрации одного из газообразных продуктов;
- б) снижении давления в системе;
- в) повышении температуры в системе.

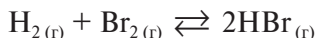


Укажите, как изменится значение константы химического равновесия при снижении температуры.

2. Укажите направление смещения равновесия предложенных реакций при добавлении кислоты и щелочи в системах:



3. Запишите выражение для константы равновесия системы:



Рассчитайте равновесную концентрацию бромоводорода при 700 °С, если равновесные концентрации водорода и брома одинаковы и равны 0,1 моль/л, а K_c при данной температуре равна 64.

4. В системе $\text{CO}_{(\text{r})} + \text{Cl}_{2(\text{r})} \rightleftharpoons \text{COCl}_{2(\text{r})}$ равновесные концентрации веществ: $[\text{CO}] = 0,2$ моль/л; $[\text{Cl}_2] = 0,3$ моль/л; $[\text{COCl}_2] = 1,2$ моль/л. Рассчитайте константу равновесия системы, исходные концентрации хлора и оксида углерода (II).

Задания для самостоятельной подготовки

Для предложенной обратимой реакции напишите математическое выражение константы химического равновесия и укажите направление смещения равновесия при изменении условий:

- а) уменьшении концентрации одного из газообразных продуктов;
- б) понижении давления в системе;
- в) повышении температуры в системе.

Вариант	Уравнение реакции
1	$\text{SO}_{3(\text{r})} + \text{H}_{2(\text{r})} \rightleftharpoons \text{SO}_{2(\text{r})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{r})}, \Delta H < 0$
2	$2\text{H}_{2(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{r})}, \Delta H < 0$
3	$\text{FeO}_{(\text{r})} + \text{CO}_{(\text{r})} \rightleftharpoons \text{Fe}_{(\text{r})} + \text{CO}_{2(\text{r})}, \Delta H > 0$
4	$2\text{N}_2\text{O}_{(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} \rightleftharpoons 4\text{NO}_{(\text{r})}, \Delta H > 0$
5	$2\text{NO}_{(\text{r})} \rightleftharpoons \text{N}_{2(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})}, \Delta H < 0$
6	$\text{NH}_4\text{Cl}_{(\text{r})} \rightleftharpoons \text{NH}_{3(\text{r})} + \text{HCl}_{(\text{r})}, \Delta H > 0$
7	$2\text{CH}_{4(\text{r})} + 3\text{O}_{2(\text{r})} \rightleftharpoons 2\text{CO}_{(\text{r})} + 4\text{H}_2\text{O}_{(\text{r})}, \Delta H < 0$
8	$\text{H}_2\text{O}_{(\text{r})} + \text{CO}_{(\text{r})} \rightleftharpoons \text{CO}_{2(\text{r})} + \text{H}_{2(\text{r})}, \Delta H < 0$
9	$2\text{Al}_2(\text{SO}_4)_{3(\text{r})} \rightleftharpoons 2\text{Al}_2\text{O}_{3(\text{r})} + 6\text{SO}_{2(\text{r})} + 3\text{O}_{2(\text{r})}, \Delta H > 0$
10	$\text{ZnSO}_{4(\text{r})} \rightleftharpoons \text{ZnO}_{(\text{r})} + \text{SO}_{3(\text{r})}, \Delta H > 0$
11	$2\text{N}_2\text{O}_{3(\text{r})} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{(\text{r})} + \text{N}_2\text{O}_{4(\text{r})}, \Delta H > 0$
12	$2\text{H}_2\text{S}_{(\text{r})} + 3\text{O}_{2(\text{r})} \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{r})} + 2\text{SO}_{2(\text{r})}, \Delta H < 0$
13	$\text{S}_{(\text{r})} + \text{H}_{2(\text{r})} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S}_{(\text{r})}, \Delta H < 0$
14	$\text{CO}_{2(\text{r})} + \text{C}_{(\text{r})} \rightleftharpoons 2\text{CO}_{(\text{r})}, \Delta H > 0$
15	$\text{CH}_{4(\text{r})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{r})} \rightleftharpoons 3\text{H}_{2(\text{r})} + \text{CO}_{(\text{r})}, \Delta H > 0$
16	$\text{PCl}_{5(\text{r})} \rightleftharpoons \text{PCl}_{3(\text{r})} + \text{Cl}_{2(\text{r})}, \Delta H > 0$
17	$\text{Fe}_3\text{O}_{4(\text{r})} + \text{CO}_{(\text{r})} \rightleftharpoons 3\text{FeO}_{(\text{r})} + \text{CO}_{2(\text{r})}, \Delta H > 0$
18	$\text{N}_2\text{O}_{3(\text{r})} \rightleftharpoons \text{NO}_{(\text{r})} + \text{NO}_{2(\text{r})}, \Delta H > 0$
19	$\text{C}_{(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} \rightleftharpoons \text{CO}_{2(\text{r})}, \Delta H < 0$

Вариант	Уравнение реакции
20	$2\text{AlCl}_{3(\text{r})} \rightleftharpoons 2\text{Al}_{(\text{r})} + 3\text{Cl}_{2(\text{r})}, \Delta H > 0$
21	$2\text{CO}_{(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} \rightleftharpoons 2\text{CO}_{2(\text{r})}, \Delta H < 0$
22	$2\text{NH}_{3(\text{r})} \rightleftharpoons \text{N}_{2(\text{r})} + 3\text{H}_{2(\text{r})}, \Delta H > 0$
23	$\text{H}_{2(\text{r})} + \text{I}_{2(\text{r})} \rightleftharpoons 2\text{HI}_{(\text{r})}, \Delta H > 0$
24	$\text{BaCO}_{3(\text{r})} \rightleftharpoons \text{BaO}_{(\text{r})} + \text{CO}_{2(\text{r})}, \Delta H > 0$
25	$4\text{NO}_{(\text{r})} + 6\text{H}_2\text{O}_{(\text{r})} \rightleftharpoons 4\text{NH}_{3(\text{r})} + 5\text{O}_{2(\text{r})}, \Delta H > 0$

Растворы

Лабораторная работа № 3. Приготовление растворов заданной концентрации

Опыт. Приготовление раствора карбоната натрия с заданной массовой долей растворенного вещества методом разбавления

Ход опыта

- Получите у преподавателя задание — значение массовой доли растворенного вещества $C_{\text{ЗДАДАН}}$. Определите по табл. форме с. 35 плотность этого раствора $\rho_{\text{ЗДАДАН}}$.

$$V_{\text{ЗДАДАН}} = 250 \text{ мл}; \quad C_{\text{ЗДАДАН}} = \text{_____} \%; \quad \rho_{\text{ЗДАДАН}} = \text{_____} \text{ г/мл}.$$

- Измерьте плотность исходного раствора $\rho_{\text{ИСХ}}$. Для этого исходным раствором заполните мерный цилиндр вместимостью 250 мл и погрузите в него ареометр таким образом, чтобы он не касался дна и стенок цилиндра. Плотность раствора соответствует делению шкалы ареометра, совпадающему с нижней точкой мениска жидкости.
- На основании измеренного значения плотности раствора и данных таблицы ниже определите массовую долю карбоната натрия в исходном растворе $C_{\text{ИСХ}}$.

$$\rho_{\text{ИСХ}} = \text{_____} \text{ г/мл}; \quad C_{\text{ИСХ}} = \text{_____} \%.$$

Плотность раствора карбоната натрия:

C, %	ρ , г/мл	C, %	ρ , г/мл	C, %	ρ , г/мл
2	1,02	8	1,08	14	1,15
3	1,03	9	1,09	15	1,16
4	1,04	10	1,10	16	1,17
5	1,05	11	1,11	17	1,18
6	1,06	12	1,12	18	1,19
7	1,07	13	1,13	—	—

- Рассчитайте объем исходного раствора $V_{\text{исх}}$ (мл), необходимый для приготовления 250 мл раствора с заданной массовой долей растворенного вещества ($C_{\text{задан}}$). Результат расчета округлите до целых.
- Приготовьте раствор (в мерном цилиндре вместимостью 250 мл):
 - отмерьте рассчитанный объем $V_{\text{исх}}$ карбоната натрия;
 - доведите объем жидкости в цилиндре до 250 мл водой;
 - тщательно перемешайте приготовленный раствор, для чего перелейте раствор в стакан, а затем из стакана снова в мерный цилиндр.
- Измерьте плотность приготовленного раствора ареометром. По таблице, приведенный выше, определите соответствующую массовую долю карбоната натрия.

Обработка результатов

1. Приведите расчет объема исходного раствора $V_{\text{исх}}$ (мл), необходимый для приготовления 250 мл раствора с заданной массовой долей растворенного вещества ($C_{\text{задан}}$).

2. Приведите заданные параметры раствора, а также значения плотности и массовой доли карбоната натрия для приготовленного раствора в табл. форме.

Плотность и концентрация раствора карбоната натрия

Раствор	ρ , г/мл	C , %
заданный		
приготовленный		

3. Укажите, совпадают ли параметры приготовленного раствора с заданными.

Контрольные задания

1. Рассчитайте процентное содержание растворенного вещества в 2 М растворе гидроксида натрия ($\rho = 1,08$ г/мл).

2. Рассчитайте молярную концентрацию 38 %-го раствора соляной кислоты ($\rho = 1,19$ г/мл).

3. Рассчитайте массовую долю хлороводорода в растворе, полученном растворением 112 л хлороводорода (н. у.) в 300 мл воды.

4. Рассчитайте объем 30 %-го раствора азотной кислоты ($\rho = 1,18$ г/мл), необходимый для приготовления 250 мл 10 %-го раствора ($\rho = 1,06$ г/мл).

5. Определите объем воды, который следует прибавить к 200 мл 30 %-го раствора серной кислоты ($\rho = 1,22$ г/мл) для получения 15 %-го раствора.

6. Определите массу кристаллогидрата $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ и объем воды, необходимые для приготовления 250 мл 4 %-го раствора сульфата цинка ($\rho = 1,04$ г/мл).

7. Определите объем воды, в котором следует растворить 100 г кристаллогидрата $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, чтобы получить 10 %-ный раствор карбоната натрия.

8. Рассчитайте процентное содержание ортофосфорной кислоты в растворе, полученном растворением 71 г оксида фосфора (V) в 600 мл воды.

9. Определите объем 2 М раствора соляной кислоты, необходимый для нейтрализации 150 мл 20 %-го раствора гидроксида калия ($\rho = 1,18$ г/мл).

10. Определите процентное содержание соли в растворе, полученном пропуская 11,2 л оксида углерода (IV) (н.у.) через 200 мл 20 %-го раствора гидроксида натрия ($\rho = 1,31$ г/мл).

Лабораторная работа № 4.

Электролитическая диссоциация

Опыт 1. Влияние соли слабого основания на диссоциацию этого основания

Ход опыта

- В две пробирки внесите по 2 мл разбавленного раствора аммиака и по 2–3 капли индикатора — фенолфталеина.
- Одну из пробирок оставьте в качестве контрольной.
- В другую пробирку добавьте 3–4 микрошпателя хлорида аммония, раствор перемешайте стеклянной палочкой.
- Сравните окраски полученного раствора и раствора в контрольной пробирке.

Обработка результатов

1. Отметьте изменение окраски раствора
 - при добавлении фенолфталеина к раствору аммиака;
 - при добавлении кристаллов хлорида аммония.
2. Отметьте, наличие какой среды подтверждает окраска фенолфталеина в растворе аммиака.
3. Составьте:
 - схему ионного равновесия в растворе гидрата аммиака $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (уравнение диссоциации);
 - математическое выражение константы диссоциации гидрата аммиака, приведите численное значение;
 - уравнение диссоциации хлорида аммония, укажите, сильным или слабым электролитом является данное соединение.

4. На основании изменения окраски фенолфталеина при добавлении хлорида аммония укажите изменение концентрации гидроксид-ионов и направление смещения равновесия в растворе гидрата аммиака $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$.

5. Сделайте вывод о влиянии введения одноименного катиона в раствор на степень диссоциации слабого основания.

Опыт 2. Влияние соли слабой кислоты на диссоциацию этой кислоты

Ход опыта

- В две пробирки внесите по 2 мл 0,1 М раствора уксусной кислоты.
- В каждую пробирку добавьте по 1 капле индикатора метилового оранжевого.
- Одну пробирку с уксусной кислотой оставьте в качестве контрольной.
- В другую пробирку внесите 3–4 микрошпателя ацетата натрия, перемешайте раствор стеклянной палочкой.
- Сравните окраски полученного раствора и раствора в контрольной пробирке.

Обработка результатов

1. Отметьте, наличие какой среды подтверждает окраска метилового оранжевого в растворе уксусной кислоты.

2. Составьте

- уравнение диссоциации уксусной кислоты;
- математическое выражение константы диссоциации уксусной кислоты, приведите численное значение;
- уравнение диссоциации ацетата натрия, укажите, сильным или слабым электролитом является данное соединение.

3. На основании изменения окраски метилового оранжевого при добавлении ацетата натрия укажите изменение концентрации ионов водорода и направление смещения химического равновесия в растворе уксусной кислоты.

4. Сделайте вывод о влиянии введения одноименного аниона в раствор на степень диссоциации слабой кислоты.

Контрольные задания

1. Для предложенных соединений:



- напишите уравнения диссоциации;
- составьте выражения констант диссоциации слабых электролитов.

2. Рассчитайте молярную концентрацию ионов водорода в 0,04 М растворе азотистой кислоты, pH и степень диссоциации кислоты в этом растворе.

3. Рассчитайте молярную концентрацию ионов водорода в 0,02 М растворе фтороводородной кислоты, pH и степень диссоциации кислоты в этом растворе.

4. Рассчитайте молярную концентрацию ионов водорода в 0,1 М растворе хлорноватистой кислоты, pH и степень диссоциации кислоты в этом растворе.

5. Рассчитайте молярную концентрацию и степень диссоциации хлорноватистой кислоты в растворе с pH 4,65.

6. Рассчитайте молярную концентрацию и степень диссоциации фтороводородной кислоты в растворе с pH 2,20.

Лабораторная работа № 5. Реакции обмена в растворах электролитов

Опыт 1. Получение кислой соли

Ход опыта

- В пробирку налейте 1–2 мл раствора гидроксида кальция.
- Введите в раствор газоотводную трубку аппарата Киппа; откройте кран аппарата и пропускайте углекислый

газ через раствор до исчезновения первоначально образующегося осадка (помутнения).

- К полученному раствору добавьте 0,5–1,0 мл раствора гидроксида кальция.

Результаты опыта

1. Отметьте изменения, происходящие
 - при пропускании углекислого газа;
 - при добавлении гидроксида кальция к полученному раствору.
2. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций взаимодействия:
 - углекислого газа с гидроксидом кальция;
 - карбоната кальция с избытком угольной кислоты;
 - взаимодействия гидрокарбоната кальция с гидроксидом кальция.
3. Составьте уравнения диссоциации гидрокарбоната кальция.
4. Сделайте вывод о способе получения кислых солей и переводе их в средние соли.

Опыт 2. Получение основной соли

Ход опыта

- В две пробирки налейте по 0,5–1,0 мл раствора сульфата меди (II).
- В одну пробирку добавьте раствор гидроксида натрия (щелочи) до образования обильного осадка — гидроксида меди (II).
- В другую пробирку добавьте несколько капель раствора гидроксида натрия до появления помутнения — осадка основной соли, гидроксосульфата меди (II).
- Через 3 минуты отметьте цвета осадков гидроксида и основной соли меди (II).

- Разделите осадок основной соли в две пробирки, а затем в одну из них добавьте 1 мл раствора серной кислоты, в другую — 1 мл раствора гидроксида натрия (щелочи).

Обработка результатов

1. Отметьте
 - цвета осадков гидроксида меди (II) и основной соли меди.
 - изменения, происходящие при действии кислоты и щелочи на осадок основной соли.
2. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций
 - получения гидроксида меди (II);
 - получения гидроксосульфата меди (II);
 - взаимодействия гидроксосульфата меди (II) с серной кислотой;
 - взаимодействия гидроксосульфата меди (II) с гидроксидом натрия.
3. Составьте уравнения диссоциации гидроксида меди (II) и гидроксосульфата меди (II).
4. Сделайте вывод
 - о способе получения основной соли;
 - возможности взаимодействия основных солей с кислотами и щелочами, укажите продукты этих реакций.

Контрольные задания

1. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций для следующих превращений:
 - $\text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{ZnOHBr} \rightarrow \text{ZnBr}_2 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2$
 - $\text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{S} \rightarrow \text{KHS} \rightarrow \text{K}_2\text{S}$
 - $\text{CuSO}_4 \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{CuOHCl} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2$
 - $\text{SO}_2 \rightarrow \text{NaHSO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$
 - $\text{CrCl}_3 \rightarrow \text{Cr}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_2\text{NO}_3 \rightarrow \text{Cr}(\text{NO}_3)_3$
2. По заданным ионным уравнениям напишите соответствующие молекулярные уравнения:

- $\text{Al}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Al}(\text{OH})_3$
- $\text{PO}_4^{3-} + 2\text{H}^+ = \text{HPO}_4^-$
- $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_3^{2-} = \text{BaSO}_3$
- $\text{Fe}^{2+} + \text{Cl}^- + \text{OH}^- = \text{FeOHCl}$

3. Напишите молекулярные и ионные уравнения возможных реакций взаимодействия AlOHCl_2 , ZnO , $\text{Mg}(\text{OH})_2$, NaHCO_3 , $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, H_3PO_4 с серной кислотой и гидроксидом калия.

Задания для самостоятельной подготовки

1. Для предложенных веществ составьте молекулярные и ионные уравнения возможных реакций взаимодействия с H_2SO_4 и NaOH . Для электролитов напишите уравнения диссоциации, для слабых электролитов составьте выражения констант диссоциации.

Вариант	Задание
1	P_2O_5 , NiO , $\text{Pb}(\text{OH})_2$, HNO_3 , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, KHS
2	N_2O_5 , SnO , HCl , $\text{Bi}(\text{OH})_3$, AlCl_3 , CuOHNO_3
3	P_2O_3 , FeO , H_3AsO_4 , $\text{Zn}(\text{OH})_2$, K_2SiO_3 , $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$
4	SO_3 , PbO , HMnO_4 , $\text{Pb}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_2\text{Cl}$
5	ZnO , CO_2 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, H_3PO_3 , Na_2SO_4 , KHSO_3
6	CdO , Al_2O_3 , $\text{Fe}(\text{OH})_2$, H_2SO_4 , ZnCl_2 , $\text{AlOH}(\text{NO}_3)_2$
7	SiO_2 , BaO , H_2SO_3 , $\text{Sr}(\text{OH})_2$, $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, NaHS
8	NiO , N_2O_5 , H_3PO_4 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, MnCl_2 , $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$
9	Cr_2O_3 , N_2O_5 , $\text{Sr}(\text{OH})_2$, HBr , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, KHCO_3
10	PbO , Mn_2O_7 , H_2SO_4 , $\text{Al}(\text{OH})_3$, Na_2SO_3 , CuOHNO_3
11	FeO , I_2O_5 , $\text{Pb}(\text{OH})_2$, H_2S , Na_3PO_4 , NaHS
12	MnO , SnO_2 , HCl , $\text{Mn}(\text{OH})_2$, $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$, NiOHCl
13	K_2O , SO_3 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, HF , Na_2SiO_3 , NaHCO_3
14	MgO , SiO_2 , HCN , $\text{Cr}(\text{OH})_3$, MgCl_2 , CrOHHSO_4

Вариант	Задание
15	$\text{BeO}, \text{SO}_2, \text{H}_2\text{SiO}_3, \text{Cu}(\text{OH})_2, \text{K}_2\text{SO}_3, (\text{ZnOH})_2\text{SO}_4$
16	$\text{CoO}, \text{PbO}, \text{LiOH}, \text{H}_2\text{SO}_3, \text{Na}_2\text{CO}_3, \text{BeOHNO}_3$
17	$\text{CaO}, \text{SnO}, \text{HBr}, \text{Ni}(\text{OH})_2, \text{Bi}_2(\text{SO}_4)_3, \text{NaH}_2\text{PO}_4$
18	$\text{SO}_3, \text{Cr}_2\text{O}_3, \text{Cu}(\text{OH})_2, \text{H}_2\text{SiO}_3, \text{K}_2\text{SO}_4, \text{FeOH}(\text{NO}_3)_2$
19	$\text{BaO}, \text{H}_3\text{PO}_4, \text{I}_2\text{O}_5, \text{Co}(\text{OH})_2, \text{HClO}_4, \text{NiCl}_2, \text{NaHS}$
20	$\text{FeO}, \text{Mn}_2\text{O}_7, \text{H}_3\text{PO}_4, \text{NaOH}, \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3, \text{AlOH}_2\text{SO}_4$
21	$\text{N}_2\text{O}_3, \text{CuO}, \text{HNO}_2, \text{Mg}(\text{OH})_2, \text{K}_2\text{SO}_3, \text{Na}_2\text{HAsO}_4$
22	$\text{P}_2\text{O}_5, \text{MgO}, \text{HCN}, \text{Be}(\text{OH})_2, \text{K}_2\text{CO}_3, \text{FeOH}_2\text{SO}_4$
23	$\text{Mn}_2\text{O}_7, \text{BeO}, \text{HF}, \text{Fe}(\text{OH})_3, \text{Ca}(\text{NO}_3)_2, \text{NaH}_2\text{PO}_4$
24	$\text{CrO}_3, \text{Al}_2\text{O}_3, \text{Ba}(\text{OH})_2, \text{H}_2\text{CO}_3, \text{FeCl}_3, (\text{ZnOH})_2\text{SO}_4$
25	$\text{CO}_2, \text{BaO}, \text{Bi}(\text{OH})_3, \text{HNO}_3, \text{Sr}(\text{NO}_3)_2, \text{NaH}_2\text{PO}_4$

2. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

Вариант	Задание
1	$\text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl} \rightarrow \text{FeOHCl}_2 \rightarrow \text{FeCl}_3$
2	$\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{CaHPO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{CaCl}_2$
3	$\text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{KHCO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{MgCO}_3$
4	$\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{NaH}_2\text{PO}_4 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4$
5	$\text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{CaSO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{HSO}_3)_2 \rightarrow \text{CaSO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$
6	$\text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MgCl}_2 \rightarrow \text{MgOHCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2$
7	$\text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$
8	$\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{NaHSO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$
9	$\text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{KHSO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$
10	$\text{Sr}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{SrCO}_3 \rightarrow \text{Sr}(\text{HCO}_3)_2 \rightarrow \text{SrCO}_3 \rightarrow \text{Sr}(\text{NO}_3)_2$
11	$\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{NaH}_2\text{PO}_4 \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{HPO}_4 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4$
12	$\text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{AlOHCl}_2 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl} \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3$

Вариант	Задание
13	$\text{H}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{CaSiO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{SiO}_3$
14	$(\text{NiOH})_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{NiCl}_2 \rightarrow \text{NiOHCl} \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2$
15	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Pb}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{PbOHCl} \rightarrow \text{PbCl}_2 \rightarrow \text{Pb}(\text{OH})_2$
16	$\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{CaHPO}_4 \rightarrow \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
17	$\text{NiSO}_4 \rightarrow (\text{NiOH})_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{NiOHCl} \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2$
18	$\text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{FeOHSO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow (\text{Fe}(\text{OH})_2)_2\text{SO}_4$
19	$\text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{CuS}$
20	$\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{BaHPO}_4 \rightarrow \text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4$
21	$\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \rightarrow \text{CaCl}_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2$
22	$\text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{CuOHCl} \rightarrow \text{CuCl}_2$
23	$\text{CoOHCl} \rightarrow \text{CoCl}_2 \rightarrow \text{Co}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Co}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{CoOHNO}_3$
24	$\text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3$
25	$\text{Cr}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{CrCl}_3 \rightarrow \text{Cr}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{CrOH}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Cr}(\text{NO}_3)_3$

Лабораторная работа № 6. Условия образования и растворения осадков. Произведение растворимости

Опыт. Оценка возможности взаимодействия сульфидов меди (II) и железа (II) с соляной кислотой.

Ход опыта

- Налейте в одну пробирку 1 мл раствора сульфата меди (II), в другую — 1 мл раствора сульфата железа (II).
- В обе пробирки добавьте по 1 мл раствора сульфида натрия.
- К полученным осадкам добавьте 5–7 капель раствора соляной кислоты.

Обработка результатов

1. Отметьте изменения, происходящие:
 - при взаимодействии растворов сульфата меди (II) и сульфата железа (II) с сульфидом натрия;
 - при действии соляной кислоты на осадки сульфидов.
2. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций получения сульфидов меди (II) и железа (II).
3. Запишите выражения произведений растворимости сульфидов меди (II) и железа (II), приведите численные значения; сделайте вывод о сравнительной растворимости в воде сульфидов меди (II) и железа (II).
4. Составьте схемы ионного равновесия в системе $\text{MeS} + 2\text{H}^+ \rightleftharpoons \text{Me}^{2+} + \text{H}_2\text{S}$ с участием сульфидов меди (II) и железа (II). Запишите выражения констант химического равновесия для данных систем, рассчитайте их численные значения, используя справочные данные.
5. На основании рассчитанных значений констант химического равновесия укажите, в каком направлении смещено равновесие в каждой из реакций. Сделайте вывод о согласовании результатов опыта с предположениями о возможности взаимодействия сульфидов меди (II) и железа (II) с соляной кислотой.

Контрольные задания

1. Рассчитайте растворимость SrC_2O_4 при 25°C в моль/л и г/л.
2. Растворимость CaCO_3 при 35°C равна $6,9 \cdot 10^{-5}$ моль/л. Рассчитайте произведение растворимости CaCO_3 .
3. В 250 мл воды при 18°C растворяется 0,0083 г Ag_2CrO_4 . Рассчитайте произведение растворимости этой соли.
4. В 2 литрах воды растворяется 1,16 г PbI_2 . Рассчитайте произведение растворимости этой соли.
5. К 50 мл 0,001 М раствора HCl прилили 450 мл 0,0001 М раствора AgNO_3 . Определите, выпадет ли осадок хлорида серебра.
6. В 10 л насыщенного раствора BaF_2 при 25°C содержится в виде ионов 8,65 г бария. Вычислите произведение растворимости BaF_2 .

7. Определите, образуется ли осадок оксалата бария при 25 °С после сливания равных объемов 0,01М хлорида бария и 0,02М хромата калия. Ответ подтвердите расчетом.

Лабораторная работа № 7. Гидролиз солей

Опыт 1. Определение растворов солей по значению pH

Ход опыта

- Получите у преподавателя набор из трех солей в пронумерованных пробирках. В каждую из пробирок налейте по 3–5 мл дистиллированной воды и взбалтыванием тщательно перемешайте содержимое.
- Определите pH раствора в каждой пробирке с помощью универсальной индикаторной бумаги. Для этого полоску бумаги смочите исследуемым раствором и сравните ее окраску со шкалой окраски универсального индикатора.

Обработка результатов

1. Запишите значения pH водных растворов исследуемых солей:

Номер пробирки	pH
1	
2	
3	

2. Для каждой из полученных солей:

- укажите, каким основанием и какой кислотой (формулы, сильные или слабые электролиты) она образована;
- оцените возможность протекания гидролиза:

- по катиону;
- по аниону;
- соль не подвергается гидролизу;
- составьте ионные и молекулярные уравнения гидролиза;
- укажите среду (кислая, нейтральная, щелочная) водных растворов и предполагаемые значения pH ($<$, $>$, $= 7$).

3. Сделайте вывод о распределении исследуемых солей по пробиркам на основании сравнения предполагаемых значений pH с полученными опытным путем, результаты занесите в табл. форму:

Номер пробирки	Формула соли
1	
2	
3	

Опыт 2. Совместный гидролиз двух солей

Ход опыта

- Налейте в пробирку 1–2 мл раствора хлорида железа (III).
- Добавьте 0,5–1 мл раствора карбоната натрия.

Обработка результатов

1. Отметьте изменения, происходящие при сливании растворов хлорида железа (III) и карбоната натрия.
2. Укажите, каким основанием и какой кислотой (формулы, сильные или слабые электролиты) образована каждая из солей.
3. Составьте молекулярное и ионное уравнения реакции совместного гидролиза.

4. Сделайте вывод о составе солей (каким основанием и какой кислотой образованы), при одновременном присутствии которых в водном растворе возможен совместный гидролиз.

Опыт 3. Влияние силы основания, образующего соль, на степень гидролиза

Ход опыта

- Внесите в две пробирки по 2–3 мл 0,1 М растворов сульфатов магния и алюминия.
- С помощью универсальной индикаторной бумаги (или *pH*-метра) определите *pH* раствора в каждой пробирке.

Обработка результатов

1. Значения *pH* водных растворов исследуемых солей:

Формула	<i>pH</i>

2. Для каждой из солей:

- укажите, каким основанием и какой кислотой (формула, сильный или слабый электролит) она образована;
- укажите возможность протекания гидролиза (по катиону или аниону);
- составьте уравнения гидролиза в молекулярной и ионной формах;
- укажите среду (кислая, нейтральная, щелочная) и *pH* (<, >, = 7).

3. Составьте математические выражения и рассчитайте константы гидролиза солей для первой степени гидролиза.

4. Составьте математические выражения и рассчитайте степени гидролиза солей.

5. Сравните силы оснований, образующих соли, и объясните различия в степени гидролиза солей.

Опыт 4. Взаимодействие цинка с продуктами гидролиза

Ход опыта

- Налейте в пробирку 2 мл концентрированного раствора сульфата алюминия, индикаторной бумагой измерьте pH .
- Цинковую гранулу обработайте раствором соляной кислоты для снятия оксидной пленки.
- Поместите цинковую гранулу в раствор сульфата алюминия, нагрейте содержимое пробирки.

Обработка результатов

1. Укажите измеренное значение pH и отметьте изменения, происходящие при взаимодействии цинка с нагретым раствором сульфата алюминия.

2. Составьте:

- уравнения гидролиза сульфата алюминия в молекулярной и ионной формах;
- молекулярное уравнение реакции взаимодействия цинка с одним из продуктов гидролиза.

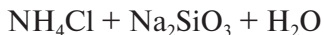
3. Объясните влияние нагревания на степень гидролиза соли и смещение равновесия ее гидролиза при взаимодействии продукта гидролиза с цинком.

Контрольные задания

1. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций гидролиза солей и укажите область значений pH водных растворов ($>$, \approx , $<$ 7):



2. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций совместного гидролиза солей:



3. Вычислите константу гидролиза цианида натрия, степень гидролиза соли в 0,1 М растворе и pH этого раствора.

4. Вычислите константу гидролиза сульфата цинка для первой ступени, степень гидролиза соли в 0,02 М растворе и pH этого раствора.

Задания для самостоятельной подготовки

Рассмотрите возможность протекания гидролиза солей, укажите область значений pH водных растворов ($>$, \approx , $<$ 7), ответ подтвердите уравнениями реакций.

Вариант	Формулы солей	Вариант	Формулы солей
1	$\text{ZnSO}_4, \text{NaCN}, \text{KNO}_3$	14	$\text{NiCl}_2, \text{Ba}(\text{NO}_2)_2, \text{Na}_2\text{SO}_4$
2	$\text{CuCl}_2, \text{Na}_2\text{SO}_3, \text{Li}_2\text{S}_2\text{O}_4$	15	$\text{CoSO}_4, \text{K}_2\text{SO}_3, \text{KNO}_3$
3	$\text{NaCl}, \text{Na}_2\text{CO}_3, \text{Fe}(\text{NO}_3)_3$	16	$\text{KCH}_3\text{COO}, \text{CrCl}_3, \text{Ca}(\text{NO}_3)_2$
4	$\text{NaF}, \text{FeSO}_4, \text{NaNO}_3$	17	$\text{Zn}(\text{NO}_3)_2, \text{NaNO}_3, \text{Na}_2\text{Se}$
5	$\text{Na}_2\text{SO}_4, \text{AlCl}_3, \text{KNO}_2$	18	$\text{NaCl}, \text{Na}_2\text{HPO}_4, \text{Ni}(\text{NO}_3)_2$
6	$\text{MnSO}_4, \text{NaCH}_3\text{COO}, \text{KNO}_3$	19	$\text{NaHS}, \text{NH}_4\text{NO}_3, \text{KBr}$
7	$\text{KNO}_3, \text{CoCl}_2, \text{Na}_3\text{PO}_4$	20	$\text{BaCl}_2, \text{KCN}, \text{MgSO}_4$
8	$\text{NH}_4\text{Cl}, \text{K}_2\text{CO}_3, \text{Na}_2\text{SO}_4$	21	$\text{Cr}(\text{NO}_3)_3, \text{K}_2\text{S}, \text{NaI}$
9	$\text{KClO}_4, \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3, \text{NaHS}$	22	$\text{KHCO}_3, \text{FeCl}_3, \text{Ca}(\text{NO}_3)_2$
10	$\text{CoSO}_4, \text{KCl}, \text{Li}_2\text{SO}_3$	23	$\text{NaNO}_3, \text{Cu}(\text{NO}_3)_2, \text{Sr}(\text{NO}_2)_2$
11	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2, \text{KHSO}_3, \text{NaI}$	24	$\text{KNO}_3, \text{AlBr}_3, \text{Ca}(\text{NO}_2)_2$
12	$\text{NaNO}_3, \text{SnCl}_2, \text{Ba}(\text{NO}_2)_2$	25	$\text{KI}, \text{ZnCl}_2, \text{KHCO}_3$
13	$\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3, \text{K}_3\text{PO}_4, \text{NaClO}_4$		

Окислительно- восстановительные процессы

Лабораторная работа № 8. Окислительно- восстановительные реакции в растворах

Опыт 1. Окислительно-восстановительные свойства нитрит-иона

Ход опыта

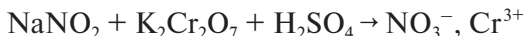
- Приготовьте две пробирки, содержащие по 0,5–1 мл растворов:
 - в первой пробирке — йодида калия;
 - во второй пробирке — дихромата калия.
- К содержимому пробирок добавьте по 0,5–1 мл разбавленной серной кислоты.
- Прилейте в обе пробирки по 0,5–1 мл раствора нитрита натрия.

Обработка результатов

1. Отметьте изменения окраски растворов:

№ пробирки	Цвет раствора	
	до прибавления NaNO_2	после прибавления NaNO_2
1		
2		

2. Составьте уравнения полуреакций, ионные и молекулярные уравнения реакций:



3. Укажите и объясните возможные функции в окислительно-восстановительных реакциях:

- йодида калия;
- дихромата калия;
- нитрита натрия.

4. Укажите, какие свойства (окислитель, восстановитель) проявляет нитрит-ион в каждой из наблюдаемых реакций.

Опыт 2. Влияние среды на направление окислительно-восстановительных реакций

Ход опыта

- В три пробирки налейте по 0,5–1 мл раствора перманганата калия (KMnO_4).
- Добавьте:
 - в первую пробирку — 0,5–1 мл раствора серной кислоты;
 - во вторую пробирку — 1–2 мл 10–20 %-го раствора гидроксида натрия.
- Во все три пробирки внесите по одному микрошпателью кристаллического нитрита натрия.

Обработка результатов

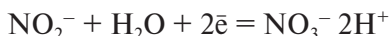
1. Отметьте:

- исходную окраску перманганата калия;
- изменения в пробирках в результате проведенных реакций:

Номер пробирки	Среда	Наблюдения	
		осадок или раствор	цвет
1	кислая		
2	щелочная		
3	нейтральная		

Окраска соединений марганца зависит от его степени окисления: ион MnO_4^- имеет фиолетовую окраску, ион MnO_4^{2-} — зеленую, Mn^{2+} — практически бесцветен, MnO_2 — малорастворимое вещество бурого цвета.

2. Рассчитайте потенциал полуреакции



при $pH = 0; 7; 14$;

если $E^0 \text{NO}_3^-/\text{NO}_2^- = 0,84 \text{ В}$;

$C(\text{NO}_3^-) = C(\text{NO}_2^-) = 1 \text{ моль/л}$.

3. Сделайте вывод о возможности протекания реакции восстановления перманганата калия



при увеличении pH раствора, если

- $E^0 \text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+} = 1,52 \text{ В} (pH = 0)$
- $E^0 \text{MnO}_4^-/\text{MnO}_2 = 1,15 \text{ В} (pH = 7)$
- $E^0 \text{MnO}_4^-/\text{MnO}_4^{2-} = 0,56 \text{ В} (pH = 14)$

4. Составьте уравнения полуреакций, ионные и молекулярные уравнения реакций:

- $\text{KMnO}_4 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{NO}_3^-$
- $\text{KMnO}_4 + \text{NaNO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{MnO}_4^{2-} + \text{NO}_3^-$
- $\text{KMnO}_4 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{NO}_3^-$

5. Сделайте вывод о составе продуктов восстановления перманганат-иона в разных средах:

	кислая среда	→	
MnO_4^- + восстановитель	щелочная среда	→	_____
	нейтральная среда	→	_____

			(формула) (цвет)

Контрольные задания

1. Укажите возможную функцию каждого вещества (только окислитель; только восстановитель; и окислитель, и восстановитель) в ОВР: Cu , HNO_3 , F_2 , Na_2S , S , Na_2SO_3 .

2. Составьте электронно-ионные уравнения полуреакций, ионное и молекулярное уравнения реакции.

- $\text{KClO}_3 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{IO}_3^- + \text{Cl}^-$
- $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NaClO} + \text{NaOH} \rightarrow \text{Cl}^- + \text{CrO}_4^{2-}$
- $\text{I}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{IO}_3^- + \text{Cl}^-$
- $\text{KMnO}_4 + \text{V}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{VO}^{2+}$
- $\text{MnO}_2 + \text{KNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{MnO}_4^{2-} + \text{NO}_2^-$
- $\text{H}_2\text{S} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + \text{Cl}^-$
- $\text{SO}_2 + \text{NaIO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{I}_2 + \text{SO}_4^{2-}$

Задания для самоподготовки

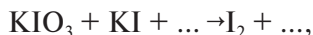
1. Рассчитайте потенциалы полуреакции



при $pH = 2; 7; 14$;

если $E^0 \text{IO}_3^-/\text{I}_2 = 1,19 \text{ В}$; $C(\text{IO}_3^-) = C(\text{I}_2) = 1 \text{ моль/л}$.

В какой среде (кислой, нейтральной, щелочной) возможно самопроизвольное протекание реакции:



если $E \text{I}_2/\text{I}^- = 0,54 \text{ В}$?

2. Рассчитайте потенциалы полуреакции



при $pH = 0; 7; 14$;

если $E^0 \text{O}_2/4\text{OH}^- = 0,4 \text{ В}$; $p(\text{O}_2) = 1 \text{ атм}$.

Сделайте вывод об окислительных свойствах кислорода в кислой, нейтральной и щелочной средах.

3. Запишите электронно-ионные уравнения полуреакций, ионное и молекулярное уравнения реакции, соответствующей данному превращению:

Вариант	Задание
1	$\text{FeSO}_4 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}^{3+}, \text{Br}^-$
	$\text{KMnO}_4 + \text{KI} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2, \text{I}_2$
2	$\text{KCrO}_2 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{Br}^-, \text{CrO}_4^{2-}$
	$\text{FeCl}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}^{3+}, \text{Mn}^{2+}$
3	$\text{Na}_2\text{MnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2, \text{SO}_4^{2-}$
	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}^{3+}, \text{Fe}^{3+}$
4	$\text{KClO}_3 + \text{KCrO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Cl}^-, \text{CrO}_4^{2-}$
	$\text{CrO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2, \text{Cr}^{3+}$
5	$\text{C} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{CO}_2, \text{NO}_2$
	$\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NaClO} + \text{NaOH} \rightarrow \text{Cl}^-, \text{CrO}_4^{2-}$
6	$\text{KCrO}_2 + \text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{CrO}_4^{2-}, \text{Cl}^-$
	$\text{Ni}(\text{OH})_2 + \text{NaClO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cl}^-, \text{Ni}(\text{OH})_3 \downarrow$
7	$\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{SO}_4^{2-}, \text{MnO}_2$
	$\text{BiCl}_3 + \text{SnCl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{SnO}_3^{2-}, \text{Bi}$
8	$\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{CrO}_4^{2-}, \text{Cl}^-$
	$\text{I}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{IO}_3^-, \text{Cl}^-$
9	$\text{KClO}_3 + \text{MnO}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{MnO}_4^{2-}, \text{Cl}^-$
	$\text{Na}_3\text{AsO}_3 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{AsO}_4^{3-}, \text{Cr}^{3+}$
10	$\text{HCl} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cl}_2, \text{NO}$
	$\text{KMnO}_4 + \text{KI} + \text{NaOH} \rightarrow \text{MnO}_4^{2-}, \text{IO}_3^-$
11	$\text{I}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{I}^-, \text{SO}_4^{2-}$
	$\text{FeSO}_4 + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cl}^-, \text{Fe}^{3+}$

Вариант	Задание
12	$\text{KClO}_3 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{IO}_3^-, \text{Cl}^-$
	$\text{H}_2\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{SO}_4^{2-}, \text{NO}_2$
13	$\text{Na}_3\text{AsO}_3 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{AsO}_4^{3-}, \text{I}^-$
	$\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NaBiO}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Bi}^{3+}, \text{MnO}_4^-$
14	$\text{KI} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO}, \text{I}_2$
	$\text{KMnO}_4 + \text{V}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2, \text{VO}^{2+}$
15	$\text{FeCl}_2 + \text{HNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{Fe}^{3+}, \text{N}_2\text{O}$
	$\text{K}_2\text{S} + \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{S}, \text{MnO}_2$
16	$\text{MnSO}_4 + \text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{MnO}_4^{2-}, \text{Cl}^-$
	$\text{H}_2\text{S} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}^{3+}, \text{S}$
17	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}^{3+}, \text{SO}_4^{2-}$
	$\text{MnO}_2 + \text{KNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{MnO}_4^{2-}, \text{NO}_2$
18	$\text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Fe}^{3+}, \text{NO}_2$
	$\text{Cl}_2 + \text{FeCl}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{Cl}^-, \text{FeO}_4^{2-}$
19	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow \text{Cr}^{3+}, \text{Cl}_2$
	$\text{FeCl}_2 + \text{NaBiO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3, \text{BiO}^+$
20	$\text{SnCl}_2 + \text{Na}_3\text{AsO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{Sn}^{4+}, \text{As}$
	$\text{S} + \text{KOH} \rightarrow \text{SO}_3^{2-}, \text{S}^{2-}$
21	$\text{SO}_2 + \text{NaIO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{I}^-, \text{SO}_4^{2-}$
	$\text{H}_2\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{S}, \text{NO}$
22	$\text{KBrO} + \text{MnCl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{Br}^-, \text{MnO}_4^{2-}$
	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}^{3+}, \text{Fe}^{3+}$
23	$\text{NaCrO}_2 + \text{NaClO} + \text{KOH} \rightarrow \text{CrO}_4^{2-}, \text{Cl}^-$
	$\text{KMnO}_4 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Mn}^{2+}, \text{NO}_3^-$
24	$\text{SnCl}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Sn}^{4+}, \text{Cr}^{3+}$
	$\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{KNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{CrO}_4^{2-}, \text{N}_2$
25	$\text{K}_2\text{S} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Mn}^{2+}, \text{SO}_4^{2-}$
	$\text{H}_2\text{S} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{SO}_4^{2-}, \text{Cl}^-$

Лабораторная работа № 9. Гальванические элементы

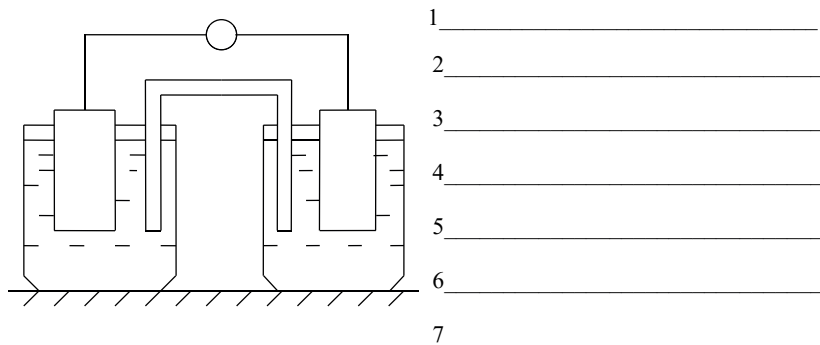
Опыт. Составление гальванического элемента

Ход опыта

- Налейте в стаканы одномолярные растворы сульфата цинка и сульфата меди (II). Зачистите электроды наждачной бумагой и погрузите в растворы.
- Растворы соедините электролитическим ключом (стеклянная U-образная трубка, заполненная насыщенным раствором KCl).
- Подключите вольтметр к клеммам, соединенным с электродами, и измерьте напряжение.

Обработка результатов

1. Нарисуйте схему гальванического элемента, обозначьте его составные части:



2. Составьте условную схему гальванического элемента, на которой укажите анод, катод, направление движения электронов во внешней цепи и ионов во внутренней цепи.

3. Запишите уравнения анодного, катодного процессов, ионное и молекулярное уравнения токообразующей реакции.

4. Рассчитайте стандартное значение ЭДС (ΔE^0) по значениям стандартных электродных потенциалов:

Цинк		Медь	
Ок/Вс	E^0 , В	Ок/Вс	E^0 , В

5. Укажите возможные причины различий значений напряжения и стандартной ЭДС.

6. Составьте схему гальванического элемента, в котором цинковый электрод является катодом. На схеме укажите анод, катод, направление движения электронов во внешней цепи и ионов во внутренней цепи. Составьте уравнения анодного, катодного процессов, ионное и молекулярное уравнения токообразующей реакции. Рассчитайте стандартное значение ЭДС (ΔE^0).

Контрольные задания

Рассмотрите работу гальванических элементов:

- на схемах укажите анод, катод, направление движения электронов во внешней цепи;
- составьте уравнения анодного, катодного процессов, ионное и молекулярное уравнения токообразующей реакции;
- рассчитайте стандартное значение ЭДС (ΔE^0)
 1. $\text{Mg}/\text{MgSO}_4 (1\text{M})//\text{CoSO}_4 (0,01\text{M})/\text{Co}$
 2. $\text{Cu}/\text{CuSO}_4 (0,001\text{M})//\text{CuSO}_4 (1\text{M})/\text{Cu}$
 3. $\text{Ag}/\text{AgNO}_3//\text{H}_2\text{SO}_4/\text{Pt} (\text{H}_2)$
 4. $\text{C}/\text{SnCl}_2, \text{SnCl}_4//\text{FeCl}_2, \text{FeCl}_3/\text{C}$
 5. $\text{Zn}/\text{ZnSO}_4//\text{KMnO}_4, \text{MnSO}_4, \text{H}_2\text{SO}_4/\text{C}$

Лабораторная работа № 10. Взаимодействие металлов с агрессивными средами

Опыт 1. Отношение алюминия к воде, растворам кислот и щелочей

Ход опыта

- В три пробирки налейте
 - в первую — 2–3 мл раствора соляной кислоты;
 - во вторую — 2–3 мл 40 %-го раствора гидроксида натрия;
- в третью — 2–3 мл дистиллированной воды.
- Опустите алюминиевую проволоку на 1–2 минуты последовательно в раствор кислоты, раствор щелочи и воду. Сравните интенсивность выделения газа в пробирках.

Обработка результатов

1. Отметьте признаки протекания реакций.
2. Приведите значения электродных потенциалов алюминия и окислителей в различных средах (при условии отсутствия растворенного кислорода). На основании электродных потенциалов сделайте вывод о возможности взаимодействия алюминия с водой, растворами соляной кислоты и гидроксида натрия.
3. Составьте электронно-ионные уравнения полуреакций, ионные и молекулярные уравнения реакции.
4. Сделайте вывод об устойчивости алюминия в кислой, нейтральной и щелочной средах. Укажите причины прекращения реакции в нейтральной среде.

Опыт 2. Взаимодействие меди с концентрированной азотной кислотой

Ход опыта

Опыт выполняется под тягой!

- В пробирку налейте 1–2 мл концентрированной азотной кислоты.
- Поместите в пробирку кусочек медной проволоки.

Обработка результатов

1. Отметьте наблюдаемые изменения.
2. Укажите частицу, являющуюся окислителем в азотной кислоте.
3. Составьте электронно-ионные уравнения полуреакций, ионное и молекулярное уравнения реакции.
4. Сделайте выводы о возможности влияния активности металла на состав продукта восстановления и устойчивости меди в концентрированной азотной кислоте.

Контрольные задания

Укажите продукты взаимодействий, составьте уравнения полуреакций, ионные и молекулярные уравнения реакций:

- $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (конц)} \rightarrow$
- $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (конц)} \rightarrow$
- $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (конц)} \rightarrow$
- $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \text{ (конц)} \rightarrow$
- $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \text{ (разб)} \rightarrow$
- $\text{Mg} + \text{HNO}_3 \text{ (разб)} \rightarrow$
- $\text{Cd} + \text{HNO}_3 \text{ (разб)} \rightarrow$
- $\text{Mg} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- $\text{Zn} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

Задания для самоподготовки

Укажите правую часть схемы предлагаемого взаимодействия, напишите электронно-ионные уравнения полуреакций, ионное и молекулярное уравнения реакции.

Варианты заданий		Варианты заданий	
1	$\text{Be} + \text{HNO}_3 \text{ (разб)}$	5	$\text{Al} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$
2	$\text{Be} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O}$	6	$\text{Sr} + \text{H}_2\text{O}$
3	$\text{Zn} + \text{HNO}_3 \text{ (разб)}$	7	$\text{Pb} + \text{HNO}_3 \text{ (конц)}$
4	$\text{Ca} + \text{H}_2\text{O}$	8	$\text{Cd} + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (разб)} + \text{O}_2$
9	$\text{Sn} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O}$	18	$\text{Fe} + \text{HNO}_3 \text{ (разб)}$

Варианты заданий		Варианты заданий	
10	$\text{Sn} + \text{HCl} + \text{O}_2$	19	$\text{Mn} + \text{HNO}_3 \text{ (разб)}$
11	$\text{Be} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$	20	$\text{Zn} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$
12	$\text{Sn} + \text{HNO}_3 \text{ (разб)}$	21	$\text{Cd} + \text{HNO}_3 \text{ (разб)}$
13	$\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (разб)} + \text{O}_2$	22	$\text{Al} + \text{HCl} + \text{O}_2$
14	$\text{Al} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O}$	23	$\text{Zn} + \text{HNO}_3 \text{ (конц)}$
15	$\text{Ba} + \text{H}_2\text{O}$	24	$\text{Cr} + \text{HCl} \text{ (разб)}$
16	$\text{Zn} + \text{HCl} + \text{O}_2$	25	$\text{Ag} + \text{HNO}_3 \text{ (разб)}$
17	$\text{Sn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (конц)}$		

Лабораторная работа № 11.

Электродифимическая коррозия металлов

Опыт 1. Коррозия при контакте двух различных металлов

Ход опыта

- Стеклянную трубку, согнутую под углом в 90° , наполовину объема заполните раствором серной кислоты.
- В один конец трубки поместите узкую пластину (проволоку) цинка, в другой — пластину (проволоку) меди, не допуская контакта металлов. Отметьте, на какой из пластин выделяется водород.
- Приведите пластины в соприкосновение и отметьте изменения в ходе реакции.

Обработка результатов

1. Отметьте

- на какой из пластин выделяется водород при отсутствии их контакта и при контакте пластин;
- как влияет контакт пластин на интенсивность выделения водорода.

2. Приведите справочные значения стандартных электродных потенциалов меди, цинка и водорода:

Ок/Вс	Cu^{2+}/Cu	Zn^{2+}/Zn	$2\text{H}^{+}/\text{H}_2$
E^0 , В			

3. Оцените возможность взаимодействия с разбавленной серной кислотой цинка и меди (сравните потенциалы окислителя и восстановителя), составьте уравнения возможных полуреакций, ионное и молекулярное уравнения.

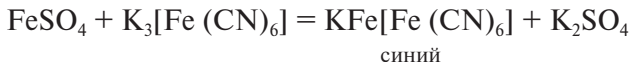
4. Составьте схему гальванопары, возникшей при контакте металлов. Укажите анод, катод, окислитель, направление перемещения электронов.

5. Составьте уравнения анодной и катодной полуреакций, ионное и молекулярное уравнения процесса коррозии.

6. Укажите металл, подвергающийся коррозии в разбавленной серной кислоте. Отметьте, как влияет на интенсивность его коррозии контакт со вторым металлом.

Опыт 2. Протекторная защита металлов

Скорость коррозии стального (железного) образца в растворе серной кислоты оценивают по наличию в растворе продукта коррозии, сульфата железа (II). Присутствие сульфата железа (II) устанавливают с помощью качественной реакции с гексацианоферратом (III) калия по появлению интенсивного синего окрашивания:



Ход опыта

- В две пробирки налейте по 3–4 мл раствора серной кислоты и 3–5 капель раствора гексацианоферрата (III) калия.

- Поместите:
 - в первую пробирку — стальной стержень;
 - во вторую пробирку — стальной стержень, соединенный с цинковой полоской или проволокой.
- Через 3–5 минут сравните изменение окраски раствора в пробирках.

Обработка результатов

1. Отметьте интенсивность окраски растворов в обеих пробирках.
2. Приведите справочные значения электродных потенциалов железа, цинка и водорода:

Ок/Вс	Fe^{2+}/Fe	Zn^{2+}/Zn	$2\text{H}^+/\text{H}_2$
E^0 , В			

3. На основании значений электродных потенциалов сделайте вывод о термодинамической возможности протекания реакции обоих металлов с разбавленной серной кислотой.
4. Составьте молекулярное уравнение реакции, протекающей в первой пробирке.
5. Составьте схему гальванопары, образующейся во второй пробирке. Укажите анод, катод, окислитель, направление перемещения электронов.
6. Составьте уравнения анодной и катодной полуреакций, ионное и молекулярное уравнения процесса коррозии.
7. Укажите название метода защиты металлов от коррозии, иллюстрацией действия которого может быть данный опыт.

Опыт 3. Коррозия стали в растворах электролитов и воде

Ход опыта

- Приготовьте пять пробирок, до четверти объема наполненных

- три пробирки — водой: первую оставьте для сравнения, во вторую добавьте 1–2 мл раствора хлорида натрия, в третью — 1–2 мл раствора ортофосфата натрия;
- четвертую — раствором серной кислоты;
- пятую — раствором щелочи.
- Во все пробирки добавьте 1–2 капли гексацианоферрата (III) калия $K_3[Fe(CN)_6]$.
- Одновременно опустите во все пять пробирок по стальному стержню, предварительно зачищенному наждачной бумагой.
- Через 5 минут отметьте изменения (сравните интенсивность окраски растворов).

Обработка результатов

1. Отметьте интенсивность окраски растворов в обеих пробирках, результаты наблюдений занесите в табл. форму:

Коррозионная среда	Добавка	Интенсивность краски раствора
H_2O	—	
	NaCl	
	Na_3PO_4	
Раствор H_2SO_4	—	
Раствор NaOH	—	

2. Приведите справочные значения электродных потенциалов железа и окислителей в соответствующих средах, сделайте вывод о термодинамической возможности протекания реакций.

3. Составьте электронно-ионные уравнения полуреакций, ионные и молекулярные уравнения наблюдаемых реакций.

4. Укажите:

- среду, в которой коррозия железа протекает наиболее интенсивно;
- ионы, выполняющие роль активатора (ускорителя) коррозии в нейтральной среде.
- ионы, выполняющие роль ингибитора в нейтральной среде, объясните механизм ингибирования, приведя соответствующее уравнение реакции коррозии.

Контрольные задания

1. Для гальванопары Fe/Sn укажите катод, анод, напишите уравнения катодной и анодной полуреакций, ионное и молекулярное уравнения коррозии в растворе:

- H_2SO_4
- $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{O}_2$
- NaOH
- $\text{NaOH} + \text{O}_2$

2. Для гальванопары Mg/Fe укажите катод, анод, напишите уравнения катодной и анодной полуреакций, ионное и молекулярное уравнения коррозии в среде:

- H_2O
- $\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$

Задания для самоподготовки

Рассмотрите коррозию гальванопары в заданной коррозионной среде, используя потенциалы: напишите уравнения катодной и анодной полуреакций, ионное и молекулярное уравнения коррозии, укажите направление перемещения электронов в системе.

Коррозионная среда					
$\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$		$\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O}$		HCl p-p	
Вариант	Гальванопара	Вариант	Гальванопара	Вариант	Гальванопара
1	Fe/Zn	9	Zn/Sn	18	Co/Al
2	Al/Hg	10	Cr/Fe	19	Fe/Mg
3	Mg/Fe	11	Al/Cu	20	Sn/Cu
4	Cd/Fe	12	Fe/Sn	21	Pb/Zn
5	Mg/Ni	13	Zn/Pb	22	Al/Fe
6	Al/Cu	14	Ni/Al	23	Fe/Ni
7	Fe/Ni	15	Fe/Al	24	Mg/Cd
8	Mg/Al	16	Zn/Fe	25	Al/Cu
		17	Ni/Sn		

Лабораторная работа № 12. Электролиз

Опыт 1. Электролиз раствора йодида калия с графитовыми электродами

Ход опыта

- Опыт проводят в простейшем электролизере, представляющем собой
- U -образную стеклянную трубку с раствором, в который погружают графитовые стержни — электроды.
- Электролизер наполовину объема заполните раствором йодида калия.
- Опустите в раствор графитовые электроды.
- Присоедините электроды к источнику постоянного тока (включите вилку в розетку на лабораторном столе) и наблюдайте признаки электролиза.
- Через 1–2 минуты в катодное пространство электролизера добавьте 2–3 капли раствора фенолфталеина, в анодное пространство — 2–3 капли раствора крахмала.
- Отключите напряжение.

Обработка результатов

1. Отметьте признаки протекания процессов в катодном и анодном пространствах, изменения, происходящие при добавлении раствора фенолфталеина в катодное пространство и раствора крахмала в анодное пространство.

2. Приведите значения соответствующих потенциалов, составьте электронно-ионные схемы катодного и анодного процессов при электролизе раствора йодида калия с графитовыми электродами.

3. Объясните изменение окраски фенолфталеина в катодном пространстве, появление окраски в анодном пространстве и ее изменение при добавлении раствора крахмала.

Опыт 2. Электролиз раствора сульфата меди (II) с графитовым и медным анодами

Ход опыта

- Электролизер (*U*-образная стеклянная трубка) наполовину объема заполните раствором сульфата меди (II).
- Опустите в раствор предварительно зачищенные наждачной бумагой и тщательно промытые графитовые электроды.
- Присоедините электроды к источнику постоянного тока (включите вилку в розетку на лабораторном столе) и наблюдайте признаки электролиза.
- Через 2–3 минуты отключите напряжение.
- Поменяйте полюса (измените положение вилки в розетке на лабораторном столе).
- Наблюдайте ход электролиза.

Обработка результатов

1. Отметьте признаки протекания процессов в катодном и анодном пространствах
 - до смены полюсов;
 - после смены полюсов.
2. Приведите значения соответствующих потенциалов, составьте электронно-ионные схемы катодных и анодных процессов при электролизе раствора сульфата меди (II)
 - с графитовыми электродами;
 - с медным анодом.
3. Сделайте вывод об особенностях протекания электролиза с инертными электродами и активным анодом.

Опыт 3. Электролиз раствора сульфата натрия с графитовыми электродами

Ход опыта

- Опыт проводят в простейшем электролизере, представляющем собой *U*-образную стеклянную трубку с рас-

твором, в который погружают графитовые стержни — электроды.

- Электролизер наполовину объема заполните раствором сульфата натрия.
- Опустите в раствор графитовые электроды.
- Присоедините электроды к источнику постоянного тока (включите вилку в розетку на лабораторном столе) и наблюдайте признаки электролиза.
- Через 1–2 минуты в катодное пространство электролизера добавьте 2–3 капли раствора фенолфталеина, в анодное пространство — 2–3 капли раствора лакмуса.
- Отключите напряжение.

Обработка результатов

1. Отметьте признаки протекания процессов в катодном и анодном пространствах, изменения, происходящие при добавлении раствора фенолфталеина в катодное пространство и раствора лакмуса в анодное пространство.

2. Приведите значения соответствующих потенциалов, составьте электронно-ионные схемы катодного и анодного процессов при электролизе раствора сульфата натрия с графитовыми электродами.

3. Объясните изменение окраски фенолфталеина в катодном пространстве и лакмуса — в анодном.

Контрольные задания

1. Составьте электронно-ионные схемы катодных и анодных процессов при электролизе с инертными электродами растворов бромида калия, нитрата кальция, серной кислоты, гидроксида натрия, сульфата железа (II), хлорида олова (II), хлората калия. Ответ подтвердите соответствующими значениями электродных потенциалов.

2. Составьте электронно-ионные схемы катодных и анодных процессов при электролизе с инертными электродами раствора

нитрата серебра (I). Ответ подтвердите соответствующими значениями электродных потенциалов. Рассчитайте теоретические значения массы (для газов — объема) веществ, выделяющихся при пропускании тока силой 1 А в течение 2 часов.

Задания для самоподготовки

Рассмотрите катодные и анодные процессы при электролизе каждого из двух водных растворов с инертными электродами.

Вариант	Растворы	Вариант	Растворы	Вариант	Растворы
1	LiBr, NiSO ₄	10	Ca (NO ₃) ₂ , CdCl ₂	18	CaI ₂ , H ₂ SO ₄
2	K ₃ PO ₄ , Co (NO ₃) ₂	11	K ₂ SO ₄ , NiCl ₂	19	ZnSO ₄ , MgCl ₂
3	Ba (NO ₃) ₂ , CuCl ₂	12	FeBr ₂ , KMnO ₄	20	Na ₂ CO ₃ , FeCl ₂
4	NaCl, Bi (NO ₃) ₃	13	Cd (NO ₃) ₂ , Na ₂ SO ₄	21	Ba (NO ₂) ₂ , CoCl ₂
5	FeBr ₂ , Co (NO ₃) ₂	14	NiSO ₄ , NaCl	22	BaCl ₂ , Pb (NO ₃) ₂
6	KI, BeSO ₄	15	BeSO ₄ , CuCl ₂	23	CoBr ₂ , Ba (NO ₃) ₂
7	CoCl ₂ , NaNO ₃	16	Mg (NO ₃) ₂ , NaI	24	Bi (NO ₃) ₃ , KBr
8	AgNO ₃ , CaCl ₂	17	KOH, ZnSO ₄	25	NaOH, NaNO ₂
9	Al ₂ (SO ₄) ₃ , SnCl ₂				

Приложения. Справочные сведения

1. Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева

Период	Г Р У П П Ы Э Л Е М Е Н Т О В										Обозначение элемента	Атомный номер
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII				
I	1	(H)										
II	2	Li ³ Литий	Be ⁴ Бериллий	B ⁵ Бор	C ⁶ Углерод	N ⁷ Азот	O ⁸ Кислород	F ⁹ Фтор	Ne ¹⁰ Неон	He ² Гелий		
III	3	Na ¹¹ Натрий	Mg ¹² Магний	Al ¹³ Алюминий	Si ¹⁴ Кремний	P ¹⁵ Фосфор	S ¹⁶ Сера	Cl ¹⁷ Хлор	Ar ¹⁸ Аргон		Li ³ Литий	6,839
IV	4	K ¹⁹ Калий	Ca ²⁰ Кальций	Sc ²¹ Скандий	Ti ²² Титан	V ²³ Ванадий	Cr ²⁴ Хром	Mn ²⁵ Марганец	Fe ²⁶ Железо			
	5	Cu ²⁹ Медь	Zn ³⁰ Цинк	Ga ³¹ Галлий	Ge ³² Германий	As ³³ Мышьяк	Se ³⁴ Селен	Br ³⁵ Бром	Kr ³⁶ Криптон		Co ²⁷ Кобальт	58,933
	6	Rb ³⁷ Рубидий	Sr ³⁸ Стронций	Y ³⁹ Иттрий	Zr ⁴⁰ Церий	Nb ⁴¹ Ниобий	Mo ⁴² Молибден	Tc ⁴³ Технеций	Ru ⁴⁴ Рутений		Rh ⁴⁵ Родий	102,905
V	7	Ag ⁴⁷ Серебро	Cd ⁴⁸ Кадмий	In ⁴⁹ Индий	Sn ⁵⁰ Олово	Sb ⁵¹ Сурьма	Te ⁵² Теллур	I ⁵³ Йод	Xe ⁵⁴ Ксенон			
	8	Cs ⁵⁵ Цезий	Ba ⁵⁶ Барий	La ⁵⁷ Лантан	Hf ⁷² Гафний	Ta ⁷³ Тантал	W ⁷⁴ Вольфрам	Re ⁷⁵ Рений	Os ⁷⁶ Осний		Ir ⁷⁷ Иридий	192,22
VI	9	Au ⁷⁹ Золото	Hg ⁸⁰ Ртуть	Tl ⁸¹ Таллий	Pb ⁸² Свинец	Bi ⁸³ Висмут	Po ⁸⁴ Полоний	At ⁸⁵ Астат	Rn ⁸⁶ Радон		Pt ⁷⁸ Платина	195,09
VII	10	Fr ⁸⁷ Франций	Ra ⁸⁸ Радий	Ac ⁸⁹ Актиний	Rf ¹⁰⁴ Рифторий	Db ¹⁰⁵ Дубний	Sg ¹⁰⁶ Сибегий	Bh ¹⁰⁷ Борий	Hs ¹⁰⁸ Хасений		Mt ¹⁰⁹ Миттерерий	110
	11	Ce ⁵⁸ Церий	Pr ⁵⁹ Прометий	Nd ⁶⁰ Неодим	Sm ⁶² Самарий	Gd ⁶⁴ Гадолиний	Tb ⁶⁵ Тербий	Dy ⁶⁶ Диспрозий	Ho ⁶⁷ Гольмий	Er ⁶⁸ Эрбий	Tm ⁶⁹ Тулий	71
	12	Th ⁹⁰ Торий	Pa ⁹¹ Протактиний	U ⁹² Уран	Np ⁹³ Нептуний	Pu ⁹⁴ Плутоний	Am ⁹⁵ Америций	Cm ⁹⁶ Кюрий	Bk ⁹⁷ Берклий	Es ⁹⁸ Эйнштейний	Fm ⁹⁹ Фермий	103
	13	La ⁵⁷ Лантан	Ce ⁵⁸ Церий	Pr ⁵⁹ Прометий	Nd ⁶⁰ Неодим	Pm ⁶¹ Прометий	Sm ⁶² Самарий	Gd ⁶⁴ Гадолиний	Tb ⁶⁵ Тербий	Dy ⁶⁶ Диспрозий	Ho ⁶⁷ Гольмий	71
	14	Th ⁹⁰ Торий	Pa ⁹¹ Протактиний	U ⁹² Уран	Np ⁹³ Нептуний	Pu ⁹⁴ Плутоний	Am ⁹⁵ Америций	Cm ⁹⁶ Кюрий	Bk ⁹⁷ Берклий	Es ⁹⁸ Эйнштейний	Fm ⁹⁹ Фермий	103
	15	Th ⁹⁰ Торий	Pa ⁹¹ Протактиний	U ⁹² Уран	Np ⁹³ Нептуний	Pu ⁹⁴ Плутоний	Am ⁹⁵ Америций	Cm ⁹⁶ Кюрий	Bk ⁹⁷ Берклий	Es ⁹⁸ Эйнштейний	Fm ⁹⁹ Фермий	103
	16	Th ⁹⁰ Торий	Pa ⁹¹ Протактиний	U ⁹² Уран	Np ⁹³ Нептуний	Pu ⁹⁴ Плутоний	Am ⁹⁵ Америций	Cm ⁹⁶ Кюрий	Bk ⁹⁷ Берклий	Es ⁹⁸ Эйнштейний	Fm ⁹⁹ Фермий	103
	17	Th ⁹⁰ Торий	Pa ⁹¹ Протактиний	U ⁹² Уран	Np ⁹³ Нептуний	Pu ⁹⁴ Плутоний	Am ⁹⁵ Америций	Cm ⁹⁶ Кюрий	Bk ⁹⁷ Берклий	Es ⁹⁸ Эйнштейний	Fm ⁹⁹ Фермий	103
	18	Th ⁹⁰ Торий	Pa ⁹¹ Протактиний	U ⁹² Уран	Np ⁹³ Нептуний	Pu ⁹⁴ Плутоний	Am ⁹⁵ Америций	Cm ⁹⁶ Кюрий	Bk ⁹⁷ Берклий	Es ⁹⁸ Эйнштейний	Fm ⁹⁹ Фермий	103
	19	Th ⁹⁰ Торий	Pa ⁹¹ Протактиний	U ⁹² Уран	Np ⁹³ Нептуний	Pu ⁹⁴ Плутоний	Am ⁹⁵ Америций	Cm ⁹⁶ Кюрий	Bk ⁹⁷ Берклий	Es ⁹⁸ Эйнштейний	Fm ⁹⁹ Фермий	103
	20	Th ⁹⁰ Торий	Pa ⁹¹ Протактиний	U ⁹² Уран	Np ⁹³ Нептуний	Pu ⁹⁴ Плутоний	Am ⁹⁵ Америций	Cm ⁹⁶ Кюрий	Bk ⁹⁷ Берклий	Es ⁹⁸ Эйнштейний	Fm ⁹⁹ Фермий	103
	21	Th ⁹⁰ Торий	Pa ⁹¹ Протактиний	U ⁹² Уран	Np ⁹³ Нептуний	Pu ⁹⁴ Плутоний	Am ⁹⁵ Америций	Cm ⁹⁶ Кюрий	Bk ⁹⁷ Берклий	Es ⁹⁸ Эйнштейний	Fm ⁹⁹ Фермий	103
	22	Th ⁹⁰ Торий	Pa ⁹¹ Протактиний	U ⁹² Уран	Np ⁹³ Нептуний	Pu ⁹⁴ Плутоний	Am ⁹⁵ Америций	Cm ⁹⁶ Кюрий	Bk ⁹⁷ Берклий	Es ⁹⁸ Эйнштейний	Fm ⁹⁹ Фермий	103
	23	Th ⁹⁰ Торий	Pa ⁹¹ Протактиний	U ⁹² Уран	Np ⁹³ Нептуний	Pu ⁹⁴ Плутоний	Am ⁹⁵ Америций	Cm ⁹⁶ Кюрий	Bk ⁹⁷ Берклий	Es ⁹⁸ Эйнштейний	Fm ⁹⁹ Фермий	103
	24	Th ⁹⁰ Торий	Pa ⁹¹ Протактиний	U ⁹² Уран	Np ⁹³ Нептуний	Pu ⁹⁴ Плутоний	Am ⁹⁵ Америций	Cm ⁹⁶ Кюрий	Bk ⁹⁷ Берклий	Es ⁹⁸ Эйнштейний	Fm ⁹⁹ Фермий	103
	25	Th ⁹⁰ Торий	Pa ⁹¹ Протактиний	U ⁹² Уран	Np ⁹³ Нептуний	Pu ⁹⁴ Плутоний	Am ⁹⁵ Америций	Cm ⁹⁶ Кюрий	Bk ⁹⁷ Берклий	Es ⁹⁸ Эйнштейний	Fm ⁹⁹ Фермий	103
	26	Th ⁹⁰ Торий	Pa ⁹¹ Протактиний	U ⁹² Уран	Np ⁹³ Нептуний	Pu ⁹⁴ Плутоний	Am ⁹⁵ Америций	Cm ⁹⁶ Кюрий	Bk ⁹⁷ Берклий	Es ⁹⁸ Эйнштейний	Fm ⁹⁹ Фермий	103
	27	Th ⁹⁰ Торий	Pa ⁹¹ Протактиний	U ⁹² Уран	Np ⁹³ Нептуний	Pu ⁹⁴ Плутоний	Am ⁹⁵ Америций	Cm ⁹⁶ Кюрий	Bk ⁹⁷ Берклий	Es ⁹⁸ Эйнштейний	Fm ⁹⁹ Фермий	103
	28	Th ⁹⁰ Торий	Pa ⁹¹ Протактиний	U ⁹² Уран	Np ⁹³ Нептуний	Pu ⁹⁴ Плутоний	Am ⁹⁵ Америций	Cm ⁹⁶ Кюрий	Bk ⁹⁷ Берклий	Es ⁹⁸ Эйнштейний	Fm ⁹⁹ Фермий	103
	29	Th ⁹⁰ Торий	Pa ⁹¹ Протактиний	U ⁹² Уран	Np ⁹³ Нептуний	Pu ⁹⁴ Плутоний	Am ⁹⁵ Америций	Cm ⁹⁶ Кюрий	Bk ⁹⁷ Берклий	Es ⁹⁸ Эйнштейний	Fm ⁹⁹ Фермий	103
	30	Th ⁹⁰ Торий	Pa ⁹¹ Протактиний	U ⁹² Уран	Np ⁹³ Нептуний	Pu ⁹⁴ Плутоний	Am ⁹⁵ Америций	Cm ⁹⁶ Кюрий	Bk ⁹⁷ Берклий	Es ⁹⁸ Эйнштейний	Fm ⁹⁹ Фермий	103
	31	Th ⁹⁰ Торий	Pa ⁹¹ Протактиний	U ⁹² Уран	Np ⁹³ Нептуний	Pu ⁹⁴ Плутоний	Am ⁹⁵ Америций	Cm ⁹⁶ Кюрий	Bk ⁹⁷ Берклий	Es ⁹⁸ Эйнштейний	Fm ⁹⁹ Фермий	103
	32	Th ⁹⁰ Торий	Pa ⁹¹ Протактиний	U ⁹² Уран	Np ⁹³ Нептуний	Pu ⁹⁴ Плутоний	Am ⁹⁵ Америций	Cm ⁹⁶ Кюрий	Bk ⁹⁷ Берклий	Es ⁹⁸ Эйнштейний	Fm ⁹⁹ Фермий	103
	33	Th ⁹⁰ Торий	Pa ⁹¹ Протактиний	U ⁹² Уран	Np ⁹³ Нептуний	Pu ⁹⁴ Плутоний	Am ⁹⁵ Америций	Cm ⁹⁶ Кюрий	Bk ⁹⁷ Берклий	Es ⁹⁸ Эйнштейний	Fm ⁹⁹ Фермий	103
	34	Th ⁹⁰ Торий	Pa ⁹¹ Протактиний	U ⁹² Уран	Np ⁹³ Нептуний	Pu ⁹⁴ Плутоний	Am ⁹⁵ Америций	Cm ⁹⁶ Кюрий	Bk ⁹⁷ Берклий	Es ⁹⁸ Эйнштейний	Fm ⁹⁹ Фермий	103
	35	Th ⁹⁰ Торий	Pa ⁹¹ Протактиний	U ⁹² Уран	Np ⁹³ Нептуний	Pu ⁹⁴ Плутоний	Am ⁹⁵ Америций	Cm ⁹⁶ Кюрий	Bk ⁹⁷ Берклий	Es ⁹⁸ Эйнштейний	Fm ⁹⁹ Фермий	103
	36	Th ⁹⁰ Торий	Pa ⁹¹ Протактиний	U ⁹² Уран	Np ⁹³ Нептуний	Pu ⁹⁴ Плутоний	Am ⁹⁵ Америций	Cm ⁹⁶ Кюрий	Bk ⁹⁷ Берклий	Es ⁹⁸ Эйнштейний	Fm ⁹⁹ Фермий	103
	37	Th ⁹⁰ Торий	Pa ⁹¹ Протактиний	U ⁹² Уран	Np ⁹³ Нептуний	Pu ⁹⁴ Плутоний	Am ⁹⁵ Америций	Cm ⁹⁶ Кюрий	Bk ⁹⁷ Берклий	Es ⁹⁸ Эйнштейний	Fm ⁹⁹ Фермий	103
	38	Th ⁹⁰ Торий	Pa ⁹¹ Протактиний	U ⁹² Уран	Np ⁹³ Нептуний	Pu ⁹⁴ Плутоний	Am ⁹⁵ Америций	Cm ⁹⁶ Кюрий	Bk ⁹⁷ Берклий	Es ⁹⁸ Эйнштейний	Fm ⁹⁹ Фермий	103
	39	Th ⁹⁰ Торий	Pa ⁹¹ Протактиний	U ⁹² Уран	Np ⁹³ Нептуний	Pu ⁹⁴ Плутоний	Am ⁹⁵ Америций	Cm ⁹⁶ Кюрий	Bk ⁹⁷ Берклий	Es ⁹⁸ Эйнштейний	Fm ⁹⁹ Фермий	103
	40	Th ⁹⁰ Торий	Pa ⁹¹ Протактиний	U ⁹² Уран	Np ⁹³ Нептуний	Pu ⁹⁴ Плутоний	Am ⁹⁵ Америций	Cm ⁹⁶ Кюрий	Bk ⁹⁷ Берклий	Es ⁹⁸ Эйнштейний	Fm ⁹⁹ Фермий	103
	41	Th ⁹⁰ Торий	Pa ⁹¹ Протактиний	U ⁹² Уран	Np ⁹³ Нептуний	Pu ⁹⁴ Плутоний	Am ⁹⁵ Америций	Cm ⁹⁶ Кюрий	Bk ⁹⁷ Берклий	Es ⁹⁸ Эйнштейний	Fm ⁹⁹ Фермий	103
	42	Th ⁹⁰ Торий	Pa ⁹¹ Протактиний	U ⁹² Уран	Np ⁹³ Нептуний	Pu ⁹⁴ Плутоний	Am ⁹⁵ Америций	Cm ⁹⁶ Кюрий	Bk ⁹⁷ Берклий	Es ⁹⁸ Эйнштейний	Fm ⁹⁹ Фермий	103
	43	Th ⁹⁰ Торий	Pa ⁹¹ Протактиний	U ⁹² Уран	Np ⁹³ Нептуний	Pu ⁹⁴ Плутоний	Am ⁹⁵ Америций	Cm ⁹⁶ Кюрий	Bk ⁹⁷ Берклий	Es ⁹⁸ Эйнштейний	Fm ⁹⁹ Фермий	103
	44	Th ⁹⁰ Торий	Pa ⁹¹ Протактиний	U ⁹² Уран	Np ⁹³ Нептуний	Pu ⁹⁴ Плутоний	Am ⁹⁵ Америций	Cm ⁹⁶ Кюрий	Bk ⁹⁷ Берклий	Es ⁹⁸ Эйнштейний	Fm ⁹⁹ Фермий	103
	45	Th ⁹⁰ Торий	Pa ⁹¹ Протактиний	U ⁹² Уран	Np ⁹³ Нептуний	Pu ⁹⁴ Плутоний	Am ⁹⁵ Америций	Cm ⁹⁶ Кюрий	Bk ⁹⁷ Берклий	Es ⁹⁸ Эйнштейний	Fm ⁹⁹ Фермий	103
	46	Th ⁹⁰ Торий	Pa ⁹¹ Протактиний	U ⁹² Уран	Np ⁹³ Нептуний	Pu ⁹⁴ Плутоний	Am ⁹⁵ Америций	Cm ⁹⁶ Кюрий	Bk ⁹⁷ Берклий	Es ⁹⁸ Эйнштейний	Fm ⁹⁹ Фермий	103
	47	Th ⁹⁰ Торий	Pa ⁹¹ Протактиний	U ⁹² Уран	Np ⁹³ Нептуний	Pu ⁹⁴ Плутоний	Am ⁹⁵ Америций	Cm ⁹⁶ Кюрий	Bk ⁹⁷ Берклий	Es ⁹⁸ Эйнштейний	Fm ⁹⁹ Фермий	103
	48	Th ⁹⁰ Торий	Pa ⁹¹ Протактиний	U ⁹² Уран	Np ⁹³ Нептуний	Pu ⁹⁴ Плутоний	Am ⁹⁵ Америций	Cm ⁹⁶ Кюрий	Bk ⁹⁷ Берклий	Es ⁹⁸ Эйнштейний	Fm ⁹⁹ Фермий	103
	49	Th ⁹⁰ Торий	Pa ⁹¹ Протактиний	U ⁹² Уран	Np ⁹³ Нептуний	Pu ⁹⁴ Плутоний	Am ⁹⁵ Америций	Cm ⁹⁶ Кюрий	Bk ⁹⁷ Берклий	Es ⁹⁸ Эйнштейний	Fm ⁹⁹ Фермий	103
	50	Th ⁹⁰ Торий	Pa ⁹¹ Протактиний	U ⁹² Уран	Np ⁹³ Нептуний	Pu ⁹⁴ Плутоний	Am ⁹⁵ Америций	Cm ⁹⁶ Кюрий	Bk ⁹⁷ Берклий	Es ⁹⁸ Эйнштейний	Fm ⁹⁹ Фермий	103
	51	Th ⁹⁰ Торий	Pa ⁹¹ Протактиний	U ⁹² Уран	Np ⁹³ Нептуний	Pu ⁹⁴ Плутоний	Am ⁹⁵ Америций	Cm ⁹⁶ Кюрий	Bk ⁹⁷ Берклий	Es ⁹⁸ Эйнштейний	Fm ⁹⁹ Фермий	103
	52	Th ⁹⁰ Торий	Pa ⁹¹ Протактиний	U ⁹² Уран	Np ⁹³ Нептуний	Pu ⁹⁴ Плутоний	Am ⁹⁵ Америций	Cm ⁹⁶ Кюрий	Bk ⁹⁷ Берклий	Es ⁹⁸ Эйнштейний	Fm ⁹⁹ Фермий	103
	53	Th ⁹⁰ Торий	Pa ⁹¹ Протактиний	U ⁹² Уран	Np ⁹³ Нептуний	Pu ⁹⁴ Плутоний	Am ⁹⁵ Америций	Cm ⁹⁶ Кюрий	Bk ⁹⁷ Берклий	Es ⁹⁸ Эйнштейний	Fm ⁹⁹ Фермий	103
	54	Th ⁹⁰ Торий	Pa ⁹¹ Протактиний	U ⁹² Уран	Np ⁹³ Нептуний	Pu ⁹⁴ Плутоний	Am ⁹⁵ Америций	Cm ⁹⁶ Кюрий	Bk ⁹⁷ Берклий	Es ⁹⁸ Эйнштейний	Fm ⁹⁹ Фермий	103
	55	Th ⁹⁰ Торий	Pa ⁹¹ Протактиний	U ⁹² Уран	Np ⁹³ Нептуний	Pu ⁹⁴ Плутоний	Am ⁹⁵ Америций	Cm ⁹⁶ Кюрий	Bk ⁹⁷ Берклий	Es ⁹⁸ Эйнштейний	Fm ⁹⁹ Фермий	103
	56	Th ⁹⁰ Торий	Pa ⁹¹ Протактиний	U ⁹² Уран	Np ⁹³ Нептуний	Pu ⁹⁴ Плутоний	Am ⁹⁵ Америций	Cm ⁹⁶ Кюрий	Bk ⁹⁷ Берклий	Es ⁹⁸ Эйнштейний	Fm ^{99</}	

2. Растворимость некоторых кислот, оснований и солей в воде

АНИО- НЫ	КАТИОНЫ																								
	H ⁺	Li ⁺	K ⁺	Na ⁺	NH ₄ ⁺	Ag ⁺	Mg ²⁺	Ca ²⁺	Ba ²⁺	Sr ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Bi ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Ni ²⁺	Co ²⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Hg ⁺	Hg ²⁺	Pb ²⁺	Sn ²⁺	Cu ²⁺	
OH ⁻		Р	Р	Р	Р	—	Н	М	Р	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	—	Н	Н	Н	Н
F ⁻	Р	М	Р	Р	Р	Р	Н	Н	М	М	Р	Р	Н	Н	М	Р	Р	М	М	М	Н	М	Н	Р	Н
Cl ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	М	Р	Р
Br ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	М	Р	Р
I ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	—	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	Н	Н	М	—
S ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Н	—	Р	Р	Р	—	—	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
SO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	М	М	Н	—	—	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	М	Н	—	Н	Н	—
SO ₄ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	М	Н	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	—	М	Р	Р
NO ₃ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
NO ₂ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р	—	—	—	—	—	Р	М	—	—	—	—	—	—	—	—
PO ₄ ³⁻	Р	Н	Р	Р	Р	Н	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
CO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	М	М	Н	М	Н	—	—	Н	Н	—	Н	Н	Н	Н	Н	М	Н	Н	—	—
CH ₃ COO ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
SiO ₃ ²⁻	Н	Р	Р	Р	Р	Н	—	М	Н	Н	—	—	Н	Н	Н	—	—	Н	Н	Н	—	Н	Н	—	—

Р — растворимые М — малорастворимые Н — нерастворимые

«—» — разлагаются водой
или не существуют

3. Термодинамические характеристики некоторых веществ

Вещество	$\Delta H_{f,298}^0$, кДж/моль	S_{298}^0 , Дж/моль · К	$\Delta G_{f,298}^0$, кДж/моль
Простые вещества			
Al (т)	0	28,3	0
Br ₂ (ж)	0	152,2	0
Br ₂ (г)	30,9	245,4	3,1
C (т)	0	5,7	0
Cl ₂ (г)	0	223,0	0
Cr (т)	0	23,6	0
Cu (т)	0	33,1	0
F ₂ (г)	0	202,7	0
Fe (т)	0	27,2	0
H ₂ (г)	0	130,5	0
I ₂ (т)	0	116,1	0
I ₂ (г)	62,4	260,6	19,4
Mg (т)	0	32,7	0
N ₂ (г)	0	191,5	0
Ni (т)	0	29,9	0
O ₂ (г)	0	205,0	0
P (бел)	0	41,1	0
Pb (т)	0	64,8	0
S (т)	0	31,9	0
Sn (т)	0	51,6	0
Zn (т)	0	41,6	0
Неорганические соединения			
Al ₂ O ₃ (т)	–1675,7	50,9	–1582,3
Al ₂ (SO ₄) ₃ (т)	–3441,8	239,2	–3100,9
BaO (т)	–553,5	70,3	–525,8
BaCO ₃ (т)	–1210,9	112,1	–1132,8
CO (г)	–110,5	197,6	–137,2
CO ₂ (г)	–393,5	213,7	–394,4

Вещество	$\Delta H_{f,298}^0$, кДж/моль	S_{298}^0 , Дж/моль · К	$\Delta G_{f,298}^0$, кДж/моль
CS ₂ (г)	116,7	237,8	66,6
CaCO ₃ (т)	–1206,8	91,7	–1128,4
CaO (т)	–635,1	38,1	–603,5
Ca(OH) ₂ (т)	–985,1	83,4	–897,5
CaSO ₄ (т)	–1436,3	106,7	–1323,9
Cr ₂ O ₃ (т)	–1140,6	81,2	–1058,9
CuO (т)	–162,0	42,6	–143,3
Cu ₂ O (т)	–173,2	92,9	–150,6
Cu ₂ S (т)	–79,5	120,9	–86,3
FeO (т)	–264,9	60,8	–244,3
Fe ₂ O ₃ (т)	–822,2	87,5	–740,3
Fe ₃ O ₄ (т)	–1117,2	146,2	–1014,2
FeS (т)	–100,4	60,3	–100,8
HBr (г)	–36,4	198,6	–53,4
HCl (г)	–92,3	186,8	–95,3
HF (г)	–273,3	173,7	–275,4
HI (г)	26,4	206,5	1,6
HNO ₃ (ж)	–173,0	156,2	–79,9
H ₂ O (ж)	–285,8	70,0	–237,2
H ₂ O (г)	–241,8	188,7	–228,6
H ₂ S (г)	–20,6	205,7	–33,5
MgCO ₃ (т)	–1095,9	65,1	–1012,2
MgCl ₂ (т)	–644,8	89,5	–595,3
MgO (т)	–601,5	27,1	–569,3
NH ₃ (г)	–45,9	192,7	–16,5
NH ₄ Cl (т)	–314,2	95,8	–203,2
NO (г)	91,3	210,6	87,6
NOCl (г)	52,6	263,5	66,4
NO ₂ (г)	34,2	240,1	52,3
N ₂ O (г)	82,0	219,8	104,1
N ₂ O ₄ (г)	11,1	304,4	99,7
PCl ₃ (г)	–287,0	311,7	–268,0

Вещество	$\Delta H_{f,298}^0$, кДж/моль	S_{298}^0 , Дж/моль · К	$\Delta G_{f,298}^0$, кДж/моль
PCl_5 (г)	–374,9	364,5	–305,1
PH_3 (г)	23,0	25,5	210,0
P_2O_5 (г)	–1507,2	140,3	–1371,7
PbO (т)	–219,3	66,1	–189,1
SO_2 (г)	–296,9	248,1	–300,2
SO_3 (г)	–395,9	256,7	–371,2
ZnO (т)	–349,0	43,5	–256,9
ZnS (т)	–201,0	57,7	–519,8
Органические соединения			
CH_4 (г) метан	–74,9	186,3	–50,9
C_2H_2 (г) ацетилен	226,8	200,8	209,2
C_2H_4 (г) этилен	52,3	219,5	68,1
C_2H_6 (г) этан	–84,7	229,5	–33,0

4. Константы диссоциации слабых электролитов при $T = 298\text{ K}$

Вещество	K_d	Вещество	K_d
HCOOH	$K = 1,77 \cdot 10^{-4}$	H ₃ PO ₄	$K_1 = 7,5 \cdot 10^{-3}$
CH ₃ COOH	$K = 1,75 \cdot 10^{-5}$		$K_2 = 6,23 \cdot 10^{-8}$
HCN	$K = 7,9 \cdot 10^{-12}$		$K_3 = 2,2 \cdot 10^{-13}$
H ₂ CO ₃	$K_1 = 4,31 \cdot 10^{-7}$	HAIO ₂	$K = 6 \cdot 10^{-13}$
	$K_2 = 5,61 \cdot 10^{-11}$	H ₃ BO ₃	$K_1 = 5,8 \cdot 10^{-10}$
HF	$K = 6,61 \cdot 10^{-4}$		$K_2 = 1,8 \cdot 10^{-13}$
HNO ₂	$K = 4 \cdot 10^{-4}$		$K_3 = 1,6 \cdot 10^{-14}$
H ₂ SO ₃	$K_1 = 1,3 \cdot 10^{-2}$	HClO	$K = 5 \cdot 10^{-8}$
	$K_2 = 5 \cdot 10^{-6}$	HBrO	$K = 2,5 \cdot 10^{-9}$
H ₂ S	$K_1 = 5,7 \cdot 10^{-8}$	HIO	$K = 2,3 \cdot 10^{-11}$
	$K_2 = 1,2 \cdot 10^{-15}$	NH ₃ · H ₂ O	$K = 1,79 \cdot 10^{-5}$
H ₂ SiO ₃	$K_1 = 1,3 \cdot 10^{-10}$	Al(OH) ₃	$K_3 = 1,38 \cdot 10^{-9}$
	$K_2 = 2 \cdot 10^{-12}$	Zn(OH) ₂	$K_1 = 4,4 \cdot 10^{-5}$
Fe(OH) ₂	$K_2 = 1,3 \cdot 10^{-4}$		$K_2 = 1,5 \cdot 10^{-9}$
Fe(OH) ₃	$K_2 = 1,82 \cdot 10^{-11}$	Cd(OH) ₂	$K_2 = 5 \cdot 10^{-3}$
	$K_3 = 1,35 \cdot 10^{-12}$	Cr(OH) ₃	$K_3 = 1 \cdot 10^{-10}$
Cu(OH) ₂	$K_2 = 3,4 \cdot 10^{-7}$	Pb(OH) ₂	$K_1 = 9,6 \cdot 10^{-4}$
Mg(OH) ₂	$K_2 = 2,5 \cdot 10^{-3}$		$K_2 = 3 \cdot 10^{-8}$
Ni(OH) ₂	$K_2 = 2,5 \cdot 10^{-5}$	H ₂ O	$K = 1,8 \cdot 10^{-16}$

5. Произведения растворимости труднорастворимых веществ в воде при 25 °C

Электролит	ПР	Электролит	ПР
AgBr	$4,8 \cdot 10^{-13}$	CdS	$7,9 \cdot 10^{-2}$
AgCl	$1,8 \cdot 10^{-10}$	CuS	$6,0 \cdot 10^{-36}$
Ag ₂ CrO ₄	$4,7 \cdot 10^{-12}$	FeS	$5,0 \cdot 10^{-18}$
AgI	$8,1 \cdot 10^{-17}$	HgS	$1,6 \cdot 10^{-52}$
Ag ₂ S	$4,2 \cdot 10^{-50}$	MnS	$2,5 \cdot 10^{-10}$
Ag ₂ SO ₄	$1,2 \cdot 10^{-5}$	PbBr ₂	$4,5 \cdot 10^{-6}$
BaCO ₃	$5,0 \cdot 10^{-9}$	PbCl ₂	$1,6 \cdot 10^{-5}$
BaCrO ₄	$1,6 \cdot 10^{-10}$	PbCrO ₄	$1,8 \cdot 10^{-14}$
BaSO ₄	$1,0 \cdot 10^{-10}$	PbI ₂	$8,2 \cdot 10^{-9}$
CaCO ₃	$3,7 \cdot 10^{-9}$	PbS	$6,2 \cdot 10^{-28}$
CaF ₂	$4,0 \cdot 10^{-11}$	PbSO ₄	$1,3 \cdot 10^{-8}$
CaSO ₄	$1,7 \cdot 10^{-5}$	SrSO ₄	$3,2 \cdot 10^{-7}$
Ca ₃ (PO ₄) ₂	$1,0 \cdot 10^{-29}$	ZnS	$1,9 \cdot 10^{-22}$

6. Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы металлов

Электродная реакция	E^0 , В	Электродная реакция	E^0 , В
$\text{Li}^+ + \bar{e} = \text{Li}$	-3,045	$\text{Ti}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Ti}$	-0,330
$\text{Rb}^+ + \bar{e} = \text{Rb}$	-2,925	$\text{Co}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Co}$	-0,280
$\text{K}^+ + \bar{e} = \text{K}$	-2,925	$\text{Ni}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ni}$	-0,250
$\text{Cs}^+ + \bar{e} = \text{Cs}$	-2,923	$\text{Sn}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Sn}$	-0,136
$\text{Ba}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ba}$	-2,906	$\text{Pb}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Pb}$	-0,126
$\text{Sr}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Sr}$	-2,890	$\text{Fe}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Fe}$	-0,036
$\text{Ca}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ca}$	-2,866	$2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{H}_2$	+0,000
$\text{Na}^+ + \bar{e} = \text{Na}$	-2,714	$\text{Sn}^{4+} + 4\bar{e} = \text{Sn}$	+0,020
$\text{Mg}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Mg}$	-2,363	$\text{Sb}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Sb}$	+0,200
$\text{Be}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Be}$	-1,847	$\text{Cu}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Cu}$	+0,337
$\text{Al}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Al}$	-1,662	$\text{Cu}^+ + \bar{e} = \text{Cu}$	+0,520
$\text{Ti}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ti}$	-1,628	$\text{Rh}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Rh}$	+0,760
$\text{Mn}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Mn}$	-1,180	$\text{Ag}^+ + \bar{e} = \text{Ag}$	+0,799
$\text{Zn}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Zn}$	-0,763	$\text{Hg}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Hg}$	+0,854
$\text{Cr}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Cr}$	-0,744	$\text{Pd}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Pd}$	+0,987
$\text{Fe}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Fe}$	-0,440	$\text{Pt}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Pt}$	+1,19
$\text{Cd}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Cd}$	-0,403	$\text{Au}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Au}$	+1,498

7. Окислительно-восстановительные потенциалы водорода, кислорода и металлов в разных средах

Кислая среда ($pH = 0$)		Нейтральная среда ($pH = 7$)		Щелочная среда ($pH = 14$)	
Ox/Red	E^0 , В	Ox/Red	E^0 , В	Ox/Red	E^0 , В
$2H^+/H_2$	0,00	$2H_2O/H_2$	-0,41	$2H_2O/H_2$	-0,83
$O_2/2H_2O$	+1,22	$O_2/4OH^-$	+0,81	$O_2/4OH^-$	+0,40
Mg^{2+}/Mg	-2,36	$Mg(OH)_2/Mg$	-2,38	$Mg(OH)_2/Mg$	-2,69
Al^{3+}/Al	-1,66	$Al(OH)_3/Al$	-1,88	AlO_2^-/Al	-2,36
Zn^{2+}/Zn	-0,76	$Zn(OH)_2/Zn$	-0,81	ZnO_2^{2-}/Zn	-1,22
Cr^{3+}/Cr	-0,74	$Cr(OH)_3/Cr$	-0,93	CrO_2^-/Cr	-1,32
Fe^{2+}/Fe	-0,44	$Fe(OH)_2/Fe$	-0,46	$Fe(OH)_2/Fe$	-0,87
Cd^{2+}/Cd	-0,40	$Cd(OH)_2/Cd$	-0,41	$Cd(OH)_2/Cd$	-0,82
Co^{2+}/Co	-0,28	$Co(OH)_2/Co$	-0,32	$Co(OH)_2/Co$	-0,73
Ni^{2+}/Ni	-0,25	$Ni(OH)_2/Ni$	-0,30	$Ni(OH)_2/Ni$	-0,72
Sn^{2+}/Sn	-0,14	$Sn(OH)_2/Sn$	-0,50	SnO_2^{2-}/Sn	-0,91
Pb^{2+}/Pb	-0,13	$Pb(OH)_2/Pb$	-0,14	PbO_2^{2-}/Pb	-0,54
Bi^{3+}/Bi	+0,21	BiO^+/Bi	-0,04	$Bi_2O_3/2Bi$	-0,45
Cu^{2+}/Cu	+0,34	$Cu(OH)_2/Cu$	+0,19	$Cu(OH)_2/Cu$	-0,22

8. Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы в водных растворах (298 К)

Окисленная форма	Восстановленная форма	E^0 (В)	Окисленная форма	Восстановленная форма	E^0 (В)
AlF_6^{3-}	Al	-2,07	Cu^{2+}	Cu^+	+0,16
Ag^+	Ag	+0,80	$\text{Cu}(\text{OH})_2$	Cu	-0,21
AgI	Ag	-0,15	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	Cu	-0,05
AgBr	Ag	+0,07	F_2	F^-	+2,87
AgCl	Ag	+0,22	Fe^{3+}	Fe	-0,04
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$	Ag	+0,37	Fe^{2+}	Fe	-0,44
H_3AsO_4	HAsO_2	+0,56	Fe^{3+}	Fe^{2+}	+0,77
AsO_4^{3-}	As_2O_3	+1,27	FeO_4^{2-}	Fe^{3+}	+1,70
AsO_4^{3-}	As	+0,65	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	+0,36
AsO_2^-	As	-0,68	H_2	H^-	-2,25
As	AsH_3	-0,60	Hg_2^{2+}	Hg	+0,79
Au^{3+}	Au	+1,50	Hg^{2+}	Hg_2^{2+}	+0,92
Au^+	Au	+1,68	I_2 (жид)	I^-	+0,54
AuCl_4^-	Au	+1,00	IO^-	I^-	+0,49
AuCl_2^-	Au	+1,15	IO_4^-	IO_3^-	+1,65
H_3BO_3	B	-0,88	IO_3^-	I_2	+1,19
$\text{B}_4\text{O}_7^{2-}$	B	-0,79	HIO_3	I^-	+1,08
Ba^{2+}	Ba	-2,90	HIO	I_2	+1,45
Be^{2+}	Be	-1,85	K^+	K	-2,92

Окисленная форма	Восстановленная форма	E^0 (В)	Окисленная форма	Восстановленная форма	E^0 (В)
Bi^{3+}	Bi	+0,21	Li^+	Li	-3,03
BiO^+	Bi	+0,32	Mn^{2+}	Mn	-1,18
NaBiO_3	BiO^+	+1,80	MnO_4^-	MnO_4^{2-}	+0,56
Br_2 (ж)	Br^-	+1,09	MnO_4^-	MnO_2	+1,69
HBrO_3	Br^-	+1,44	MnO_4^-	Mn^{2+}	+1,51
BrO_3^-	Br^-	+0,61	MnO_4^{2-}	MnO_2	+1,29
HBrO	Br_2	+1,59	Mn(OH)_2	Mn	-1,55
BrO^-	Br^-	+0,45	Mo^{3+}	Mo	-0,20
BrO	Br_2	+0,76	MoO_4^{2-}	MoO_2	+0,61
CO_2	CO	-0,12	MoO_4^{2-}	Mo^{3+}	+0,51
Ca^{2+}	Ca	-2,87	NO_3^-	NO_2	+0,77
$[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	Cd	-0,61	NO_3^-	NO_2^-	+0,84
Cl_2 (жид)	Cl^-	+1,36	NO_3^-	NO	+0,96
ClO_4^-	Cl_2	+1,39	NO_2	HNO_2	+1,09
ClO_3^-	Cl_2	+1,47	NO_2^-	NO	+1,05
HClO	Cl_2	+1,63	NO_2^-	NO	+1,20
Co^{3+}	Co^{2+}	+1,80	NO_2^-	HN_3	+0,80
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$	$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	+0,10	Na^+	Na	-2,71
Co(OH)_3	Co(OH)_2	+0,17	O_2	H_2O	+1,23
Cr^{3+}	Cr^{2+}	-0,47	$\text{O}_3(\text{H}^+)$	O_2	+2,08
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	Cr^{3+}	+1,33	O_2	H_2O_2	+0,69
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	Cr	+0,29	H_2O_2	H_2O	+1,77

Окисленная форма	Восстановленная форма	E^0 (В)	Окисленная форма	Восстановленная форма	E^0 (В)
CrO_4^{2-}	$\text{Cr}(\text{OH})_3$	-0,13	P (красный)	PH_3	-0,10
CrO_4^{2-}	CrO_2^-	-0,16	H_3PO_4	H_3PO_3	-0,28
Cu^+	Cu	+0,52	PO_4^{3-}	P (красный)	-0,13
H_3PO_4	PH_3	-0,28	H_2SiO_3	Si	-0,78
H_3PO_4	H_3PO_2	-0,50	Sn^{4+}	Sn	+0,01
H_3PO_2	P	-0,51	Sn^{4+}	Sn^{2+}	+0,15
Pb^{2+}	Pb	-0,13	SnO_3^{2-}	Sn^{2+}	+0,84
Pb^{4+}	Pb^{2+}	+1,69	Ti^{4+}	Ti	-0,88
PbO_2	Pb^{2+}	+1,45	Ti^{4+}	Ti^{2+}	-0,09
PbO_2	PbSO_4	+1,68	TiO_2	Ti^{2+}	-0,50
Pt^{2+}	Pt	+1,20	Sn^{4+}	Sn	-1,63
SO_4^{2-}	H_2SO_3	+0,17	Tl^{3+}	Tl	+1,26
SO_4^{2-}	S	+0,36	Tl^+	Tl	+0,34
SO_4^{2-}	S^{2-}	+0,15	VO_4^{3-}	VO^+	+1,26
SO_4^{2-}	H_2S	+0,30	VO_2^+	VO^{2+}	+1,00
$\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$	SO_4^{2-}	+2,01	VO^{2+}	V^{2+}	+0,34
SO_2	S	+0,45	V^{3+}	V^{2+}	-0,25
S	S^{2-}	-0,47	V^{2+}	V	-0,18
S	H_2S	+0,17	WO_4^{2-}	W	+0,05
SbO^+	Sb	+0,21	WO_2	W	-0,12
SbO_3^-	SbO^+	+0,70	$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	Zn	-1,04
SiO_3^{2-}	Si	-0,45	ZnO_2^{2-}	Zn	-1,22

Список рекомендуемой литературы

Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия : учебник / Н. С. Ахметов. — 12-е изд., стер. — Санкт-Петербург : Лань, 2018. — 744 с. — ISBN 978-5-8114-6983-3.

Ахметов, Н. С. Лабораторные и семинарские занятия по общей и неорганической химии : учебное пособие / Н. С. Ахметов, М. К. Азизова, Л. И. Бадыгина. — 6-е изд., стер. — Санкт-Петербург : Лань, 2021. — 368 с. — ISBN 978-5-8114-1716-2.

Глинка, Н. Л. Общая химия : учебное пособие / Н. Л. Глинка. — Москва : КноРус, 2017. — 748 с. — ISBN 978-5-406-05620-2.

Суворов, А. В. Общая химия: учебник / А. В. Суворов, А. Б. Никольский. — 6-е изд. — Санкт-Петербург : Химиздат, 2020. — 624 с. : ил. — ISBN 978-5-93808-358-5.

Пресс, И. А. Основы общей химии : учебное пособие / И. А. Пресс. — 4-е изд. — Санкт-Петербург : Химиздат, 2020. — 352 с. : ил. — ISBN 078-5-93808-344-9.

Семенов, И. Н. Химия : учебник / И. Н. Семенов, И. Л. Перфилова. — 3-е изд. — Санкт-Петербург : Химиздат, 2020. — 656 с. : ил. — ISBN 978-5-93808-355-4.

Учебное издание

Иванов Михаил Григорьевич
Вайтнер Виталий Владимирович
Антропова Ольга Алексеевна

ОБЩАЯ ХИМИЯ

Редактор О. В. Климова
Верстка Е. В. Ровнушкиной

Подписано в печать 19.11.2021. Формат 60×84 1/16.
Бумага офсетная. Цифровая печать. Усл. печ. л. 5,12.
Уч.-изд. л. 4,0. Тираж 30 экз. Заказ 263.

Издательство Уральского университета
Редакционно-издательский отдел ИПЦ УрФУ
620049, Екатеринбург, ул. С. Ковалевской, 5
Тел.: 8 (343) 375-48-25, 375-46-85, 374-19-41
E-mail: rio@urfu.ru

Отпечатано в Издательско-полиграфическом центре УрФУ
620083, Екатеринбург, ул. Тургенева, 4
Тел.: 8 (343) 358-93-06, 350-58-20, 350-90-13
Факс: 8 (343) 358-93-06
<http://print.urfu.ru>

