

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
«КАЛИНИНГРАДСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ»

К. В. Егорова, В. И. Воробьев

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Учебно-методическое пособие по выполнению лабораторных работ
для студентов, обучающихся в бакалавриате по направлению подготовки
19.03.04 Технология продукции и организация общественного питания

Калининград
Издательство ФГБОУ ВО «КГТУ»
2022

УДК 577.1 (076)

Рецензент

кандидат биологических наук, доцент, доцент кафедры химии ФГБОУ ВО
«КГТУ» Е. В. Нижникова

Егорова, К. В.

Неорганическая химия: учеб.-методич. Пособие по выполнению лабораторных работ для студ. Обучающихся в бакалавриате по напр. Подгот. 19.03.04 Технология продукции и организация общественного питания / К. В. Егорова, В. И. Воробьев. – Калининград: Изд-во ФГБОУ ВО «КГТУ», 2022. – 113 с.

В учебно-методическом пособии по выполнению лабораторных работ «Неорганическая химия» представлены учебно-методические материалы по освоению тем цикла лабораторных работ, включающие план лабораторных работ, теоретическое введение по каждой из лабораторных работ, методика их проведения, указания по составлению лабораторного отчета, вопросы для самоконтроля для направления подготовки 19.03.04 Технология продукции и организация общественного питания, форма обучения очная, заочная.

Табл. 24, список лит. – 11 наименований.

Учебное пособие рассмотрено и рекомендовано к изданию кафедрой химии 31 мая 2022 г., протокол № 8

Учебно-методическое пособие по выполнению лабораторных работ рекомендовано к изданию в качестве локального электронного методического материала методической комиссией института агроинженерии и пищевых систем ФГБОУ ВО «Калининградский государственный технический университет» 15 июня 2022 г., протокол № 7

УДК 577.1(076)

© Федеральное государственное
бюджетное образовательное
учреждение высшего образования
«Калининградский государственный
технический университет», 2022 г.
© Егорова К.В., Воробьев В.И., 2022 г.

ОГЛАВЛЕНИЕ

ВВЕДЕНИЕ	4
1. ТЕМЫ ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ И МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ПО ИХ ВЫПОЛНЕНИЮ	5
2. МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ПО ВЫПОЛНЕНИЮ ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ	9
Тема 1.1. Основные химические законы и понятия. Закон эквивалентов	9
Тема 1.3. Химическая кинетика. Химическое равновесие	19
Тема 1.4. Растворы: классификация, способы выражения концентрации	27
Тема 1.5. Электролитическая диссоциация. Водородный показатель	29
Тема 1.6. Гидролиз солей. Произведение растворимости	37
Тема 1.7. Комплексообразование в растворах	46
Тема 1.8. Окислительно-восстановительные реакции	50
Тема 1.10. Коррозия металлов	58
Тема 1.11. Электролиз	63
Тема 1.12. Элементы IA и IIA подгрупп. Жесткость воды	68
Тема 1.13. Элементы IIIA, IVA и VA подгрупп	74
Тема 1.14. Элементы VIA, VIIA, IB и IIB подгрупп	74
БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК	81
ПРИЛОЖЕНИЕ 1. Техника выполнения лабораторных работ и техника безопасности	82
ПРИЛОЖЕНИЕ 2. Пример оформления проекта отчета по лабораторной работе	85
ПРИЛОЖЕНИЕ 3. Справочные таблицы	86

ВВЕДЕНИЕ

Дисциплина «Неорганическая химия» относится к математическому и естественнонаучному модулю обязательной части блока 1 ОПОП ВО по направлению подготовки 19.03.04 Технология продукции и организация общественного питания.

Целью освоения дисциплины «Неорганическая химия» является формирование у студентов теоретических и практических знаний по дисциплине и умения их использовать в своей профессиональной деятельности.

В результате изучения дисциплины студент должен:

знать:

- фундаментальные разделы неорганической химии;
- химические элементы и их соединения;
- методы и средства химического исследования веществ и их превращений;

уметь:

- проводить расчеты концентрации растворов различных соединений;
- определять изменения концентраций растворов при протекании химических реакций;
- проводить очистку веществ в лабораторных условиях;

владеть:

- навыками выполнения химических лабораторных операций;
- методами определения концентраций растворов;
- методами синтеза неорганических соединений.

Химический лабораторный практикум является обязательной частью учебной дисциплины «Неорганическая химия», которую изучают студенты направления 19.03.04 Технология продукции и организация общественного питания.

Лабораторные занятия при изучении неорганической химии преследуют две основные цели: 1) подтверждение экспериментом теоретических положений и законов; 2) обучение навыкам проведения лабораторных работ, при выполнении которых студенты осваивают технику обращения с химическими реактивами и приспособлениями, приемы проведения химических операций, методы обработки опытных данных, учатся сопоставлять и анализировать результаты опытов и делать выводы. Классический лабораторный практикум по химии носит в основном иллюстративный характер: в лабораторных опытах студенты находят подтверждение тех закономерностей, которые изучают на лекционных занятиях.

1. ТЕМЫ ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ И МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ПО ИХ ВЫПОЛНЕНИЮ

Лабораторные работы по неорганической химии сгруппированы по соответствующим темам дисциплины и приведены в таблице 1.

Таблица 1

Объем (трудоемкость освоения) темы и названия соответствующих ей ЛР

Номер темы	Тема дисциплины/ название лабораторной работы	Кол-во часов ЛР	
		очная форма	заочная форма
	Введение	-	
1.1	Основные химические законы и понятия. Закон эквивалентов	4	2
	Л/р № 1. Определение формулы кристаллогидрата		
	Л/р № 2. Определение эквивалентной массы металла		
	Л/р № 3. Определение энтальпии растворения соли		
1.2	Строение атома. Химическая связь	-	
1.3	Химическая кинетика. Химическое равновесие	2	-
	Л/р № 4. Скорость химических реакций и химическое равновесие		
1.4	Растворы: классификация, способы выражения концентрации.	2	2
	Л/р № 5. Приготовление раствора заданной концентрации		
1.5	Электролитическая диссоциация. Водородный показатель	2	-
	Л/р № 6. Электролитическая диссоциация		
	Л/р № 7. Определение pH среды. Индикаторы		
1.6	Гидролиз солей. Произведение растворимости.	4	-
	Л/р № 8. Гидролиз солей		
	Л/р № 9. Произведение растворимости		
1.7	Комплексообразование в растворах	2	-

Номер темы	Тема дисциплины/ название лабораторной работы	Кол-во часов ЛР	
		очная форма	заочная форма
	Л/р № 10. Комплексные соединения		
1.8	Окислительно-восстановительные реакции	2	2
	Л/р № 11. Влияние рН среды на характер восстановления перманганата калия		
	Л/р № 12. Окислительно-восстановительные реакции		
1.9	Гальванический элемент	-	-
1.10	Коррозия металлов	2	-
	Л/р № 13. Коррозия металлов		
1.11	Электролиз	2	2
	Л/р № 14. Электролиз водных растворов солей		
	Л/р № 15. Электрохимическое нанесение металлических покрытий		
1.12	Элементы IA и IIA подгрупп. Жесткость воды	4	-
	Л/р № 16. Определение жесткости воды		
	Л/р № 17. Общие свойства металлов		
	Синтез хромо-калиевых квасцов		
1.13	Элементы IIIA, IVA и VA подгрупп	2	-
	Синтез алюмо-аммонийных квасцов		
	Синтез хлорида гексаамминникеля (II)		
1.14	Элементы VIA, VIIA, IB и IIB подгрупп	2	-
	Синтез тиосульфата натрия		
	Синтез соли Мора		
Итого		30	8

В учебно-методическом пособии описанию каждой темы и соответствующих ей работ, предшествует теоретическое введение, что позволяет проводить лабораторные занятия независимо от других видов

занятий. Включение в описание работ теоретических введений увеличивает их обучающий потенциал и позволяет использовать некоторые из них в качестве единственного вида занятий по теме. По таким темам введение в данном пособии приводится в расширенном варианте.

После теоретического введения в пособии представлено задание по лабораторной работе и этапы ее выполнения: подготовка к лабораторной работе, порядок ее выполнения, запись данных опыта и расчеты. После каждой темы, и соответствующих ей лабораторных работ, в пособии приводится перечень вопросов и заданий для самостоятельной проверки знаний, умений и навыков студентов, приобретаемых при подготовке к занятиям и при выполнении работ. Эти вопросы можно также использовать при собеседовании со студентами в целях контроля и активизации их работы.

Подготовка к лабораторной работе включает в себя:

1. ознакомление с теоретическим материалом для усвоения основных закономерностей, лежащих в основе работы;
2. внимательное знакомство с ходом экспериментальной части работы и порядком ее проведения;
3. устные ответы на вопросы, предложенные в задании к работе, которые помогают студенту понять и обосновать выбор методики проведения эксперимента и необходимого для этого оборудования, посуды и реактивов;
4. предварительные расчеты (письменно), если они предусмотрены в работе;
5. подготовку проекта отчета по лабораторной работе.

В проекте отчета по лабораторной работе должны быть отражены следующие пункты (пример проекта отчета по лабораторной работе приведен в приложении 2 данного УМП):

1. Название, номер работы и дата ее выполнения.
2. Цель работы и (или) каждого отдельного опыта (если работа включает несколько опытов).
3. Список используемых приборов и реактивов.
4. Уравнения химических реакций, лежащих в основе опыта.
5. Предварительные расчеты (если они предусмотрены в задании).
6. Схема установки и её описание (если она предусмотрена в работе).
7. Порядок выполнения работы.
8. Таблица для записи экспериментальных данных (если предполагается их получение в ходе работы).
9. Вычисление искомой величины (до начала работы следует вписать в лабораторную тетрадь математические выражения законов и значения постоянных величин, использование которых предполагается в работе).

10. Расчет ошибки опыта (если в работе производится расчет практической величины).

11. Наблюдения (пункт заполняется в ходе выполнения работы).

12. Выводы (пункт заполняется после выполнения работы и произведения всех расчетов).

Допуск к лабораторной работе. Для допуска к работе студент должен иметь лабораторный журнал с правильно оформленным проектом отчета по лабораторной работе. Допуск студентов к выполнению лабораторной работы проводится преподавателем путем устного опроса либо письменно. К выполнению текущей лабораторной работы допускаются только те студенты, которые:

- 1) правильно оформили работу;
- 2) знают название и цель работы; понимают сущность явлений и знают законы, которые лежат в основе работы и формулы, описывающие данные законы; имеют четкое представление, что и каким способом будет измеряться, как устроена и работает установка; знают какие прямые и косвенные измерения проводятся в данной работе и как будут рассчитываться погрешности.

Студенты, не допущенные к выполнению лабораторной работы, должны ликвидировать на месте замечания и недостатки в подготовке к работе, указанные преподавателем и повторно получить допуск к выполнению работы.

Студенты, не получившие допуск к работе в день проведения работы или не явившиеся на занятия, выполняют пропущенную работу на зачетной неделе согласно расписанию проведения зачетных занятий.

Проведение лабораторной работы

Выполнение лабораторной работы начинается с изучения приборов и установки, основы их работы. В лабораторном журнале, в заранее подготовленную таблицу «Приборы и реактивы», необходимо записать технические характеристики приборов: измерения, цену деления шкалы, погрешность прибора (класс его точности), режим его работы и т. д.

Измерения должны проводиться аккуратно и с соблюдением правил техники безопасности, которые приведены в приложении 1.

Записи отсчетов в таблицу ведутся в том виде, в каком они получены по измерительным приборам, без округления.

Если отсчет делается по шкале, цена деления которой не равна единице, то записываются деления шкалы без умножения их на цену деления.

После проведения измерений, экспериментальные данные, полученные студентом в ходе выполнения работы, должны быть подписаны преподавателем, ведущим занятие.

По окончании всех измерений производятся расчеты значений искомых величин, погрешностей измерений, используя при этом правила округления, и строятся графики. Построенные графики вносятся в лабораторный журнал. Все промежуточные расчеты делаются в лабораторном журнале. Схемы, рисунки и графики выполняются карандашом.

В конце работы студент должен написать вывод и предъявить лабораторный журнал преподавателю для защиты лабораторной работы. Студенты, получившие допуск к работе, но не успевшие снять показания, выполняют данную работу на зачетной неделе согласно расписанию проведения зачетных занятий.

Защита лабораторной работы. К защите лабораторной работы студент обязан:

1. предоставить полностью оформленную лабораторную работу с заполненными таблицами, графиками, расчетами и заключением;
2. знать необходимый теоретический материал; уметь кратко рассказать о содержании проведенного им эксперимента и обосновать выводы, сделанные в заключении;
3. уметь строить графики с учетом погрешностей и записывать результаты измерений,
4. производить вычисления погрешностей измерений;
5. уметь решать практические задачи по теме данной работы.

2. МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ПО ВЫПОЛНЕНИЮ ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ

Тема 1.1. Основные химические законы и понятия. Закон эквивалентов. Теоретический материал, необходимый для выполнения лабораторной работы

Вывод формулы. Кристаллогидраты. Формула химического соединения показывает, из каких элементов состоит данное вещество и сколько атомов каждого элемента входит в состав его молекулы или формульной единицы. Массовые соотношения элементов в молекулах можно представить как отношение произведений соответствующих атомных масс на число атомов каждого элемента в молекуле, т.е. можно записать:

$$m_1:m_2:m_3 = xA_1:yA_2:zA_3,$$

где m_1, m_2, m_3 – содержание элементов в соединении (%); x, y, z – число атомов этих элементов в молекуле или в формульной единице; A_1, A_2, A_3 – атомные массы элементов. Из этого уравнения следует:

$$x:y:z = \frac{m_1}{A_1} : \frac{m_2}{A_2} : \frac{m_3}{A_3},$$

что позволяет находить отношение между числами атомов в молекуле.

Пример. Необходимо определить формулу вещества, которое содержит натрий (32,43 %), серу (22,55 %) и кислород (45,02 %).

Соотношение чисел атомов в формуле данного соединения:

$$x : y : z = \frac{32,43}{23} : \frac{22,55}{32} : \frac{45,02}{16} = 1,41 : 0,705 : 2,82.$$

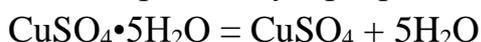
Если самое меньшее число (0,705) принять за единицу, то данное отношение становится отношением целых чисел:

$$x : y : z = 2 : 1 : 4,$$

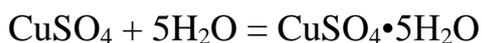
следовательно, формула соединения Na_2SO_4 . Эта формула будет *простейшей*, поскольку полученное соотношение может быть выражено также и числами, кратными найденным.

Кристаллогидраты – это вещества, кристаллизующиеся с одной или несколькими молекулами воды. Явление образования кристаллогидратов – одно из доказательств химической природы процесса растворения; оно подтверждает, что при растворении молекулы растворителя и растворенного вещества взаимодействуют друг с другом, образуя связи. Молекула кристаллогидрата включает в себя молекулы безводной соли и молекулы воды в определенных мольных соотношениях. Кристаллогидраты могут также образоваться при длительном хранении безводной соли во влажной атмосфере, поскольку безводные соли обладают, в большинстве своем, высокой гигроскопичностью.

Типичными кристаллогидратами являются многие природные минералы, например гипс $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, карналлит $\text{MgCl}_2 \cdot \text{KCl} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ или медный купорос $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ – пятиводный сульфат меди. Медный купорос – голубого цвета. При нагревании большинство кристаллогидратов теряют кристаллизационную воду, превращаясь в безводные вещества. При этом часто происходит изменение цвета веществ. Измельчим купорос и прокалим его. Медный купорос постепенно теряет воду, превращаясь в белый порошок сульфата меди.



При добавлении воды происходит обратный процесс: безводный белый сульфат меди превращается в кристаллогидрат – голубой медный купорос.



Эквивалент. Закон эквивалентов. **Эквивалентом** называется реальная или условная частица, которая замещает один протон водорода в кислотно-основных или ионно-обменных реакциях или один электрон в окислительно-восстановительных реакциях. Реальные частицы – это атомы или молекулы, а условные – их части, например 1/2 атома кислорода, 1/3 молекулы H_3PO_4 и т.д. (в действительности таких частиц не бывает). Масса такой частицы (масса эквивалента), выраженная в атомных единицах массы, называется

эквивалентной массой, а масса одного моля ($6,02 \cdot 10^{23}$) таких частиц (эквивалентов) называется **молярной массой эквивалента**. Из этого следует, что эквивалентная масса – относительная величина, при этом сравнение идет с водородом, эквивалент которого – его атом, а эквивалентная масса равна единице.

Пример 1. Один атом хлора соединяется с одним атомом водорода, образуя хлороводород (HCl). Следовательно, эквивалентом хлора является его атом.

Пример 2. Кислород с водородом образует два соединения: H_2O_2 (пероксид водорода) и H_2O (вода). В первом соединении эквивалентом кислорода является его атом и эквивалентная масса равна шестнадцати, а во втором – эквивалентом кислорода является $1/2$ атома и эквивалентная масса равна восьми.

Пример 3. Серная кислота содержит два атома водорода. В реакции замещения одного из них эквивалентом кислоты является её молекула с эквивалентной массой 98, а в реакции замещения двух атомов водорода – половинка молекулы (условная частица) с эквивалентной массой 49.

Для определения эквивалентных масс различных соединений используются следующие выражения:

1. Определение эквивалентной массы простого вещества:

$$m_3(\text{простого в-ва}) = \frac{A}{B}, \quad (1)$$

где m_3 (простого в-ва) – эквивалентная масса простого вещества;

A – атомная масса элемента, образовавшего простое вещество;

B – валентность элемента, образовавшего простое вещество.

Пример. Определить эквивалентную массу простого вещества водорода.

Молекула простого вещества водорода состоит из двух атомов элемента водорода H_2 , валентность которого равна единице, а атомная масса 1 г/моль. Запишем выражение (1) применительно к нашей задаче и подставим значения:

$$m_3(H_2) = \frac{A(H)}{B(H)} = \frac{1}{1} = 1 \text{ г/моль.}$$

Эквивалентная масса простого вещества водород равна 1 г/моль.

2. Определение эквивалентной массы сложных веществ

2.1. оксидов

$$m_3(\text{оксида}) = \frac{M(\text{оксида})}{N(\text{ат}) \cdot B}, \quad (2)$$

где m_3 (оксида) – эквивалентная масса оксида;

M (оксида) – молярная масса оксида;

N (ат) – число атомов элемента, образовавшего оксид;

B – валентность элемента, образовавшего оксид.

Пример. Определить эквивалентную массу оксида серы (VI).

Запишем выражение (2) применительно к нашей задаче и, рассчитав молярную массу SO_3 , подставим имеющиеся значения:

$$m_э(SO_3) = \frac{M(SO_3)}{N(S) \cdot B(S)} = \frac{80}{1 \cdot 6} = 13,3 \text{ г/моль.}$$

2.2. кислот

$$m_э(\text{кислоты}) = \frac{M(\text{кислоты})}{\text{основность}}, \quad (3)$$

$m_э$ (кислоты) – эквивалентная масса кислоты;

M (кислоты) – молярная масса кислоты;

основность – число атомов водорода, способных участвовать в реакциях замещения.

Пример. Определить эквивалентную массу сернистой кислоты.

Запишем выражение (3) применительно к нашей задаче и, рассчитав молярную массу H_2SO_3 , подставим имеющиеся значения:

2.3. оснований

$$m_э(\text{основ}) = \frac{M(\text{основ})}{\text{кислотность}},$$

$m_э$ (основ) – эквивалентная масса основания;

M (основ) – молярная масса основания;

кислотность – число гидроксильных групп, способных участвовать в реакциях замещения.

2.4. солей

$$m_э(\text{соли}) = \frac{M(\text{соли})}{N(\text{атМе}) \cdot B},$$

$m_э$ (соли) – эквивалентная масса соли;

M (соли) – молярная масса соли;

N (ат Ме) – число атомов металла, образовавшего соль;

B – валентность металла, образовавшего соль.

Закон эквивалентов гласит: массы взаимодействующих без остатка веществ относятся друг к другу, как их эквивалентные массы:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{m_{1\text{ЭКВ}}}{m_{2\text{ЭКВ}}}$$

Эквивалентные массы элементов и соединений используются при выражении концентрации растворов (молярная концентрация эквивалентов), при оценке жесткости воды, в расчетах по электролизу и т. д.

Через эквивалентную массу элемента может быть определена его атомная масса, так как они связаны между собой соотношением:

$$A_r = m_{\text{ЭКВ}} \cdot B,$$

где V – валентность элемента.

Энтальпия. Закон Гесса. Энтальпия – функция состояния системы, определяемая уравнением $H = U + PV$ (U – внутренняя энергия системы, P – давление, V – объём). Абсолютную величину энтальпии определить нельзя, так как для этого потребуется определить абсолютное значение внутренней энергии системы, что невозможно. Определяют лишь изменение энтальпии.

Иногда тепловой эффект химической реакции выражают количеством выделившейся или поглощенной теплоты и обозначают буквой Q . Для экзотермических реакций $Q > 0$, а для эндотермических – $Q < 0$.

Если реакция экзотермическая – $\Delta H < 0$; $Q > 0$,

Если реакция эндотермическая – $\Delta H > 0$; $Q < 0$

Отсюда вытекает связь между Q и ΔH : $+Q = -\Delta H$.

Химические уравнения, в которых указаны изменения энтальпии, называются термохимическими уравнениями.

Физико-химические процессы (растворение, плавление, гидратация и др.) сопровождаются, как и химические реакции, поглощением или выделением тепла. При растворении солей в воде происходят два процесса: эндотермический, связанный с разрушением кристаллической решетки, и экзотермический, обусловленный взаимодействием растворенного вещества и воды с образованием гидратов. В зависимости от того, какой из этих процессов преобладает, тепловой эффект растворения может быть или положительным (эндотермическое растворение), или отрицательным (экзотермическое растворение).

Количество теплоты, поглощающейся (выделяющейся) при растворении одного моля вещества, называется теплотой растворения данного вещества.

Экспериментальное определение теплоты растворения проводят в калориметрах.

Литература [4, 6]

Лабораторная работа № 1. «Определение формулы кристаллогидрата»

Цель работы: формирование умений и навыков, основываясь на экспериментальных данных и используя закон кратных отношений, производить расчет мольного соотношения молекул безводной соли и молекул воды в составе кристаллогидрата.

Задание и этапы работы

Подготовка к лабораторной работе

1. Прочитать теоретическое введение и порядок выполнения работы.
2. Оформить проект отчета по лабораторной работе (см. приложение 2).
3. Обратить внимание на используемые приборы. Что такое эксикатор?

Почему он используется в этой работе? Почему нельзя охлаждать нагретую соль на открытом воздухе?

Порядок выполнения работы

Получить у преподавателя фарфоровый тигель и отметить в лабораторной тетради его номер.

Получить пузырек с кристаллогидратом соли и записать в тетради формулу соли, отметить ее цвет.

Взвесить тигель на электронных весах и записать его массу.

С помощью микрошпателя внести в тигель порошок кристаллогидрата соли и взвесить тигель с кристаллогидратом. Рассчитать массу навески кристаллогидрата соли.

Поставить тигель с кристаллогидратом на песчаную баню для прокаливания на 25–30 мин.

По окончании прокаливания отметить цвет безводной соли и заполнить пункт «Наблюдения».

Аккуратно (!), используя щипцы, снять тигель с песчаной бани и поместить в эксикатор до полного охлаждения. Когда тигель с солью остынет, взвесить его на электронных весах.

Рассчитать массу безводной соли, массу потерянной кристаллогидратом воды и на основе полученных экспериментальных данных установить, сколько моль воды приходится на один моль безводной соли в молекуле кристаллогидрата. Записать формулу кристаллогидрата.

Запись данных опыта и расчеты

Масса тигля, г, $m_1 =$

Масса тигля с кристаллогидратом до прокаливания, г, $m_2 =$

Масса кристаллогидрата, г, $m_3 = m_2 - m_1 =$

Масса тигля с кристаллогидратом после прокаливания, г, $m_4 =$

Масса выпарившейся воды, г, $m_5 = m_2 - m_4 =$

Масса безводной соли, г, $m_6 = m_4 - m_1 =$

По результатам проведенного опыта произвести расчеты и определить абсолютную и относительную ошибку опыта:

Абсолютная ошибка = $|n(\text{теор.}) - n(\text{практич})|$

Относительная ошибка = $\frac{\text{абсол.ошибка}}{m_3(\text{теор})} * 100.$

По окончании опыта и расчетов заполнить пункты отчета «Наблюдения» и «Вывод».

Лабораторная работа № 2. «Определение эквивалентной массы металла»

Цель работы: формирование умений и навыков, основываясь на экспериментальных данных и используя закон эквивалентов и газовые законы, производить расчет молярной массы эквивалента металла; определить какой это металл.

Задание и этапы работы

Подготовка к лабораторной работе

1. Прочитать теоретическое введение и порядок выполнения работы.
2. Оформить проект отчета по лабораторной работе (см. приложение 2).
3. Обратит внимание на расчет эквивалентной массы простого вещества и математические выражения закона эквивалентов.
4. Составить и записать уравнение химической реакции взаимодействия соляной кислоты и металла, с учетом того, что металл двухвалентен. Какой газ будет выделяться в ходе реакции?

Порядок выполнения работы

Опыт проводится в приборе, состоящем из бюретки (заполнена водой) и воронки, которые соединены резиновой трубкой, газоотводной трубки, пробирки. Прибор закреплен на штативе.

Получить навеску металла и отметить в лабораторной тетради его массу.

Перед проведением опыта необходимо проверить прибор на герметичность. Для этого необходимо отсоединить воронку от штатива и, опуская и поднимая ее, следить за уровнем воды в бюретке; он не должен изменяться.

Определить цену деления бюретки. Отметить уровень воды в бюретке. !!! Вода – бесцветная, прозрачная жидкость, поэтому ее уровень определяем, ориентируясь по нижней части мениска.

Осторожно (!) отсоединить пробирку от газоотводной трубки.

В пробирку налить 3-4 мл раствора серной кислоты и добавить 1 каплю раствора медного купороса.

Навеску металла аккуратно поместить в пробирку, но таким образом, чтобы она не соприкасалась с кислотой, и закрепить пробирку на приборе.

Вновь проверить прибор на герметичность и отметить уровень воды в бюретке (он может изменится!), записать в тетрадь.

Внимание! Металл должен начать реагировать с кислотой только после того как прибор вновь будет собран и проверен на герметичность.

Аккуратно постукивая по стенкам пробирки добиться того, чтобы металл опустился в кислоту.

Наблюдать взаимодействие металла с кислотой. Что происходит с уровнем воды в бюретке?

По окончании реакции, открепить воронку от штатива, привести воду в бюретке и воронке к одному уровню и отметить его.

Запись данных опыта и расчеты

Масса металла, г, $m =$

Начальный уровень воды в бюретке, мл, $V_1 =$

Конечный уровень воды в бюретке, мл, $V_2 =$

Объем выделившегося водорода, мл, $V(H_2) = V_2 - V_1 =$

Температура, °C, $t =$

Абсолютная температура, К, $T =$

Атмосферное давление, мм рт. ст., $p =$

Давление насыщенного водяного пара, мм рт. ст., $p(H_2O) =$

Парциальное давление водорода, мм рт. ст., $p(H_2) =$

Универсальная газовая постоянная, мл·мм рт.ст./моль·К, $R = 62400$

Произвести расчет эквивалентной массы металла двумя способами.

1 способ. Используя уравнение Менделеева-Клайперона

$$p(H_2) \cdot V(H_2) = \frac{m(H_2)}{M(H_2)} RT,$$

где $m(H_2)$ – масса выделившегося водорода, г;

$M(H_2)$ – молярная масса водорода, г/моль.

Из уравнения выражаем $m(H_2)$, находим массу выделившегося водорода и подставляем в математическое выражение закона эквивалентов:

$$\frac{m(Me)}{m_{\text{ЭКВ}}(Me)} = \frac{m(H_2)}{m_{\text{ЭКВ}}(H_2)},$$

где $m_{\text{ЭКВ}}(H_2)$ – эквивалентная масса водорода, г/моль;

$m_{\text{ЭКВ}}(Me)$ – эквивалентная масса металла, г/моль.

2 способ. Используя математическое выражение объединенного газового закона,

$$\frac{p(H_2) \cdot V(H_2)}{T} = \frac{p_0 \cdot V_0(H_2)}{T_0},$$

где p_0 – давление при нормальных условиях, мм рт.ст.;

T_0 – температура при нормальных условиях, К;

$V_0(H_2)$ – объем водорода, приведенный к нормальным условиям, мл.

Выражаем $V_0(H_2)$; приводим объем выделившегося водорода к нормальным условиям и подставляем в математическое выражение закона эквивалентов:

$$\frac{m(Me)}{m_{\text{ЭКВ}}(Me)} = \frac{V_0(H_2)}{V_{\text{ЭКВ}}(H_2)},$$

где $V_{\text{ЭКВ}}(H_2)$ – эквивалентный объем водорода, мл/моль, 11200

Зная, что валентность металла равна 2, рассчитать атомную массу металла и определить, какой это металл.

$$A_r = m_{\text{ЭКВ}} \cdot V$$

Рассчитать ошибку опыта; для этого определить теоретическую эквивалентную массу металла.

$$\text{Абсолютная ошибка} = |m_{\text{э}}(\text{теор.}) - m_{\text{э}}(\text{практич})| = [\text{г/моль}]$$

$$\text{Относительная ошибка} = \frac{\text{абсолютная ошибка}}{m_{\text{э}}(\text{теор})} * 100.$$

По результатам проведенного опыта заполнить пункты отчета «Наблюдения» и «Вывод».

Лабораторная работа № 3. «Определение энтальпии растворения соли»

Цель работы: формирование умений и навыков, основываясь на экспериментальных данных и используя закон кратных отношений, производить расчет тепловых эффектов химических реакций.

Задание и этапы работы

Подготовка к лабораторной работе

1. Прочсть теоретическое введение и порядок выполнения работы.
2. Оформить проект отчета по лабораторной работе (см. приложение 2).
3. Ознакомиться с устройством калориметра. Для чего используется калориметр?
4. Какую систему представляет собой калориметр (открытая, закрытая, изолированная)?

Порядок выполнения работы

Определение теплового эффекта растворения соли проводят в упрощенном калориметре, который представляет собой два сосуда, помещенные один в другой. Внутренний сосуд закрывается пробкой с термометром. Воздушная прослойка между двумя сосудами лишь в некоторой степени обеспечивает теплоизоляцию внутреннего сосуда от окружающей среды.

Во внутренний сосуд калориметра налить 25 мл дистиллированной воды.

Закреть сосуд пробкой с термометром и через некоторое время отметить температуру воды $t_{\text{нач}}$.

Получить навеску соли NH_4Cl массой 1 г.

Подготовить секундомер!

Аккуратно и быстро высыпать соль в воду, быстро закрыть пробкой и перемешать до полного растворения.

Включить секундомер и каждые 60 сек снимать показания термометра.

Запись экспериментальных данных и расчеты

По результатам опыта заполнить таблицу 2.

Зависимость температуры раствора от времени

Время от начала опыта, мин	0	1	2	3	4	5	6	7	8
Температура, °С									

Используя данные таблицы 2, построить график зависимости температуры от времени.

Пользуясь графиком, определить минимальную температуру опыта $t_{\text{мин}}$ методом экстраполяции.

Определить изменение температуры:

$$\Delta t = t_{\text{нач}} - t_{\text{мин}}$$

Произвести расчет энтальпии растворения безводного хлорида аммония:

$$\Delta H_{\text{практ.}} = - \frac{(m_{\text{соли}} + m_{\text{воды}}) \cdot \Delta t \cdot 4,184 \cdot M_{\text{соли}}}{1000 \cdot m_{\text{соли}}},$$

где $m_{\text{соли}}$ – масса соли, г;

$m_{\text{воды}}$ – масса воды, г;

$M_{\text{соли}}$ – молярная масса соли, г/моль;

4,184 – удельная теплоемкость раствора, равная теплоемкости воды, Дж/кг·К;

1000 – переводной коэффициент, Дж в кДж.

Рассчитать абсолютную и относительную ошибки опыта, если $\Delta H_{\text{теор}} = 16,5$ кДж/моль.

$$\text{Абсолютная ошибка} = \Delta H_{\text{теор}} - \Delta H_{\text{практ.}} = [\text{кДж/моль}].$$

$$\text{Относительная ошибка } \Delta\% = (\text{абсолютная ошибка} / \Delta H_{\text{теор.}}) \cdot 100.$$

По результатам проведенного опыта заполнить пункт отчета «Вывод».

Задания для самостоятельной работы

1. Какие вещества называются кристаллогидратами? Приведите примеры кристаллогидратов.
2. Расположите по увеличению количества серы сульфаты натрия, лития, бария, цезия, если их массы одинаковы.
3. В оксиде серы на 2 массовые части серы приходится 3 массовые части кислорода. Установить формулу вещества.
4. Какова формула соединения водорода с кислородом, если молярное соотношение Н:О = 1:1, а плотность его газа по водороду равна 17?
5. Определить формулу кристаллической соды, если при нагревании 286 г данной соли образовалось 106 г карбоната натрия.

6. Железо образует с кислородом три оксида. Один из них содержит 77,8% железа, другой – 70,0 и третий – 72,4%. Определите формулы оксидов.
7. Найти формулу кристаллогидрата сульфата алюминия, содержащего 48,6 масс % кристаллизационной воды.
8. Приведите определение понятий эквивалент и эквивалентная масса химического элемента и соединения.
9. Эквивалентная масса какого элемента равна 1?
10. Вычислите молярную массу эквивалента элемента, оксид которого содержит 22,2 % кислорода.
11. Чему равна молярная масса эквивалента ортофосфорной кислоты, если 1 моль H_3PO_4 провзаимодействовал с 1 моль гидроксида калия?
12. Молярная масса эквивалента металла равна 56,2 г/моль. Вычислите массовую долю металла в его оксиде.
13. Какой объем кислорода (н.у.) потребуется для реакции с 15 г элемента, имеющего молярную массу эквивалента 3 г/моль?
14. Как называются реакции, идущие с выделением тепла, с поглощением? Какой знак имеют значения изменения их энтальпии?
15. Почему энтальпия взаимодействия гидроксида натрия с различными сильными кислотами имеет одинаковое значение?
16. Почему процесс нейтрализации всегда происходит с выделением тепла, а растворение твердых солей не всегда?

Тема 1.3. Химическая кинетика. Химическое равновесие

Теоретический материал, необходимый для выполнения лабораторной работы

Скорость реакции. Химические реакции очень сильно отличаются по скорости протекания. Например, взаимодействие водорода с хлором на свету происходит мгновенно (взрыв), а коррозия металлов длится годами. Скорость и механизм химических реакций изучает химическая кинетика.

В химической кинетике реакции подразделяются на простые и сложные. Простые реакции протекают без образования промежуточных соединений (в одну стадию), а сложные – с образованием промежуточных продуктов (в несколько стадий). Каждая стадия сложной реакции может рассматриваться как простая реакция. Среди последовательных стадий сложной реакции всегда имеется одна стадия, которая ограничивает скорость протекания всей реакции в целом. Она называется лимитирующей стадией сложной химической реакции.

Скорость реакции зависит от концентрации взаимодействующих веществ, эта зависимость устанавливается законом действующих масс для скорости реакций. Согласно этому закону, для реакции, протекающей по уравнению

$aA + bB = \text{Продукты}$ скорость реакции определяется выражением

$$V = k \cdot [A]^a \cdot [B]^b$$

в котором k – константа скорости реакции;

$[A]$ и $[B]$ – молярные концентрации реагентов;

a и b – стехиометрические коэффициенты.

Для простых реакций частные порядки совпадают с коэффициентами перед реагентами в химическом уравнении реакции, а общий порядок равен сумме коэффициентов в левой части уравнения реакции.

Для сложной реакции общий кинетический порядок не совпадает с коэффициентами перед реагентами, но совпадает с порядком её лимитирующей стадии. Иногда порядок сложной реакции выражается не целым, а дробным числом.

Химическое равновесие. В химической термодинамике состояние равновесия определяется как такое состояние, при котором реагирующая система характеризуется нулевым значением энергии Гиббса: $\Delta G_T = 0$. Но переход системы в состояние химического равновесия не означает прекращения реакции, а свидетельствует лишь о том, что перестают изменяться концентрации реагирующих веществ и продуктов.

В химической кинетике состоянием химического равновесия называется такое состояние, при котором скорость прямой реакции становится равной скорости обратной. В состоянии равновесия сколько молекул (или других частиц) продукта реакции в единицу времени образуется, столько их и разлагается, т.е. химическое равновесие является динамическим, или подвижным. Таким образом, в состоянии химического равновесия концентрации всех веществ (реагентов и продуктов) являются постоянными и не изменяются до тех пор, пока не изменятся внешние условия проведения реакции.

Концентрации реагентов (исходных веществ) и продуктов в состоянии химического равновесия называются *равновесными*.

Признаки химического равновесия следующие: 1) состояние системы не зависит от того, с какой стороны она подходит к равновесию – со стороны исходных веществ или со стороны продуктов реакции; 2) состояние системы остается неизменным при отсутствии внешних воздействий; 3) оно изменяется при изменении внешних условий, сколь бы малы они ни были.

Частное от деления произведения равновесных концентраций в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам, продуктов реакции на

произведение равновесных концентраций исходных веществ в соответствующих степенях является величиной постоянной при данной температуре и давлении (закон действующих масс для химического равновесия). Эта величина называется *константой равновесия* и обозначается символом K .

Для уравнения реакции в общем виде:

$aA + bB = cC + dD$ константа равновесия записывается так:

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

где $[A]$, $[B]$, $[C]$, $[D]$ – равновесные концентрации веществ A , B , C , D ; a , b , c , d – показатели степени, в которые возводятся концентрации веществ и которые численно равны коэффициентам перед формулами веществ в уравнении реакции.

Данное математическое уравнение является выражением закона действующих масс для химического равновесия.

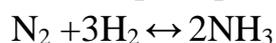
Константа равновесия определяет полноту протекания реакции к моменту достижения равновесного состояния: чем больше значение константы равновесия, тем в большей степени в равновесной реакционной смеси преобладают продукты реакции, тем больше их выход.

При изменении условий, в которых находится система (температуры, давления, концентрации), химическое равновесие нарушается. Через некоторое время в системе устанавливается новое химическое равновесие, соответствующее новым условиям. Переход из одного равновесного состояния в другое называется сдвигом или смещением равновесия.

Направление смещения равновесия в результате изменения внешних условий определяется *принципом Ле Шателье*: если находящаяся в равновесии система подвергается внешнему воздействию, равновесие смещается в том направлении, которое способствует ослаблению этого воздействия.

Рассмотрим, как влияет на направление смещения равновесия повышение или понижение давления, температуры и концентрации веществ, участвующих в реакции.

Давление. Давление влияет на равновесие обратимых реакций с участием газообразных веществ. При повышении давления равновесие смещается в направлении образования веществ с меньшим объемом; при понижении давления равновесие смещается в направлении образования веществ с большим объемом. Например, в реакции синтеза аммиака



объем продукта в два раза меньше объема реагентов. Поэтому равновесие этого обратимого процесса при увеличении давления смещается в сторону образования NH_3 , а при уменьшении давления – в сторону его разложения.

Температура. При повышении температуры химическое равновесие смещается в направлении эндотермической реакции, а при понижении температуры – в направлении экзотермической реакции. Например, та же реакция синтеза аммиака является экзотермической. Поэтому при повышении температуры её равновесие смещается в левую сторону (аммиак разлагается), а при понижении – направо (аммиак образуется).

Концентрация. При повышении концентрации одного из исходных веществ равновесие смещается в направлении образования продуктов реакции; при повышении концентрации одного из продуктов реакции равновесие смещается в направлении образования реагентов.

В качестве примера рассмотрим контактный метод получения серной кислоты:



в котором желательно возможно более полное превращение оксида серы (IV) в оксид серы SO_3 (VI) в первой (обратимой) реакции. Для увеличения выхода SO_3 можно увеличить концентрацию SO_2 в исходной реакционной смеси. Однако это нерентабельно и экологически вредно, так как избыток SO_2 будет выбрасываться в атмосферу. Поэтому реакцию проводят при избытке воздуха, обогащенного кислородом. В результате достигается смещение равновесия вправо, то есть более полное превращение SO_2 в SO_3 .

В ионообменных реакциях между растворенными веществами равновесие смещается в сторону образования осадков, газов или слабых электролитов. Если такие вещества находятся в обеих частях уравнения реакции, то вопрос о смещении равновесия решается расчетом константы равновесия.

Литература [1, 2, 4]

Лабораторная работа № 4. «Скорость химических реакций и химическое равновесие»

Цель работы: формирование умений и навыков изучения факторов, влияющих на кинетику химических реакций и факторы, влияющих на смещение химического равновесия; экспериментальным путем подтвердить действие закона действующих масс и принцип Ле Шателье.

Опыт 1. Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость реакции в гомогенной системе

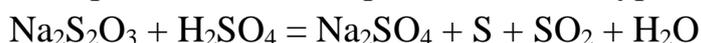
Задание и этапы работы

Подготовка к лабораторной работе

1. Прочсть теоретическое введение и порядок выполнения опыта.
2. Оформить проект отчета по опыту лабораторной работы (см. приложение 2)
3. Записать уравнение химической реакции, лежащей в основе опыта и математическое выражение закона действующих масс применительно к рассматриваемой реакции!
4. Предположить, какой визуальный признак будет свидетельствовать о появлении в системе продуктов реакции (осадок, газ, изменение цвета)

Порядок выполнения работы

В данном опыте рассматривается реакция взаимодействия тиосульфата натрия с серной кислотой, протекающая по уравнению:



Приготовить три пробирки с раствором тиосульфата натрия различной концентрации, воспользовавшись данными таблицы 3.

Таблица 3

Пробирки	Число капель раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Число капель H_2O	Концентрация раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$
1-я пробирка	5	10	C
2-я пробирка	10	5	2C
3-я пробирка	15	0	3C

Пробирки с приготовленными растворами встряхнуть.

Приготовить секундомер!

В первую пробирку добавить 1 каплю раствора серной кислоты, включить секундомер и измерить время до появления в растворе заметной опалесценции.

Отметить время реакции в лабораторном журнале.

То же самое последовательно проделать со второй и третьей пробирками.

Запись экспериментальных данных и расчеты

По результатам опыта заполнить таблицу 4.

Построить график зависимости скорости реакции от концентрации реагирующих веществ.

Таблица 4

Пробирки	Время протекания реакции t, сек	Скорость реакции $1/t \cdot 10^{-2}$, усл. ед.
1-я пробирка		
2-я пробирка		
3-я пробирка		

По результатам проведенного опыта и расчетам заполнить пункт отчета «Вывод».

Опыт 2. Влияние концентрации веществ-участников реакции на смещение химического равновесия

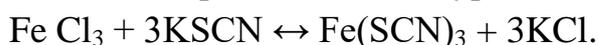
Задание и этапы работы

Подготовка к лабораторной работе

1. Прочсть теоретическое введение и порядок выполнения опыта.
2. Оформить проект отчета по опыту лабораторной работы (см. приложение 2).
3. Написать математическое выражение константы равновесия применительно к рассматриваемой в опыте реакции!
4. Воспользовавшись принципом Ле Шателье, указать в каком направлении сместится равновесие (карандашом заполнить последний столбец таблицы 5).

Порядок выполнения работы

В опыте рассматривается реакция взаимодействия хлорида железа (III) и роданида калия, протекающая по уравнению:



В четыре пробирки внести по 3–4 капли **разбавленных** растворов хлорида железа (III) и роданида калия. Содержимое пробирок тщательно перемешать. Одну пробирку оставить для сравнения результатов опыта. В остальные три пробирки добавить **концентрированные** реактивы, указанные в таблице 5.

Таблица 5

Пробирки	Добавляемый реактив	Изменение интенсивности окраски	Направление смещения равновесия
1-я пробирка	FeCl_3		
2-я пробирка	KSCN		
3-я пробирка	KCl		

По результатам опыта заполнить вышеприведенную таблицу и пункт отчета «Вывод».

Опыт 3. Влияние среды раствора на смещение равновесия при переходе хромат-иона в дихромат-ион

Задание и этапы работы

Подготовка к лабораторной работе

1. Прочитать теоретическое введение и порядок выполнения работы.
2. Оформить проект отчета по опыту лабораторной работы (см. приложение 2).
3. Используя учебную литературу, указать окраску хромат-иона и дихромат-иона.
4. Написать молекулярное уравнение реакции перехода хромат-иона в дихромат-ион, используя приведенные ниже ионные уравнения.
5. Написать выражение константы равновесия применительно к рассматриваемой в опыте реакции!
6. Воспользовавшись принципом Ле Шателье, указать при каких условиях и в каком направлении сместится равновесие.

Порядок выполнения работы

Хром в шестивалентном состоянии образует два аниона: хромат-ион CrO_4^{2-} и дихромат-ион $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$. Их существование определяется наличием щелочной ($\text{pH} > 7$) или кислой ($\text{pH} < 7$) среды.

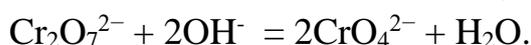
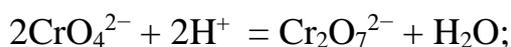
В две пробирки внести по 3 капли раствора хромата калия (K_2CrO_4) и добавить несколько капель раствора серной кислоты до изменения окраски раствора.

Одну пробирку оставить для сравнения, а в другую добавить раствор щелочи до изменения окраски раствора.

Повторить опыт, взяв в двух пробирках исходным веществом дихромат калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

Одну пробирку оставить для сравнения, а в другую добавить раствор щелочи до изменения окраски раствора.

Описать наблюдения. Написать молекулярные уравнения перехода хромата в дихромат и обратного процесса, используя следующие ионные уравнения:



Сделать вывод о влиянии среды на образование хроматов и дихроматов.

Опыт 4. Смещение равновесия при образовании нерастворимых веществ

Задание и этапы работы

Подготовка к лабораторной работе

1. Прочсть теоретическое введение и порядок выполнения работы.
2. Оформить проект отчета по опыту лабораторной работы (см. приложение 2)
3. Написать ионные и молекулярные уравнения реакций образования осадка $Mg(OH)_2$ и его растворения в результате взаимодействия с соляной кислотой и хлоридом аммония.
4. Написать выражение константы равновесия применительно к рассматриваемой в опыте реакции!
5. Воспользовавшись принципом Ле Шателье, указать при каких условиях и в каком направлении сместится равновесие.

Порядок выполнения работы

В три пробирки внести по 3 капли хлорида магния и по каплям медленно добавлять в каждую пробирку щелочь NaOH до образования осадка.

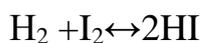
Хорошо перемешать полученную суспензию палочкой.

Одну пробирку оставить для сравнения, во вторую добавить соляную кислоту, а в третью прилить насыщенный раствор NH_4Cl до растворения осадка.

Сделать вывод об условиях и направлении смещения химического равновесия в обратимых реакциях ионного обмена в растворах электролитов.

Задания для самостоятельной работы

1. Напишите выражение для константы равновесия реакции



Как изменится константа равновесия при увеличении концентрации продукта реакции (иодоводорода) в 2 раза?

2. Для реакции

$Na_2CO_3(к) + CO_2(г) + H_2O(г) \leftrightarrow 2 NaHCO_3(к)$ записать выражение для константы равновесия.

3. Как повлияет на равновесие обратимой реакции $Fe_2O_3(к) + 3CO(г)_2 \leftrightarrow Fe(к) + 3CO_2(г)$ увеличение давления?

4. Как повлияет на равновесие обратимой реакции $CaCO_3(к) \leftrightarrow CaO(к) + CO_2(г)$; $\Delta H^\circ = 171,4$ кДж повышение температуры?

5. Какие условия (температура, давление, концентрации участников реакции, катализатор) необходимы для повышения выхода хлора по обратимой реакции $4HCl(г) + O_2(г) \leftrightarrow 2Cl_2(г) + 2H_2O(г)$; $\Delta H^\circ = -116,4$ кДж

Тема 1.4. Растворы: классификация, способы выражения концентрации

Теоретический материал, необходимый для выполнения лабораторной работы

В химической практике, а также в быту часто возникает необходимость в приготовлении растворов различной концентрации. Способов приготовления растворов много, но каждый из них обладает своими преимуществами и недостатками.

Например, приготовление раствора по «правилу креста» не требует сложных расчетов, но довольно велика относительная погрешность приготовления (до 10 %).

Раствор можно приготовить с помощью фиксанала. Фиксанал – это герметично запаянная стеклянная ампула с точно взятой навеской сухого вещества или точным объемом кислоты. В этом случае достигается самая высокая точность концентрации приготовления, но из-за высокой стоимости фиксаналов растворы на их основе готовят в редких случаях – для проведения особо точных анализов.

Наиболее оптимальным является способ, когда более концентрированный раствор разбавляют водой до заданной концентрации. Это простой способ, позволяющий готовить растворы с довольно высокой точностью.

Для приготовления раствора необходимо знание различных способов выражения концентрации и умение переходить от одного способа к другому.

Наиболее распространены пять **способов выражения концентрации растворов**:

1) **массовая доля растворенного вещества** – масса растворенного вещества, содержащаяся в 100 массовых частях раствора;

2) **молярная концентрация** – количество вещества в одном литре раствора;

3) **молярная концентрация эквивалента** (эквивалентная концентрация) – количество эквивалентных масс вещества в одном литре раствора;

4) **моляльность** – количество вещества в одном килограмме растворителя;

5) **титр** – масса растворенного вещества в одном мл (см^3) раствора.

При переходе от массовой доли и моляльности к остальным способам выражения концентрации необходимо знать плотность раствора, которая определяется опытным путем с помощью ареометра.

Ареометр – это прибор для измерения плотности жидкостей. Он представляет собой запаянную стеклянную трубку с грузом на конце и со шкалой. Шкала градуирована в единицах плотности ($\text{кг}/\text{м}^3$ или $\text{г}/\text{л}$).

Когда ареометр погружен в жидкость, то уровень её поверхности совпадает с тем делением на шкале, которое указывает плотность этой жидкости. Зная плотность раствора, можно в справочной литературе найти массовую долю растворенного вещества.

Литература [2, 3]

Лабораторная работа № 5. «Приготовление раствора заданной концентрации»

Цель работы: формирование умений и навыков приготовления раствора с заданной массовой долей растворенного вещества; проверка правильности приготовления раствора, измерения его плотности.

Задание и этапы работы

Подготовка к лабораторной работе

1. Прочитать теоретическое введение и порядок выполнения работы.
2. Оформить проект отчета по опыту лабораторной работы (см. приложение 2)
3. Получить задание по приготовлению раствора у преподавателя.
4. Рассчитать объем воды и массу соли, которые понадобятся для приготовления заданного раствора.

Порядок выполнения работы

Используя мерный цилиндр, отмерить необходимый объем воды и вылить ее в химический стакан.

На электронных весах взвесить соль.

Всыпать соль в стакан с водой, постоянно перемешивая ее стеклянной палочкой. Убедиться в том, что вся соль полностью растворилась.

Проверить правильность приготовления раствора. Для этого небольшое количество раствора налить в мерный цилиндр и аккуратно поместить в него ареометр.

Отметить плотность приготовленного раствора $\rho_{\text{практ.}}$; сравнить ее с теоретическим значением плотности раствора указанной концентрации $\rho_{\text{теор.}}$.

Запись экспериментальных данных и расчеты

Рассчитать абсолютную и относительную ошибки опыта:

Абсолютная ошибка = $\rho_{\text{теор.}} - \rho_{\text{практ.}}$ = [г/мл],

Относительная ошибка $\Delta\%$ = (абсолютная ошибка / $\rho_{\text{теор.}}$) · 100.

По результатам проведенного опыта произвести расчет молярной, моляльной, нормальной концентраций и титра раствора, используя теоретическое значение его плотности (в лабораторной тетради!).

Заполнить пункт отчета «Вывод».

Задания для самостоятельной работы

1. Приведите формулы для вычисления всех способов выражения концентрации растворов: массовой доли, молярной, эквивалентной, моляльности, титра и мольной доли растворённого вещества.

2. Выведите формулы перехода от молярной концентрации к массовой доле растворенного вещества, моляльности и титру раствора.

3. Рассчитайте объем раствора гидроксида натрия с плотностью 1,15 г/мл, необходимый для приготовления 250 мл 0,08 М раствора.

4. Для нейтрализации 10 мл раствора гидроксида бария израсходовано 7 мл 0,1 н. азотной кислоты. Определите молярную концентрацию гидроксида бария.

5. Выведите математическое выражение закона химических эквивалентов применительно к растворам.

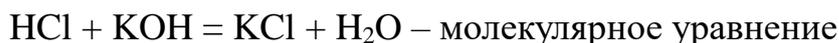
6. Выведите математическое выражение для расчета массы растворенного вещества, если известны его массовая доля, объём и плотность раствора.

6. Выведите математическое выражение для расчета массы растворенного вещества в любом объёме раствора при известной молярной концентрации раствора.

Тема 1.5. Электролитическая диссоциация. Водородный показатель

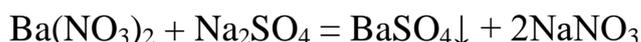
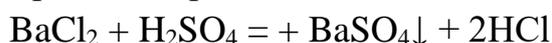
Теоретический материал, необходимый для выполнения лабораторной работы

Ионно-обменные реакции. В растворах электролитов реакции протекают между ионами, поэтому сущность протекающих процессов наиболее полно выражается при записи их уравнений в ионно-молекулярном виде. В таких уравнениях слабые электролиты, малорастворимые соединения и газы записываются в молекулярной форме, а сильные электролиты – в виде ионов. Например, реакции нейтрализации записываются так:

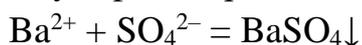


из которого следует, что сущность этого процесса сводится к образованию из ионов водорода и гидроксид-ионов слабого электролита – воды.

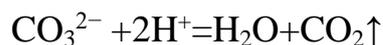
Уравнения реакций:



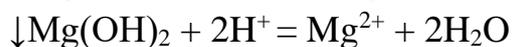
сводятся к одному и тому же процессу образования малорастворимого вещества – сульфата бария:



Эти примеры показывают, что ионообменные реакции в растворах электролитов протекают в направлении связывания ионов, приводящего к образованию малорастворимых веществ (осадков или газов) или молекул слабых электролитов:



В тех случаях, когда малорастворимые вещества или слабые электролиты имеются как среди исходных веществ, так и среди продуктов реакции, равновесие смещается в сторону образования наименее растворимых или наименее диссоциирующих веществ. Например:



Водородный показатель. Большинство реакций, применяемых в анализе, протекают в водных растворах. Вода относится к слабым электролитам и, хотя в незначительной степени, но подвергается ионизации:



Процесс ионизации воды характеризуется константой ионизации (диссоциации):

$$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] / [\text{H}_2\text{O}] = K(\text{H}_2\text{O}) \quad (1)$$

Преобразуем это уравнение:

$$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = K(\text{H}_2\text{O}) \cdot [\text{H}_2\text{O}] \quad (2)$$

В приведенном уравнении $[\text{H}_2\text{O}]$ (при постоянной температуре) можно считать практически постоянной. Следовательно, правая часть уравнения (2), а значит, и произведение $[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$ – величина постоянная. Её называют ионным произведением воды и обозначают K_w :

$$K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] \quad (3)$$

При температуре 25°C в чистой воде $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$ моль/л, следовательно $K_w = 10^{-7} \cdot 10^{-7} = 10^{-14}$.

При повышении температуры K_w быстро увеличивается. Смысл уравнения (3) заключается в следующем: как бы, не изменялась, концентрация ионов H^+ и OH^- , их произведение $[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$ в любом водном растворе сохраняет постоянное значение равное 10^{-14} при 25°C .

Вместо концентрации $[\text{H}^+]$ удобнее пользоваться отрицательным десятичным логарифмом из этой величины – *водородным показателем* (pH).

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] \quad (4)$$

Кроме водородного показателя (рН) при расчетах широко используют и гидроксильный показатель (рОН) и прологарифмированный показатель ионного произведения воды

$$pOH = -\lg[OH^-],$$

$$pK_w = -\lg K_w,$$

$$pK_w = pH + pOH.$$

$$pH + pOH = 14.$$

В кислых растворах $pH < 7$, слабокислых $pH \leq 7$, щелочных растворах $pH > 7$, слабощелочных ≥ 7 , нейтральных растворах $pH = 7$.

Для измерения значения рН пользуются различными методами. Качественно же реакцию раствора можно определить с помощью специальных индикаторов, меняющих свою окраску в зависимости от концентрации водородных ионов. Такими индикаторами являются кислотно-щелочные индикаторы, которые реагируют на изменение рН среды

Кислотно-щелочные индикаторы в подавляющем большинстве являются красителями или другими органическими соединениями, молекулы которых претерпевают структурные изменения в зависимости от реакции среды. Ими пользуются в титриметрическом анализе при реакциях нейтрализации, а также для колориметрического определения рН.

Лабораторная работа № 6. «Электролитическая диссоциация»

Цель работы: формирование навыков и умений в изучении свойств неорганических веществ в свете теории электролитической диссоциации.

Опыт 1. Характер диссоциации гидроксидов

Задание и этапы работы

Подготовка к лабораторной работе

1. Прочсть теоретическое введение и порядок выполнения работы.
2. Оформить проект отчета по опыту лабораторной работы (см. приложение 2)
3. Написать уравнения получения гидроксидов магния, кремния, алюминия (оформить как ионно-обменные реакции – молекулярное уравнение, полное ионное и сокращенное ионное уравнения).
4. В таблице 6 указать характер свойств каждого из гидроксидов (кислотный, амфотерный, основной).
5. Написать уравнения диссоциации гидроксидов в таблице 6.
6. Написать уравнения взаимодействия каждого из гидроксидов с кислотой и щелочью (оформить как ионно-обменные реакции – молекулярное уравнение, полное ионное и сокращенное ионное уравнения).

Порядок выполнения работы

Получить гидроксиды магния (1-я и 2-я пробирки), алюминия (3-я и 4-я пробирки) и кремния (5-я и 6-я пробирки) – по два каждого из гидроксидов.

Для этого взять шесть пробирок и внести по 3–4 капли 0,5н растворов:

в первую и вторую – хлорид магния; в третью и четвертую – хлорид алюминия;

в пятую и шестую – силикат натрия.

Прибавить в пробирки:

в первую и вторую – 3–4 капли едкого натра; во третью и четвертую – 1–2 капли едкого натра;

в пятую и шестую – 3–4 капли соляной кислоты.

Отметить образование и цвет осадков, внести в пункт отчета «Наблюдения».

Исследовать свойства полученных гидроксидов (кислотные, основные, амфотерные); для этого определить их отношение к кислотам и щелочам. К полученному в двух пробирках гидроксиду магния, прибавить: в первую пробирку 3–4 капли раствора едкого натра, во вторую – 3–4 капли раствора соляной кислоты.

Отметить в каком случае осадок растворился. Аналогичным образом исследовать гидроксиды алюминия и кремния.

По результатам опыта заполнить 2 и 3 столбцы таблицы 6.

Таблица 6

Название и формула гидроксида	Отношение гидроксида (растворяется/не растворяется)		Характер свойств	Уравнение диссоциации (только 1 степень)
	к щелочи	к кислоте		
1	2	3	4	5

По результатам проведенного опыта заполнить пункты отчета «Наблюдения» и «Вывод».

Опыт 2. Сравнение химической активности кислот. Взаимодействие мрамора с соляной и уксусной кислотой

Задание и этапы работы

Подготовка к лабораторной работе

1. Прочитать теоретическое введение и порядок выполнения работы.
2. Оформить проект отчета по опыту лабораторной работы (см. приложение 2)
3. Написать ионно-обменные реакции взаимодействия мрамора с уксусной и соляной кислотами. Какая из исследуемых кислот является сильным электролитом?
4. Оценить по сокращенному ионному уравнению, концентрация какого иона будет определять скорость этих реакций в соответствии с законом действующих масс.
5. Рассчитать концентрацию ионов водорода в 2н растворе соляной и 2н растворе уксусной кислоты и внести расчеты в проект отчета по л/р.

Порядок выполнения работы

Взять две пробирки и внести в них по маленькому кусочку мрамора.

Добавить в первую пробирку 5-6 капель раствора соляной кислоты, во вторую – 5-6 капель уксусной кислоты.

Отметить выделение газа. Сравнить интенсивность выделения газа в пробирках.

По результатам проведенного опыта заполнить пункты отчета «Наблюдения» и «Вывод»

Опыт 3. Влияние соли слабой кислоты на диссоциацию этой кислоты

Задание и этапы работы

Подготовка к лабораторной работе

1. Прочитать теоретическое введение и порядок выполнения работы.
2. Оформить проект отчета по опыту лабораторной работы (см. приложение 2).
3. Ознакомиться с основными кислотно-основными индикаторами.
4. Написать уравнение диссоциации уксусной кислоты.
5. Написать уравнение диссоциации ацетата натрия.
6. Воспользовавшись справочными данными приложения 3, указать область перехода и изменение окраски для используемого в работе индикатора.
7. Какие ионы в растворе влияют на изменение и интенсивность окраски индикатора?

8. Пользуясь принципом Ле Шателье, укажите, в каком направлении сместится равновесие в системе после добавления ацетата натрия. Как при этом изменится интенсивность окраски индикатора?

Порядок выполнения работы

В две пробирки внести по 5-6 капель раствора уксусной кислоты.

В каждую пробирку добавить по 1 капле индикатора – метилового оранжевого.

Отметить цвет индикатора в растворе кислоты.

Одну пробирку оставить в качестве контрольной, а в другую внести ацетат натрия.

Сравнить окраску полученного раствора с контрольной пробиркой.

По результатам проведенного опыта заполнить пункты отчета «Наблюдения» и «Вывод».

Опыт 4. Влияние соли слабого основания на диссоциацию этого основания

Задание и этапы работы

Подготовка к лабораторной работе

1. Прочитать теоретическое введение и порядок выполнения работы.
2. Оформить проект отчета по опыту лабораторной работы (см. приложение 2)
3. Написать уравнение диссоциации гидрата аммиака.
4. Написать уравнение диссоциации хлорида аммония.
5. Воспользовавшись справочными данными приложения 2, указать область перехода и изменение окраски для используемого в работе индикатора.
6. Какие ионы влияют на изменение и интенсивность окраски индикатора?
7. Пользуясь принципом Ле Шателье, укажите, в каком направлении
8. сместится равновесие в системе после добавления хлорида аммония. Как изменится окраска индикатора?

Порядок выполнения работы

В две пробирки внести по 5-6 капель раствора аммиака.

В каждую пробирку добавить по 1 капле индикатора – фенолфталеина.

Отметить цвет индикатора в растворе кислоты.

Одну пробирку оставить в качестве контрольной, а в другую внести хлорид аммония.

Сравнить окраску полученного раствора с контрольной пробиркой.

По результатам проведенного опыта заполнить пункты отчета «Наблюдения» и «Вывод».

Лабораторная работа 7. «Определение рН среды. Индикаторы»
Опыт 1. Окраска некоторых индикаторов в различных средах

Цель работы: формирование умений и навыков в определении водородного показателя в растворах различных соединений.

Задание и этапы работы

Подготовка к лабораторной работе

1. Прочитать теоретическое введение и порядок выполнения работы.
2. Оформить проект отчета по опыту лабораторной работы (см. приложение 2).
3. Используя теоретическое введение к данной теме, ознакомиться с принципом работы кислотно-основных индикаторов.
4. В проект отчета внести таблицу 7 и, используя справочные данные приложения 3, указать в ней значения рН, которые соответствуют областям перехода исследуемых индикаторов.

Порядок выполнения работы

Определить окраску в кислой, нейтральной и щелочной средах для следующих индикаторов:

метилоранжа;
метилового красного;
лакмуса;
фенолфталеина.

Для этого взять 12 пробирок разместить их в штативе таким образом, чтобы получить 3 секции (соответствуют трем характерам среды) по 4 пробирки (по одной для каждого из четырех индикаторов)

В первые четыре пробирки внести 6–7 капель 0,1н раствора соляной кислоты; в другие четыре пробирки – 6–7 капель дистиллированной воды; в последние четыре пробирки – 6–7 капель 0,1н раствора едкого натра

В каждую из 4 пробирок внести поочередно указанные индикаторы:

1 каплю метилоранжа;
1 каплю метилового красного;
3–4 капли лакмуса;
1 каплю фенолфталеина.

Отметить окраску индикаторов в каждой из трех сред и внести в таблицу.

Таблица 7

Название индикатора	рН области перехода	Окраска индикатора		
		в кислой среде	в нейтрал. среде	в щелочной среде
Метилоранж				
Метиловый красный				
Лакмус				
Фенолфталеин				

По результатам проведенного опыта завершить заполнение таблицы и заполнить пункт отчета «Вывод».

Опыт 2. Определение pH раствора с применением набора индикаторов

Задание и этапы работы

Подготовка к лабораторной работе

1. Прочитать теоретическое введение и порядок выполнения работы.
2. Оформить проект отчета по опыту лабораторной работы (см. приложение 2).
3. В лабораторный журнал перенести таблицу «Области перехода некоторых индикаторов» (см. Приложение 2) и таблицу 8 для работы с исследуемым раствором.

Порядок выполнения работы

Получить у преподавателя исследуемый раствор. Взять чистую пробирку, внести в нее 3-4 капли раствора и добавить раствор лакмуса. Отметить окраску раствора в лабораторном журнале и сделать вывод о характере среды исследуемого раствора, учитывая область перехода лакмуса:

- красный, $\text{pH} \leq 5$, среда кислая;
- фиолетовый, $5 < \text{pH} < 8$, среда нейтральная;
- синий, $\text{pH} \geq 8$, среда щелочная.

Если лакмус покажет кислую реакцию раствора, уточнить pH, пользуясь данными справочной таблицы «Области перехода некоторых индикаторов» следующим образом.

Взять в другую пробирку 3-4 капли исследуемого раствора и добавить каплю метилового красного. При появлении оранжевой окраски можно считать $\text{pH} \approx 5$ (в области перехода индикатора). Красная окраска раствора покажет, что $\text{pH} \leq 4,4$.

В этом случае продолжить уточнение. Для этого взять снова в чистую пробирку 3-4 капли исследуемого раствора и добавить каплю метилоранжа. Если окраска раствора будет оранжево-желтой, это значит, что $\text{pH} \geq 4,4$.

Объединяя наблюдения с метилоранжем и метиловым красным, считать, что pH раствора 4,4. Если с метилоранжем раствор окрасится в красный цвет – следовательно его $\text{pH} \leq 3,1$.

В этом случае к новой порции раствора добавить тимоловый синий. Появление желтой окраски укажет, что $\text{pH} > 2,8$.

Объединяя наблюдения с метилоранжем и тимоловым синим, делаем вывод, что $3,1 > \text{pH} > 2,8$ и принимаем, что $\text{pH} = (3,1 + 2,8)/2 = 2,95$.

Все наблюдения и выводы по значениям pH занести в таблицу 8.

Таблица 8

№ пробирки	Индикатор	Окраска	Рн
1	Лакмус		

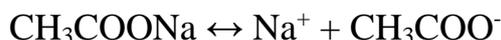
По результатам проведенного опыта заполнить пункт отчета «Вывод».

Тема 1.6. Гидролиз солей. Произведение растворимости

Теоретический материал, необходимый для выполнения лабораторной работы

Гидролиз солей. При растворении солей в воде, наряду с процессами электролитической диссоциации с образованием гидратированных ионов, протекают реакции взаимодействия ионов соли с водой их гидратных оболочек. Этот процесс называется *гидролизом солей*. В результате гидролиза смещается равновесие электролитической диссоциации воды, приводящее к изменению рН среды, которое можно определить с помощью индикаторов.

Например, при растворении ацетата натрия среда становится щелочной в результате протекания следующих процессов:



Изменение водородного показателя рН при растворении соли является основным признаком, указывающим на протекание гидролиза.

Гидролиз является результатом поляризационного взаимодействия ионов с их гидратной оболочкой. Чем сильнее поляризующее действие ионов и больше их поляризуемость, тем в большей степени протекает гидролиз. Сильное поляризующее действие оказывают небольшие по размеру многозарядные ионы; обычно это катионы слабых оснований. Сильно поляризуются большие по размерам анионы – кислотные остатки слабых кислот.

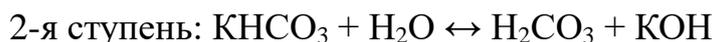
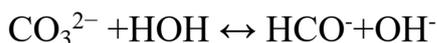
Различают несколько типов гидролиза солей.

1. Соли, образованные сильными основаниями (щелочами) и сильными кислотами, не подвергаются гидролизу. Растворы таких солей (NaCl , KNO_3 , $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ и др.) имеют нейтральную среду ($\text{pH} \approx 7$).

2. Соли, образованные сильными основаниями и слабыми кислотами, гидролизуются по аниону, так как анион образует с ионами водорода слабую кислоту. Среда раствора в этом случае щелочная ($\text{pH} > 7$):



Соли этого типа, образованные многоосновными кислотами, гидролизуются ступенчато, например:

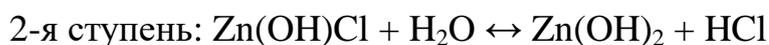
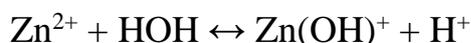


причем гидролиз идет в основном по первой ступени.

3. Соли, образованные слабыми основаниями и сильными кислотами, гидролизуются по катиону, так как катион образует с гидроксид-ионами слабое основание. Среда раствора в этом случае кислая ($\text{pH} < 7$).

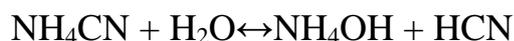


Соли этого типа, образованные многокислотными основаниями, гидролизуются ступенчато, например:



причем гидролиз идет в основном по первой ступени.

4. Соли, образованные слабыми основаниями и слабыми кислотами, гидролизуются и по катиону и по аниону, например:



При этом pH среды зависит от силы образующихся слабых кислот и оснований (обычно pH равен 6–8). Такие соли гидролизуются в большей степени, чем рассмотренные в п. п. 2 и 3. Гидролиз таких солей происходит практически необратимо, если выделяется газ или осадок либо если то и другое образуется одновременно, например:



Произведение растворимости. Твердые вещества характеризуются различной растворимостью в воде. Наряду с хорошо растворимыми веществами существуют малорастворимые и практически нерастворимые. Однако абсолютно нерастворимых веществ в природе нет. Любое вещество, хотя бы в ничтожной степени, но все же обладает растворимостью.

Растворимость вещества оценивается по концентрации его насыщенного раствора. Концентрация насыщенного раствора малорастворимого или практически нерастворимого вещества очень мала, т.е. раствор очень разбавлен. Если растворенное вещество является электролитом, то оно в очень разбавленном растворе практически нацело диссоциировано на ионы (в соответствии с законом разбавления Оствальда).

Рассмотрим равновесие между твердым осадком малорастворимой соли, например AgCl , и её ионами в растворе:



Уравнение для константы равновесия имеет вид:

$$K = \frac{[\text{Ag}^+] \cdot [\text{Cl}^-]}{[\text{AgCl}_{тв}]}$$

Концентрация твердой фазы $[\text{AgCl}_{(тв)}]$, как величина постоянная, из выражения для константы равновесия исключается. Тогда константа равновесия определяется только произведением концентраций ионов $[\text{Ag}^+]$ и $[\text{Cl}^-]$ и называется *произведением растворимости* (ПР):

$$\text{ПР}(\text{AgCl}) = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$$

В общем виде для соединения A_mB_n

$$\text{ПР} = [\text{A}^{n+}]^m[\text{B}^{m-}]^n$$

Величина произведения растворимости характеризует растворимость малорастворимых и практически нерастворимых веществ (электролитов) при постоянной температуре. Значения ПР приведены в справочных таблицах приложения 2. Если в растворе находятся катионы нескольких различных металлов, то их можно перевести в осадок последовательно один за другим, связывая в малорастворимые или практически нерастворимые вещества с различными значениями ПР. Такая операция называется *дробным осаждением*; она применяется для разделения и очистки веществ, при их синтезе и анализе.

Литература [4, 5]

Лабораторная работа 8. «Гидролиз солей»

Цель работы: формирование умений и навыков в исследовании процесса гидролиза для разных типов солей; установить факторы, влияющие на процесс гидролиза; исследовать процесс совместного необратимого гидролиза двух солей.

Опыт 1. Реакция среды в растворах различных солей

Задание и этапы работы

Подготовка к лабораторной работе

1. Прочитать теоретическое введение и порядок выполнения работы.
2. Оформить проект отчета по опыту лабораторной работы (см. приложение 2).

3. Написать уравнения гидролиза рассматриваемых в опыте солей (молекулярное и ионные). Если гидролиз может протекать в несколько ступеней, составить уравнение только по первой ступени! Указать характер среды в растворе соли.
4. Внести в лабораторную тетрадь таблицу 9 и заполнить столбцы 2, 3, 4.
5. В лабораторной тетради произвести расчет pH для 0,5М растворов следующих солей: ацетата натрия, хлорида алюминия, карбоната натрия.

Порядок выполнения работы

В шесть пробирок добавить по 6–7 капель растворов солей, указанных в таблице ниже. В каждую из пробирок с растворами солей добавить 2–3 капли раствора лакмуса. Наблюдения внести в таблицу 9.

Таблица 9

№ п/п	Название соли	Формула соли	Окраска лакмуса	Хар-р среды	pH раствора (pH<7, pH=7, pH> 7)
1	Ацетат натрия				
2	Хлорид алюминия				
3	Карбонат натрия				
4	Карбонат аммония				
5	Хлорид калия				
6	Ацетат аммония				

По результатам проведенного опыта заполнить пункт отчета «Вывод».

Опыт 2. Образование основных солей при гидролизе. Гидролиз ацетата алюминия

Задание и этапы работы

Подготовка к лабораторной работе

1. Прочитать теоретическое введение и порядок выполнения работы.
6. Оформить проект отчета по опыту лабораторной работы (см. приложение 2).
2. Написать уравнение реакции образования ацетата алюминия в молекулярном и ионном виде.
3. Написать уравнения гидролиза ацетата алюминия по 1-й и 2-й ступеням в молекулярном и ионном виде.

4. Используя принцип Ле Шателье, объяснить, почему протекание гидролиза по второй и последующим ступеням затруднено.
5. Ознакомиться с тем, какие факторы позволяют увеличить степень гидролиза?
6. Какое условие опыта позволяет добиться протекания гидролиза хлорида алюминия по второй ступени? Почему?

Порядок выполнения работы

В пробирку внести 4–5 капель раствора хлорида алюминия и такой же объем раствора ацетата натрия.

Поставить пробирку на водяную баню.

Отметить образование осадка.

По результатам проведенного опыта заполнить пункты отчета «Наблюдения» и «Вывод».

Опыт 3. Случаи полного (необратимого) гидролиза солей

Задание и этапы работы

Подготовка к лабораторной работе

1. Прочитать теоретическое введение и порядок выполнения работы.
7. Оформить проект отчета по опыту лабораторной работы (см. приложение 2).
2. Написать уравнение взаимодействия хлорида алюминия и сульфида аммония в присутствии воды, учитывая, что образующийся промежуточный продукт этой реакции – сульфид алюминия – подвергается полному гидролизу с образованием гидроксида алюминия.
3. То же самое выполнить для хлорида алюминия и карбоната натрия; промежуточный продукт – карбонат алюминия.

Порядок выполнения работы

В две пробирки внести по 5–6 капель раствора хлорида алюминия.

В одну пробирку добавить такой же объем раствора сульфида аммония, в другую – раствора карбоната натрия.

Отметить выделение сероводорода в первой пробирке (по запаху) и пузырьков углекислого газа во второй.

В обеих пробирках наблюдать выпадение осадка.

По результатам проведенного опыта заполнить пункты отчета «Наблюдения» и «Вывод».

Лабораторная работа №9. «Произведение растворимости»

Цель работы: формирование умений и навыков в исследовании возможности практического применения разницы в значении растворимости различных веществ; научиться подбирать ион-осадитель, основываясь на

величине произведения растворимости; исследовать зависимость растворимости вещества от значения его произведения растворимости.

Опыт 1. Дробное осаждение

Задание и этапы работы

Подготовка к лабораторной работе

1. Прочсть теоретическое введение и порядок выполнения работы.
2. Оформить проект отчета по опыту лабораторной работы (см. приложение 2).
3. Написать уравнения получения хлорида и хромата серебра в молекулярном и ионном виде.
4. Написать уравнения динамического равновесия между твердой и жидкой фазами в растворах хлорида серебра и хромата серебра.
5. Выписать табличные значения ПР и написать выражения для ПР рассматриваемых в опыте солей (приложение 3).
6. Рассчитать растворимость хлорида и хромата серебра (моль/л).
7. Написать условие выпадения осадка для хлорида и хромата серебра.
8. Учитывая рассчитанную растворимость солей и условие выпадения осадка, определить, какой из осадков выпадет первым при совместном осаждении.

Порядок выполнения работы

В двух пробирках получить отдельно хлорид и хромат серебра взаимодействием растворов хлорида и хромата калия с нитратом серебра.

Отметить цвета образовавшихся осадков.

Проверить, какой из осадков будет выпадать из раствора первым. Для этого вести в одну пробирку 2-3 капли раствора хлорида калия, 2-3 капли раствора хромата калия и 5 капель воды.

Перемешать раствор в пробирке.

Осторожно, по каплям добавлять к содержимому пробирки раствор нитрата серебра.

Выпадение какого осадка наблюдается в первую очередь. Отметить его цвет в п. «Наблюдения».

Добавить в раствор еще несколько капель нитрата серебра. Наблюдать выпадение второго осадка.

По результатам проведенного опыта заполнить пункты отчета «Наблюдения» и «Вывод».

Опыт 2. Сравнение полноты осаждения ионов различными осадителями

2.1. Осаждение солей бария

Задание и этапы работы

Подготовка к лабораторной работе

1. Прочитать теоретическое введение и порядок выполнения работы.
2. Оформить проект отчета по опыту лабораторной работы (см. приложение 2).
3. Написать уравнения реакций образования оксалата бария и хромата бария (в молекулярном и ионном виде).
4. Выписать табличные значения и написать выражения для ПР оксалата и хромата бария.
5. Объяснить, какой ион и почему является лучшим осадителем для катионов бария.

Порядок выполнения работы

Получить осадок оксалата бария взаимодействием растворов хлорида бария (4 к.) и оксалата аммония (6 к.).

Дать раствору отстояться.

Прозрачный фильтрат аккуратно пипеткой перенести в две чистые пробирки по 3–4 капли в каждую.

В одну пробирку добавить 1–2 капли раствора оксалата аммония.

В другую пробирку добавить 3–4 капли раствора хромата калия. В какой из пробирок выпадет осадок?

Оксалат-ион и хромат-ион в данной работе выступают в роли ионов – осадителей, так как оба иона образуют с катионом бария малорастворимые соединения. Целью опыта – сравнить, какой из ионов наиболее полно удаляет (осаждают) ионы бария из раствора.

По результатам проведенного опыта заполнить пункты отчета «Наблюдения» и «Вывод».

2.2. Осаждение солей свинца (II).

Задание и этапы работы

Подготовка к лабораторной работе

1. Прочитать теоретическое введение и порядок выполнения работы.
2. Оформить проект отчета по опыту лабораторной работы (см. приложение 2)
3. Написать уравнения реакций образования хлорида и йодида свинца (в молекулярном и ионном виде).
4. Выписать табличные значения и написать выражения для ПР хлорида и йодида свинца.

5. Объяснить, какой ион и почему является лучшим осадителем для катионов свинца.

Получить хлорид свинца (II) взаимодействием растворов нитрата свинца (II) (4 капли) и хлорида натрия (6 капель).

Раствор после отстаивания осадка слить в две пробирки.

В одну пробирку добавить 2–3 капли раствора хлорида натрия, в другую – столько же раствора йодида калия.

Наблюдать образование осадка (какой соли?) в одной из пробирок.

По результатам проведенного опыта заполнить пункты отчета «Наблюдения» и «Вывод».

Опыт 3. Влияние величины произведения растворимости на растворение осадков

Задание и этапы работы

Подготовка к лабораторной работе

1. Прочитать теоретическое введение и порядок выполнения работы.
2. Оформить проект отчета по опыту лабораторной работы (см. приложение 2)
3. Написать уравнения получения хлорида, бромида и йодида серебра в молекулярном и ионном виде.
4. Используя справочные таблицы приложения 3, выписать значения ПР и составить математические выражения для ПР рассматриваемых в опыте солей.
5. Оценить, какая из рассматриваемых в опыте солей лучше растворяется?
6. Написать молекулярные и ионные уравнения растворения осадков галогенидов серебра в растворе аммиака, которые протекают с образованием комплексного иона $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$.

Порядок выполнения работы

В трех пробирках отдельно получить осадки хлорида, бромида и йодида серебра взаимодействием растворов соответствующих солей с нитратом серебра (по 2–3 капли каждого реактива).

Отметить цвет осадков. К осадкам в каждую пробирку добавить по 2–3 капли раствора аммиака. Размешать содержимое пробирок. Отметить степень растворения осадков.

По результатам проведенного опыта заполнить пункты отчета «Наблюдения» и «Вывод».

Задания для самостоятельной работы

1. Приведите примеры растворимых в воде солей, среда растворов которых нейтральная, кислая, щелочная. Напишите уравнения их гидролиза в молекулярном и ионно-молекулярном виде.
2. Приведите примеры солей, гидролиз которых идет только по катиону, только по аниону, и по катиону и по аниону одновременно. Напишите уравнения их гидролиза в молекулярном и ионно-молекулярном виде.
3. Приведите примеры солей, гидролиз которых возможен по одной, двум и трем ступеням. Напишите уравнения их гидролиза в молекулярном и ионно-молекулярном виде.
4. Напишите в молекулярном и ионном виде уравнения совместного гидролиза: а) сульфата хрома (III) и карбоната натрия и б) нитрата алюминия и сульфида калия.
5. Как влияет добавление растворов KOH, $ZnCl_2$, Na_2S , соляной кислоты и твердого NaCl на гидролиз карбоната калия (гидролиз усиливает, ослабляется, влияния не наблюдается).
6. Как влияет добавление растворов NaOH, Na_2CO_3 , $Al_2(SO_4)_3$, серной кислоты и твердого K_2SO_4 на гидролиз хлорида цинка (гидролиз усиливает, ослабляется, влияния не наблюдается).
7. Напишите в молекулярном и ионном виде уравнения трех степеней гидролиза хлорида железа (III). Объясните, почему при комнатной температуре гидролиз идет только по первой ступени, а при кипячении раствора – по всем трем.
8. В одномолярном растворе нитрата цинка водородный показатель (pH) равен 2. Чему равна степень гидролиза соли (%)?
9. Напишите схему гетерогенного химического равновесия между осадком малорастворимой соли Ag_2CrO_4 и её ионами в растворе. Напишите выражение для константы равновесия этого процесса и произведения растворимости этой соли.
10. Вычислите молярную концентрацию хлорида свинца (II) в насыщенном растворе, если произведение растворимости этой соли по справочным данным равно $2,0 \cdot 10^{-5}$.
11. Вычислите объем воды, в котором может раствориться один грамм сульфата свинца (II), произведение растворимости которого равно $2,0 \cdot 10^{-8}$.
12. Определите, выпадет ли осадок $AgNO_2$ ($IP = 6,0 \cdot 10^{-4}$) при смешивании одинаковых объемов сантимольярных растворов нитрата серебра и нитрита калия. Приведите соответствующие вычисления.

13. Расположите вещества сульфат бария BaSO_4 ($\text{ПР} = 1 \cdot 10^{-10}$), гидроксид хрома $\text{Cr}(\text{OH})_3$ ($\text{ПР} = 4 \cdot 10^{-15}$) и гидроксид магния $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ($\text{ПР} = 8 \cdot 10^{-12}$) в ряд по увеличению их растворимости в воде.

Тема 1.7. Комплексообразование в растворах

Теоретический материал, необходимый для выполнения лабораторной работы

Комплексными называются такие соединения, в узлах кристаллических решеток которых находятся комплексные ионы, устойчивые как в твердом состоянии, так и в растворах.

Комплексными ионами называются сложные ионы, в состав которых входят катионы или атомы металлов, связанные с несколькими полярными молекулами или анионами.

Рассмотрим типичный состав комплексных соединений на примере $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$. Частица $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ называется *комплексным ионом* (другие названия: комплекс, внутренняя сфера), а SO_4^{2-} – *внешней сферой*. Катион Cu^{2+} в комплексе называется *комплексообразователем*, а молекулы NH_3 – *лигандами*. Число лигандов, равное в этом соединении четырем, называется *координационным числом* комплексообразователя.

Комплексообразователями являются главным образом катионы металлов, а лигандами – полярные молекулы (NH_3 , H_2O) или анионы – кислотные остатки (F^- , Cl^- , Br^- , I^- , CN^- , NO_2^- , SCN^-), а также гидроксид-ион OH^- .

Координационное число чаще всего равно 6, 4 или 2.

По заряду комплекса эти соединения подразделяются на катионные, например $[\text{Zn}(\text{H}_2\text{O})_4]\text{Cl}_2$, анионные – $\text{K}_3[\text{Co}(\text{CN})_6]$, двойные (катион-анионные) – $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ и нейтральные – $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_4]$.

По виду лигандов комплексные соединения подразделяются так:

1) аквакомплексные, лигандами являются молекулы воды, например $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$;

2) амминокомплексные, лигандами являются молекулы NH_3 , например $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_6](\text{NO}_3)_2$;

3) гидроксокомплексные, лигандами являются OH^- -ионы, например $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$;

4) ацидокомплексные, лигандами являются кислотные остатки, например $\text{K}_4[\text{FeCl}_6]$;

5) смешанные, лигандами являются различные частицы, например $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2(\text{H}_2\text{O})_2\text{Br}_2]\text{SO}_4$.

При растворении комплексные соединения (кроме нейтральных) диссоциируют на комплексные ионы и ионы внешней сферы:



Комплексные ионы в растворах диссоциируют незначительно. Константы их диссоциации (K_n) называются *константами нестойкости*:



Номенклатура комплексных соединений изучается на лекционных занятиях. Напомним её с помощью примеров:

$Zn(NH_3)_4(OH)_2$ – гидроксид тетраамминцинка,

$K_3[Fe(CN)_6]$ – гексацианоферрат (III) калия,

$[Ni(NH_3)_4][PtCl_6]$ – гексахлороплатинат (IV) тетраамминникеля (II),

$[PdCl_2(H_2O)_4]$ – тетрааквадихлоропалладий.

Литература [2, 8]

Лабораторная работа № 10. «Комплексные соединения»

Цель работы: формирование умений и навыков в исследовании способов получения комплексных ионов; изучить свойства комплексных соединений, их состав, первичную и вторичную диссоциацию.

Опыт 1. Анионные комплексы. Тетрайодовисмутат калия

Задание и этапы работы

Подготовка к лабораторной работе

1. Прочсть теоретическое введение и порядок выполнения работы.
2. Оформить проект отчета по опыту лабораторной работы (см. приложение 2)
3. Написать уравнение получения йодида висмута в молекулярном и в ионном виде.
4. Написать уравнение взаимодействия йодида висмута с йодидом калия в молекулярном и ионном виде. Учесть, что при этом образуется комплексное соединение, в котором в качестве комплексообразователя выступает ион висмута (III).
5. Написать уравнения первичной и вторичной диссоциации комплексного соединения; выражение для константы нестойкости комплекса.

Порядок выполнения работы

В пробирку к 3-4 каплям раствора нитрата висмута прибавлять по каплям раствор йодид калия до выпадения темно-бурого осадка йодида висмута.

Растворить этот осадок избытком раствора йодида калия.

Отметить цвет полученного раствора.

По результатам проведенного опыта заполнить пункты отчета «Наблюдения» и «Вывод».

Опыт 2. Катионные комплексы. Комплексное основание никеля

Задание и этапы работы

Подготовка к лабораторной работе

1. Прочесте теоретическое введение и порядок выполнения работы.
2. Оформите проект отчета по опыту лабораторной работы (см. приложение 2).
3. Напишите уравнение реакции образования гидроксида никеля (II) в молекулярном и ионном виде.
4. Напишите уравнение растворения осадка гидроксида никеля (II) в аммиаке с образованием комплексного основания. Учтите, что координационное число никеля равно шести.
5. Напишите уравнения первичной и вторичной диссоциации комплексного соединения и выражение для константы нестойкости комплекса.

Порядок выполнения работы

Получить осадок гидроксида никеля (II), внося в пробирку 3–4 капли раствора сульфата никеля и такой же объем едкого натра.

К осадку добавить 5–6 капель раствора аммиака.

Сравнить окраску ионов никеля в растворе сульфата никеля с окраской полученного раствора.

Отметить окраску полученного раствора. Почему окраска растворов отличается?

По результатам проведенного опыта заполнить пункты отчета «Наблюдения» и «Вывод».

Опыт 3. Взаимодействие гексацианоферрата (II) калия с сульфатом меди

Задание и этапы работы

Подготовка к лабораторной работе

1. Прочесте теоретическое введение и порядок выполнения работы.
2. Оформите проект отчета по опыту лабораторной работы (см. приложение 2)
3. Напишите уравнение ионно-обменного взаимодействия сульфата меди и гексацианоферрата (II) калия в ионном и молекулярном виде.
4. Какое свойство комплексных соединений подтверждает выпадение осадка в результате реакции?

Порядок выполнения работы

В пробирку к 4–5 каплям раствора сульфата меди добавить такой же объем раствора гексацианоферрата (II) калия.

Отметить цвет выпавшего осадка гексацианоферрата (II) меди.

По результатам проведенного опыта заполнить пункты отчета «Наблюдения» и «Вывод».

Опыт 4. Двойные соли

Задание и этапы работы

Подготовка к лабораторной работе

1. Прочитать теоретическое введение и порядок выполнения работы.
2. Оформить проект отчета по опыту лабораторной работы (см. приложение 2).
3. Написать уравнения протекающих в опыте реакций; учесть, что в первых двух пробирках образуются осадки сульфида железа (II) и сульфата бария.
4. На присутствие каких ионов в растворе соли Мора указывают проведенные реакции?
5. Как и почему изменится цвет лакмусовой бумаги?
6. Написать уравнение диссоциации соли Мора.

Порядок выполнения работы

В трех пробирках приготовить раствор двойной соли $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (соли Мора), внося в каждую по 6–8 капель воды и 1 микрошпателью соли.

В одну пробирку к раствору соли Мора добавить 5–6 капель раствора сульфида аммония, в другую – столько же раствора хлорида бария.

Отметить цвет образовавшихся осадков.

В третью пробирку добавить 7–8 капель раствора едкого натра и положить на пробирку, смоченную дистиллированной водой, лакмусовую бумажку; поставить пробирку на водяную баню.

По результатам проведенного опыта заполнить пункты отчета «Наблюдения» и «Вывод».

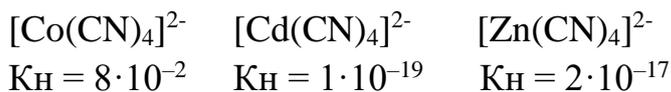
Задания для самостоятельной работы

1. Назовите основные составные части данных комплексных соединений, приведите их названия, классифицируйте по трём-четырёх признакам: $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$, $[\text{Cr}(\text{CO})_6]$.

2. Напишите формулу гексацианоферрата (II) никеля (II).

3. Для комплексного соединения $\text{K}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$ напишите уравнения первичной и вторичной диссоциации, выражение константы нестойкости.

4. Константы нестойкости комплексных ионов равны:



В растворе какого вещества концентрация ионов CN^- наибольшая?

5. Напишите уравнение реакции получения хлорид гексаамминникеля (II) взаимодействием хлорида никеля (II) с раствором аммиака.

Тема 1.8. Окислительно-восстановительные реакции

Теоретический материал, необходимый для выполнения лабораторной работы

Окислительно-восстановительные реакции (ОВР) – это реакции, при протекании которых происходит изменение степени окисления атомов химических элементов, входящих в состав реагирующих веществ.

Степень окисления – условный (формальный) заряд атома в химическом соединении, который находят по следующим правилам:

1. Степень окисления элемента в простом веществе считается равной нулю.

2. Сумма степеней окисления всех атомов, входящих в молекулу или ион, равна заряду иона (для нейтральной молекулы — нулю).

3. Степень окисления кислорода считается равной -2 , за исключением его соединений со фтором и частиц, в которых два или более атома кислорода соединены друг с другом.

4. Степень окисления водорода принимается равной $+1$, за исключением соединений с металлами.

Окислением называется процесс повышения, а **восстановлением** – понижения степени окисления.

Атом, молекула или ион, в котором степень окисления элемента повышается, называется **восстановителем**, а в котором понижается – **окислителем**.

Согласно электронной теории (Писаржевский Л. В., 1914), изменение степеней окисления в окислительно-восстановительных реакциях обусловлено отдачей электронов восстановителем и присоединением их окислителем.

Окислителями являются простые вещества – неметаллы (галогены, кислород, сера и др.), а также кислоты и соли, в которых центральный атом имеет высшую степень окисления (HNO_3 , HClO_4 , KNO_3 , KClO_4 , KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, и др.).

Восстановителями являются металлы, некоторые неметаллы (водород, углерод, кремний) и соединения, в которых имеется атом в низшей степени окисления (H_2S , NH_3 , HCl , KBr , KI , FeSO_4 , SnCl_2 и др.).

Вещества, содержащие атомы в промежуточной степени окисления, могут быть как окислителями, так и восстановителями в зависимости от «партнера» и условий проведения реакции. О таких веществах говорят, что они обладают **окислительно-восстановительной двойственностью**; к ним относятся нитриты, сульфиты, MnO_2 и др.

Например, сера в сульфите натрия находится в промежуточной степени окисления (IV) и может окисляться до серы (VI):



или восстанавливаться до S (0) в соответствии с реакцией:



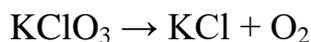
При изучении окислительно-восстановительной способности веществ необходимо учитывать, что реакция возможна только тогда, когда один из ее участников может повысить, а другой понизить свои степени окисления, то есть при наличии пары окислитель — восстановитель. Если оба ее участника находятся в своей высшей или низшей степени окисления ОВР между ними невозможна.

Различают четыре типа окислительно-восстановительных реакций.

1. **Межмолекулярное окисление-восстановление.** Это реакции, в которых окислитель и восстановитель являются разными веществами, например:



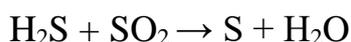
2. **Внутримолекулярное окисление-восстановление.** Это реакции, которые протекают с изменением степеней окисления атомов разных элементов, входящих в состав одного и того же вещества, например:



3. **Диспропорционирование.** Это реакции, в которых происходит увеличение и уменьшение степени окисления одного и того же элемента (окислителем и восстановителем является атом одного элемента):



4. **Контрдиспропорционирование.** Это реакции, в которых участвуют два вещества с атомами одного и того же элемента в разных степенях окисления:



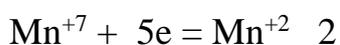
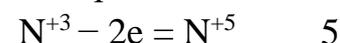
Определение стехиометрических коэффициентов перед веществами в реакциях окисления-восстановления проводят двумя методами: электронного баланса и полуреакций.

1. Метод электронного баланса

В этом методе сущность окислительно-восстановительных процессов выражают электронными схемами. Например, для реакции:



электронные схемы имеют вид



Цифры 5 и 2 – множители, которые являются коэффициентами при формулах восстановителя (нитрита натрия) и окислителя (перманганата калия).

Подставив их в левую и правую части схемы и учитывая, что на связь с ионами K^+ и Mn^{2+} расходуется 3 моль H_2SO_4 , получают уравнение:



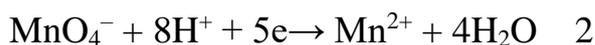
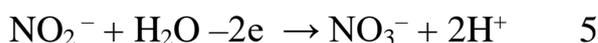
2. Метод полуреакций

Этот метод используется для реакций в растворах электролитов. Он основан на составлении уравнений двух полуреакций (отдельно для процессов окисления и восстановления) с их последующим суммированием. В уравнениях полуреакций должны выполняться законы сохранения вещества (сумма атомов в левой и правой частях должна быть одинаковой) и сохранения энергии (суммарный заряд всех частиц в левой и правой частях должен быть одинаковым).

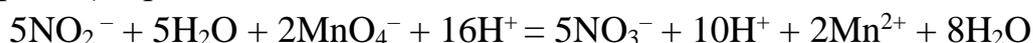
Например, для реакции:



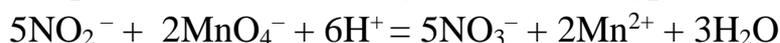
вначале необходимо записать полуреакции отдельно для процессов окисления и восстановления:



Помножив полуреакцию окисления на число 5, а полуреакцию восстановления на число 2 (при этом уравнивается и сокращается число электронов), производим их сложение:



Сократив подобные, получаем ионное уравнение:



в соответствии с которым молекулярное уравнение реакции имеет вид:



Полуреакции имеются в справочниках, но их обычно составляют самостоятельно, руководствуясь следующими правилами:

1. В кислой среде избыток атомов кислорода погашается протонами водорода в соотношении 1:2, при этом образуется вода.

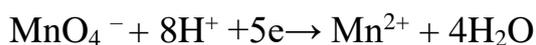


2. В нейтральной и щелочной средах избыток атомов кислорода погашается молекулами воды в соотношении 1:1, при этом образуются гидроксид-ионы (два иона из одной молекулы).



В зависимости от pH среды продукты взаимодействия одних и тех же веществ друг с другом в окислительно-восстановительных реакциях могут быть различными. Особенно наглядно это иллюстрируется на примере реакций с участием перманганат-иона.

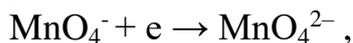
Например, в кислой среде сульфит натрия восстанавливает Mn (VII) до почти бесцветного иона Mn^{2+} :



В нейтральной, слабощелочной или слабокислой среде осаждается бурый MnO_2 :



В сильнощелочной среде малиновое окрашивание $KMnO_4$ переходит в изумрудно-зеленое за счет образования иона MnO_4^{2-} :



который неустойчив и постепенно диспропорционирует по реакции:

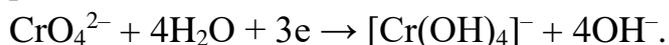


Что касается соединений хрома в высшей степени окисления +6, то в любой среде при взаимодействии с восстановителями его превращение идет до хрома (III), однако состав продуктов различается.

В кислой среде восстановление протекает до образования сине-зеленого аквакомплекса катиона Cr^{3+} :



а в щелочной - до образования зеленого гидроксокомплекса $[Cr(OH)_4]^-$ по реакции:



Литература [3, 10]

Лабораторная работа № 11. «Влияние pH среды на характер восстановления перманганата калия»

Цель работы: формирование умений и навыков в исследовании влияния характера среды в растворе на полноту восстановления атома марганца в составе перманганата калия.

Задание и этапы работы

Подготовка к лабораторной работе

1. Прочитать теоретическое введение и порядок выполнения работы.
2. Оформить проект отчета по опыту лабораторной работы (см. приложение 2)
3. Внести в лабораторную тетрадь и заполнить таблицу 10 (за исключением столбцов 4 и 5):

Таблица 10

Номер пробирки	Реактивы	Характер среды; значение pH	Окраска исходных веществ	Окраска и характер продуктов реакции	Степень окисления атома Mn	
					в окисленной форме	в восстановленной форме
1	2	3	4	5	6	7
1	KMnO ₄ +...					
2	KMnO ₄ +...					
3	KMnO ₄ +...					

4. Написать уравнения протекающих окислительно-восстановительных реакций (3 реакции) с использованием метода ионно-электронных полуреакций, учитывая, что в кислой, нейтральной и щелочной средах продукты восстановления перманганата калия разные (см. теоретическую часть).

5. Рассчитать эквивалентную массу KMnO₄ в каждой из трех реакций.

Порядок выполнения работы

В три пробирки внести по 5 капель раствора перманганата калия KMnO₄.

В первую пробирку добавить 2 капли 2н раствора серной кислоты, во вторую – 2 капли дистиллированной воды, в третью – 2 капли раствора щелочи.

Во все три пробирки внести по 3-4 капли раствора сульфита натрия.

Тщательно перемешать содержимое пробирок.

Наблюдать изменение окраски растворов, образование осадков.

По результатам наблюдений заполнить столбцы 4 и 5 таблицы 9 и написать вывод.

Лабораторная работа № 12. «Окислительно-восстановительные реакции»

Цель работы: формирование умений и навыков в исследовании окислительных, восстановительных свойств атомов в различных степенях окисления; исследовать окислительно-восстановительную двойственность атомов элементов в промежуточной степени окисления; исследовать окислительно-восстановительные свойства атома углерода в составе молекул органических соединений.

Опыт 1. Окислительные и восстановительные свойства молекулярных галогенов

Задание и этапы работы

Подготовка к лабораторной работе

1. Прочитать теоретическое введение и порядок выполнения работы.
2. Оформить проект отчета по опыту лабораторной работы (см. приложение 2).
3. Написать уравнения протекающих окислительно-восстановительных реакций с использованием метода ионно-электронных полуреакций, учитывая, что:
 - в первой пробирке образуются хлороводородная (HCl) и йодноватая (HIO₃) кислоты;
 - во второй пробирке одним из продуктов реакции является коллоидная сера (S).
4. Оценить способность молекулярных галогенов к проявлению окислительных и восстановительных свойств, учитывая степень окисления их атомов (0); после выполнения опыта отобразить это в выводе.

Порядок выполнения работы

В две пробирки внести по 3–4 капли йодной воды (I₂ + H₂O).

В одну из пробирок добавить несколько капель хлорной воды (Cl₂ + H₂O), в другую – сероводородной воды (H₂S).

Наблюдать изменение окраски растворов.

По результатам проведенного опыта заполнить пункты отчета «Наблюдения» и «Вывод».

Опыт 2. Соединения серы (+4) в окислительно-восстановительных реакциях

Задание и этапы работы

Подготовка к лабораторной работе

1. Прочитать теоретическое введение и порядок выполнения работы.
2. Оформить проект отчета по опыту лабораторной работы (см. приложение 2).
3. Написать уравнения протекающих окислительно-восстановительных реакций с использованием метода ионно-электронных полуреакций, учитывая, что:
 - в первой пробирке анион Cr₂O₇²⁻ в кислой среде переходит в катион Cr³⁺, а ион SO₃²⁻ переходит в ион SO₄²⁻;
 - во второй пробирке одним из продуктов реакции является коллоидная сера (S).

4. Оценить, какие свойства (окислительные или восстановительные) могут проявлять соединения, которые содержат в составе своей молекулы атом серы в степени окисления +4; как это зависит от партнера по реакции? После выполнения опыта отобразить это в выводе.

Порядок выполнения работы

Взять две пробирки и внести в одну из них 3–4 капли раствора бихромата калия $K_2Cr_2O_7$, а в другую – 3–4 капли раствора сульфида аммония.

В каждую из пробирок добавить по 2 капли серной кислоты и по 3–4 капли раствора сульфита натрия Na_2SO_3 .

Наблюдать изменения в пробирках.

По результатам проведенного опыта заполнить пункты отчета «Наблюдения» и «Вывод».

Опыт 3. Органические соединения в окислительно-восстановительных реакциях. Восстановление дихромата калия спиртом

Задание и этапы работы

Подготовка к лабораторной работе

1. Прочитать теоретическое введение и порядок выполнения работы.
2. Оформить проект отчета по опыту лабораторной работы (см. приложение 2)
3. Написать уравнения протекающих окислительно-восстановительных реакций с использованием метода ионно-электронных полуреакций, учитывая, что:
-анион $Cr_2O_7^{2-}$ в кислой среде переходит в катион Cr^{3+} ;
-этиловый спирт окисляется с образованием уксусного альдегида CH_3CHO с запахом яблока.
4. Изучить правила определения степеней окисления атомов углерода в составе молекул органических соединений (см. теоретическую часть).

Порядок выполнения работы

В пробирку внести 4–5 капель раствора дихромата калия $K_2Cr_2O_7$, добавить 1–2 капли концентрированной серной кислоты и 3–4 капли этилового спирта C_2H_5OH . Наблюдать изменение окраски раствора и появление специфического «яблочного» запаха.

По результатам проведенного опыта заполнить пункты отчета «Наблюдения» и «Вывод».

Опыт 4. Органические соединения в окислительно-восстановительных реакциях. Восстановление перманганата калия щавелевой кислотой

Задание и этапы работы

Подготовка к лабораторной работе

1. Прочитать теоретическое введение и порядок выполнения работы.

- Оформить проект отчета по опыту лабораторной работы (см. приложение 2).
- Написать уравнения протекающих окислительно-восстановительных реакций с использованием метода ионно-электронных полуреакций, учитывая, что:
перманганат-ион MnO_4^- в кислой среде переходит в катион Mn^{2+} ;
щавелевая кислота окисляется до диоксида углерода CO_2 .
- Изучить правила определения степеней окисления атомов углерода в составе молекул органических соединений (см. теоретическую часть).

Порядок выполнения работы

Внести в пробирку 3-4 капли раствора щавелевой кислоты $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ и 2-3 капли раствора хлороводородной кислоты.

Подогреть раствор на водяной бане.

Вынуть пробирку и добавить 3-4 капли раствора перманганата калия KMnO_4 . Наблюдать изменение окраски и выделение газа.

По результатам проведенного опыта заполнить пункты отчета «Наблюдения» и «Вывод».

Задания для самостоятельной работы

- Укажите степени окисления элементов в молекулах соединений: HNO_2 , HClO , Cr_2O_3 , H_2SO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, NaBr , KIO_3 , Na_2SO_3 .
- Укажите, какие процессы представляют собой окисление, а какие восстановление: $\text{S} \rightarrow \text{SO}_4^{2-}$, $\text{S} \rightarrow \text{S}^{2-}$, $2\text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2$, $\text{Br}_2 \rightarrow 2\text{Br}^-$,
 $\text{NH}_4^+ \rightarrow \text{N}_2$, $\text{NO} \rightarrow \text{NO}_2^-$, $\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+}$, $\text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{S}$, $\text{I}_2 \rightarrow \text{IO}_3^-$,
 $\text{F}_2 \rightarrow 2\text{F}^-$, $\text{Sn} \rightarrow \text{Sn}^{4+}$, $\text{ClO}^- \rightarrow \text{ClO}_3^-$, $\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{MnO}_2$
- Укажите в вышеперечисленных процессах окислители и восстановители.
- Укажите в нижеприведенных реакциях окислитель и восстановитель.

$$\text{Al} + \text{KClO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KCl} + \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$$

$$\text{HCl} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$$

$$\text{Na}_2\text{S} + \text{Br}_2 \rightarrow \text{S} + \text{NaBr}$$

$$\text{CrCl}_3 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{O}$$

$$\text{NaNO}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$$

$$\text{MnS} + \text{HNO}_3(\text{разб}) \rightarrow \text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$$

$$\text{MnS} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$$

$$\text{MnSO}_4 + \text{CaOCl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{CaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$$

$$\text{P} + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NO}_2$$

$$\text{Al} + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4] + \text{H}_2$$

$$\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{S} + \text{H}_2\text{O}$$
- Методом электронно-ионного баланса подберите коэффициенты в уравнениях вышеперечисленных реакций.

Тема 1.10. Коррозия металлов

Теоретический материал, необходимый для выполнения лабораторной работы

Контактная коррозия – вид коррозионного разрушения, который наблюдается при контакте двух разнородных металлов, т.е. металлов которые обладают разными электрохимическими свойствами (обладающие разными значениями электродного потенциала).

При неправильной компоновке металлов и сплавов данный вид коррозионного разрушения выводит из строя множество сложных металлических конструкций. Контактная коррозия наблюдается, например, в системах алюминий-углеродистая сталь или алюминий-цинк, медь-железо, и т.д.

При контакте двух разнородных металлов в электропроводной среде выполняется условие неоднородности металлической фазы – одно из условий возникновения процесса коррозии по электрохимическому механизму; возникает гальванопара, запускается механизм коррозионного разрушения.

Рассмотрим механизм контактной коррозии в системе железо-медь в морской воде. Для этого, пользуясь рядом стандартных электродных потенциалов металлов, определим стандартные потенциалы железа и меди:

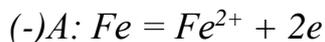
$$\varphi^{\circ}_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}} = -0,44 \text{ В}$$

$$\varphi^{\circ}_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = 0,34 \text{ В.}$$

Основываясь на значениях потенциалов этих металлов, делаем вывод, что при их контакте в электропроводной среде поверхность железа будет анодной зоной, а меди – катодной зоной. Если мы рассматриваем процесс коррозии в морской воде, то в роли деполяризатора здесь будут выступать молекулы воды и кислород.

Металл анодной зоны – железо – будет терять электроны и выходить в коррозионную среду в виде катионов Fe^{2+} . Электроны будут перемещаться на катодный участок – медь – на поверхности которого их будут принимать частицы деполяризатора, при этом восстанавливаясь.

Составляем уравнения катодного и анодного процессов.



Гальванопокрытия применяют в качестве защиты металла от коррозии, а также для придания декоративных качеств. По назначению гальванические покрытия могут быть:

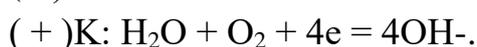
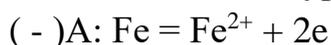
защитно-декоративными; защитными (обладают антикоррозийным действием); специального назначения (наделяют поверхность особыми свойствами: магнитными, электроизоляционными, и т. д., придают

устойчивость к износу или восстанавливают уже получившую повреждение поверхность).

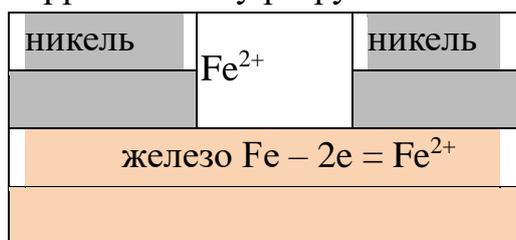
Кроме того, гальванопокрытия могут быть катодными и анодными – в зависимости от значений электродных потенциалов металла покрытия и металла основы. Один и тот же вид покрытия может становиться как катодным, так и анодным – в зависимости от металла, на который это покрытие наносится. Например, по отношению к железу, никелевое покрытие будет катодным. Значение потенциала никеля больше, чем железа и при образовании гальванопары этими металлами железо будет анодным участком, а никель – катодным. Составим схему процесса атмосферной коррозии, протекающего при нарушении целостности покрытия. Коррозионная H_2O , O_2 среда (влажный (деполяризатор) воздух)

Металл анодной зоны (железо) будет окисляться, и выходить в коррозионную среду в виде ионов; электроны переходят из анодной зоны в катодную (никель) и отводятся с ее поверхности частицами деполяризатора.

Составляем уравнения катодного и анодного процессов:



Таким образом, катодное покрытие защищает металл основы только механически, до тех пор, пока сохраняется целостность покрытия. Как только на поверхности покрытия появляются дефекты (трещины, царапины и т.п.), начинает разрушаться металл основы; при этом металл покрытия коррозионному разрушению не подвергается.



Анодное же покрытие, защищает металл основы и механически (пока покрытие целостное) и электрохимически (при нарушении целостности), работая как анод.

Хромовое покрытие по отношению к железу будет анодным, так как потенциал металла покрытия меньше, чем потенциал металла основы.

Ценным свойством металла в отношении стойкости к коррозионному разрушению является его склонность к переходу в так называемое пассивное состояние, которое характеризуется образованием на поверхности металла пассивной, как правило оксидной пленки.

При взаимодействии металлов с теми или иными компонентами растворов (расплавов) в определённом диапазоне потенциалов на поверхности

металла образуются адсорбционные или фазовые слои (пассивные плёнки). Эти слои образуют плотный, почти непроницаемый барьер, благодаря чему коррозия сильно тормозится или полностью прекращается. Таким свойством обладают, например, хром, никель, молибден, вольфрам. Именно на этом основано применение указанных металлов в качестве легирующих компонентов при создании коррозионно-стойких сплавов, например, нержавеющей стали.

Всякое воздействие, способствующее снятию с металла пассивной пленки или ее разрыхлению, усиливает коррозию. Одним из наиболее энергичных стимуляторов коррозии, по этой причине, является ион хлора, действием которого обусловлено активное разрушение металла морской водой.

Лабораторная работа № 13. «Коррозия металлов»

Цель работы: формирование умений и навыков в изучении контактной коррозии, протекающей по электрохимическому механизму; исследовать и установить тип гальванического покрытия для стали; исследовать влияние хлорид-ионов на коррозию стали.

Опыт 1. Взаимодействие цинка с серной кислотой в отсутствие и в присутствии меди

Задание и этапы работы

Подготовка к лабораторной работе

1. Прочитать теоретическое введение и порядок выполнения работы.
2. Оформить проект отчета по опыту лабораторной работы (см. приложение 2).
3. Оценить возможность взаимодействия цинка с разбавленной серной кислотой, воспользовавшись при этом рядом стандартных электродных потенциалов металлов (РСЭП).
4. Написать уравнение взаимодействия цинка с разбавленной серной кислотой; оформить реакцию как окислительно-восстановительную.
5. Составить схему электрохимической контактной коррозии цинка в соприкосновении с медью в кислой (электропроводной) среде (см. теоретическую часть); для этого определить:
какой из металлов в гальванопаре «медь-цинк» будет являться катодной зоной, а какой – анодной (воспользоваться РСЭП);
какие частицы в этом случае будут выступать в роли деполяризатора, если учесть, что среда кислая.
6. С поверхности какого металла будет выделяться водород до и после соприкосновения меди и цинка (отразить в п. «Наблюдения»). Почему?
7. Написать уравнения процессов, описывающих рассматриваемый случай коррозии (процессы на катодной и анодной зонах).

8. Оценить возможность эксплуатации конструкций, выполненных из разнородных металлов в коррозионно-агрессивных средах; отразить это в выводе к опыту.

Порядок выполнения работы

Поместить в пробирку кусочек гранулированного цинка и внести 5 капель раствора серной кислоты.

Наблюдать взаимодействие цинка с кислотой. Наблюдается ли выделение водорода?

Взять медную проволоку и коснуться кусочка цинка в пробирке.

Наблюдать изменение интенсивности выделения водорода.

По результатам проведенного опыта заполнить пункты отчета «Наблюдения» и «Вывод».

Опыт 2. Коррозия оцинкованного и луженого железа

Задание и этапы работы

Подготовка к лабораторной работе

1. Прочитать теоретическое введение и порядок выполнения работы.
2. Оформить проект отчета по опыту лабораторной работы (см. приложение 2).
3. Составить схему процессов, протекающих при электрохимической коррозии оцинкованного и луженого железа в кислой (электропроводной) среде; для этого определить: какой из металлов в гальванопарах «железо-цинк» и «железо-олово» будет являться катодной зоной, а какой – анодной (воспользоваться РСЭП);
- какие частицы будут выступать в роли деполяризатора, если учесть, что среда кислая.
4. Написать уравнения процессов, описывающих рассматриваемые случаи коррозии (процессы на катодной и анодной зонах).
5. Ионы каких металлов будут появляться в растворах первой и второй пробирок в результате коррозионного разрушения (анодного растворения).
6. Написать уравнение взаимодействия гексацианоферрата (III) калия $K_3[Fe(CN)_6]$ с катионами железа Fe_{2+} , которые образуются во второй пробирке, учитывая, что при этом образуется гексацианоферрат (III) железа (II).
7. Определить, к какому типу относятся цинковое и оловянное покрытия по отношению к железу (катодное или анодное): отразить это в выводе.
8. Оценить, использование какого типа покрытий является предпочтительным (отразить в выводе).

Порядок выполнения работы

Взять две пробирки. Положить в первую пробирку кусочек гранулированного цинка, во вторую – кусочек олова.

В обе пробирки добавить по 5 капель раствора серной кислоты и по 2 капли раствора гексацианоферрата (III) калия $K_3[Fe(CN)_6]$. Гексацианоферрат (III) калия является качественным реактивом для определения катиона Fe^{2+} , с которым он дает синее окрашивание.

Две железные проволочки зачистить наждачной бумагой и поместить в пробирки таким образом, чтобы они находились в контакте с цинком и оловом.

Наблюдать изменение окраски раствора в одной из пробирок.

По результатам проведенного опыта заполнить пункты отчета «Наблюдения» и «Вывод».

Опыт 3. Влияние хлор-иона на коррозию алюминия

Задание и этапы работы

Подготовка к лабораторной работе

1. Прочитать теоретическое введение и порядок выполнения работы.
2. Оформить проект отчета по опыту лабораторной работы (см. приложение 2).
3. Оценить теоретическую возможность взаимодействия алюминия с солями меди (воспользоваться РСЭП).
4. Почему, несмотря на высокую химическую активность алюминия в первой пробирке (с сульфатом меди) практически не происходит никаких изменений.
5. Написать уравнение взаимодействия алюминия с хлоридом меди; оформить реакцию, как окислительно-восстановительную.
6. Как присутствующие во второй пробирке хлорид-ионы влияют на протекающий процесс (отразить в выводе).
7. Что будет выделяться на поверхности алюминия во второй пробирке.

Порядок выполнения работы

В две пробирки поместить по кусочку алюминия и добавить в одну из них 5 капель раствора сульфата меди (II), а в другую – 5 капель раствора хлорида меди (II).

Наблюдать изменения.

По результатам проведенного опыта заполнить пункты отчета «Наблюдения» и «Вывод».

Задания для самостоятельной работы

1. Склепаны два металла. Укажите, какой из металлов подвергается коррозии: а) Mn–Al; б) Sn–Bi.

2. Какие из нижеперечисленных металлов выполняют для свинца роль анодного покрытия: Pt, Al, Cu, Hg ?

3. Какие из нижеперечисленных металлов выполняют для свинца роль катодного покрытия: Ti, Mn, Ag, Cr ?

4. Укажите продукт коррозии при контакте Zn – Ni в нейтральной среде.

5. Укажите продукт коррозии при контакте Zn – Ni в кислой среде (HCl).

Тема 1.11. Электролиз

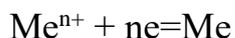
Теоретический материал, необходимый для выполнения лабораторной работы

Электролизом называется совокупность окислительно-восстановительных процессов, происходящих при пропускании постоянного электрического тока через раствор или расплав электролита.

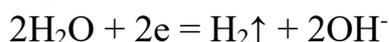
Пропускание тока через электролиты осуществляется с помощью электродов: катода, на котором происходит процесс восстановления, и анода, на котором осуществляется процесс окисления.

При электролизе растворов солей закономерности восстановления на катоде следующие.

1. Катионы металлов, расположенных в ряду напряжений правее железа (от кадмия до золота), восстанавливаются согласно уравнению:



2. Катионы активных металлов, расположенных в левой части ряда напряжений (от лития до алюминия), не восстанавливаются. В этом случае на катоде происходит восстановление воды:



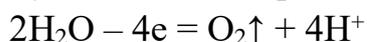
3. Катионы металлов, расположенных в средней части ряда напряжений (марганец, цинк, хром, железо и др.), восстанавливаются на катоде вместе с восстановлением воды, т.е. параллельно идут два процесса, уравнения которых приведены выше.

Закономерности окисления на аноде следующие.

1. Простые анионы (Cl^- , Br^- , I^- , S^{2-}), кроме F^- -ионов, окисляются с образованием соответствующих простых веществ, например:

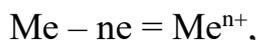


2. Сложные анионы (NO_3^- , SO_4^{2-} , PO_4^{3-} и др.) и F^- -ионы не окисляются. В этом случае на аноде происходит окисление воды:

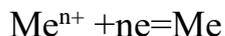


Эти закономерности относятся к электролизу с инертным (нерастворимым) электродом: платина, графит, электродная сталь.

Но если анод изготовлен из металла, соль которого является электролитом, то в этом случае сам анод окисляется, переходя в раствор в виде катионов



а на катоде происходит восстановление этого же металла

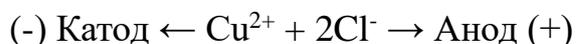


Такой электролиз называется электролизом с активным (растворимым) анодом.

Рассмотрим электролиз раствора хлорида меди на инертных электродах. В растворе находятся ионы Cu^{2+} и Cl^- , которые под действием электрического тока направляются к соответствующим электродам:



↓



На катоде выделяется металлическая медь, на аноде – газообразный хлор. Если в рассмотренном примере электролиза раствора CuCl_2 в качестве анода взять медную пластинку, то на катоде выделяется медь, а на аноде, где происходят процессы окисления, вместо разрядки ионов Cl^- и выделения хлора протекает окисление анода (меди), происходит растворение самого анода, в виде ионов Cu^{2+} он переходит в раствор.

Таким образом, электролиз растворов солей с растворимым анодом сводится к окислению материала анода (его растворению) и сопровождается переносом металла с анода на катод. Это свойство широко используется при рафинировании (очистке) металлов от загрязнений.

Лабораторная работа № 14. «Электролиз водных растворов солей»

Цель работы: формирование умений и навыков в исследовании процессов, протекающих на катоде и аноде при электролизе водных растворов различных типов солей.

Опыт 1. Электролиз раствора хлорида натрия с инертным анодом»

Задание и этапы работы

Подготовка к лабораторной работе

1. Прочитать теоретическое введение и порядок выполнения работы.
2. Оформить проект отчета по опыту лабораторной работы (см. приложение 2).
3. Написать уравнение электролиза водного раствора NaCl .
4. Выделение каких газов с поверхности электродов будет наблюдаться в процессе электролиза.

5. Какой характер среды (рН) имеет раствор NaCl? Как изменится рН раствора в прикатодном пространстве после электролиза?
6. Как изменится окраска фенолфталеина в прикатодном и прианодном пространствах?

Порядок выполнения работы

Раствор хлорида натрия налить в U-образную трубку электролизера таким образом, чтобы помещенные в нее электроды были погружены в раствор на 1/3.

Погрузить графитовые электроды в раствор и подключить их к сети (внешнему источнику электрического тока).

Наблюдать выделение газа с поверхности электродов.

Через 1-1,5 мин отключить электролизер от сети, извлечь электроды.

В каждое колено U-образной трубки добавить по 1 капле фенолфталеина.

По результатам проведенного опыта заполнить пункты отчета «Наблюдения» и «Вывод».

Опыт 2. Электролиз раствора сульфата натрия с инертным анодом

Порядок выполнения работы

Раствор сульфата натрия налить в U-образную трубку электролизера таким образом, чтобы помещенные в нее электроды были погружены в раствор на 1/3. Погрузить графитовые электроды в раствор и подключить их к сети (внешнему источнику электрического тока). Наблюдать выделение газа с поверхности электродов. Через 1–1,5 мин отключить электролизер от сети, извлечь электроды. В каждое колено U-образной трубки добавить по 3–4 капли лакмуса.

По результатам проведенного опыта заполнить пункты отчета «Наблюдения» и «Вывод».

Опыт 3. Электролиз раствора сульфата меди с инертным и растворимым анодами

Задание и этапы работы

Подготовка к лабораторной работе

1. Прочитать теоретическое введение и порядок выполнения работы.
2. Оформить проект отчета по опыту лабораторной работы (см. приложение 2).
3. Написать уравнение электролиза водного раствора Na₂SO₄.
4. Выделение каких газов с поверхности электродов будет наблюдаться в процессе электролиза.
5. Какой характер среды (рН) имеет раствор Na₂SO₄? Как изменится рН раствора в прикатодном и прианодном пространствах после электролиза?

6. Как изменится окраска лакмуса в прикатодном и прианодном пространствах?

Порядок выполнения работы

Раствор сульфата меди налить в U-образную трубку электролизера таким образом, чтобы помещенные в нее электроды были погружены в раствор на 1/3.

Погрузить графитовые электроды в раствор и подключить их к сети (внешнему источнику электрического тока).

Наблюдать выделение газа с поверхности одного из электродов, образование налета меди на другом электроде.

Через 1-1,5 мин отключить электролизер от сети, поменять электроды местами (для этого вилку повернуть на 180° и вновь вставить в розетку). Теперь электрод, покрывшийся медью, станет анодом (наблюдаем случай электролиза с растворимым анодом).

Наблюдать изменения на поверхностях электродов.

По результатам проведенного опыта заполнить пункты отчета «Наблюдения» и «Вывод».

Лабораторная работа № 15. «Электрохимическое нанесение металлических покрытий»

Цель работы: формирование умений и навыков нанесения металлических покрытий на стальную основу гальваническим методом

Задание и этапы работы

Подготовка к лабораторной работе

1. Прочитать теоретическое введение и порядок выполнения работы.
2. Оформить проект отчета по опыту лабораторной работы (см. приложение 2).
3. Написать уравнения процессов, протекающих при электролизе на электродах.
4. Рассчитать силу тока для электролиза

$$I = \frac{S \cdot D}{100},$$

где I – сила тока при электролизе, А;

S – площадь поверхности пластины (катода), см²;

D – плотность тока при электролизе, А/дм².

Порядок выполнения работы

Обработка поверхности катода

Зачистить стальную пластинку наждачной бумагой. Промыть проточной водой и хорошо просушить. Измерить площадь поверхности пластины (S, см²). Взвесить пластину на электронных весах (m₁, г).

Непосредственно перед погружением пластины в электролитическую ванну обезжирить ее спиртом (после обезжиривания стараться не прикасаться к поверхности пластины).

Подготовленную пластинку погрузить в ванну и соединить с отрицательным полюсом внешнего источника тока.

Включить ток на 10 мин. Плотность тока (D , А/дм²) для процесса: меднения – 5; цинкования – 2; никелирования – 1 (см. расчет плотности тока).

Наблюдать появление тонкого слоя металла на поверхности катода (стальной пластины). По истечении времени электролиза выключить ток, вынуть катод из ванны, промыть его и хорошо просушить. Взвесить пластину на электронных весах (m_2 , г).

По результатам проведенного опыта определить толщину полученного покрытия и выход металла по току.

Расчет толщины покрытия

$$H = \frac{(m_2 - m_1) \cdot 10}{\rho \cdot S},$$

где H – толщина покрытия, мм;

m_1 и m_2 – масса пластины до и после осаждения покрытия, г;

ρ – плотность осажденного металла, г/см³ (медь – 8,94; никель – 8,9; цинк – 7,13);

S – площадь поверхности покрытия, см².

Расчет выхода по току:

$$\eta = \frac{m_{\text{практ}} \cdot 100}{m_{\text{теор}}},$$

где η – выход по току;

$m_{\text{практ}}$ – масса практическая осажденного металла, г;

$m_{\text{теор}}$ – масса теоретическая осажденного металла, г.

Теоретическая масса осажденного металла рассчитывается с использованием закона Фарадея:

$$m_{\text{теор}} = \frac{\mathcal{E} \cdot I \cdot t}{F}.$$

Заполнить пункты отчета «Наблюдения» и «Вывод».

Задания для самостоятельной работы

1. Приведите примеры металлов, которые можно получить электролизом растворов их солей.

2. Установите последовательность восстановления металлов из расплава смеси: AlCl_3 , CuCl_2 , FeCl_2 , CdCl_2 .

3. Рассчитайте минимальное напряжение разложения, которое необходимо приложить к электродам для начала электролиза расплава хлорида алюминия.

4. Газообразными продуктами электролиза каких солей являются только хлор и водород?

5. Электролиз раствора какой соли приводит к увеличению её концентрации в растворе: FeCl_3 , NaNO_3 , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, NaCl ?

Тема 1.12. Элементы IA и IIA подгрупп. Жесткость воды

Теоретический материал, необходимый для выполнения лабораторной работы

Жесткость воды обусловлена содержанием в ней растворимых солей кальция, магния, железа: нитратов, хлоридов, гидрокарбонатов и др. Различают жесткость временную и постоянную. Временная жесткость обусловлена содержанием гидрокарбонатов: $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$, $\text{Fe}(\text{HCO}_3)_2$, постоянная – содержанием хлоридов, нитратов, сульфатов этих металлов: CaCl_2 , MgCl_2 , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ и др. Сумма постоянной и временной жесткости составляет общую жесткость:

$$\text{Жобщ.} = \text{Жпост.} + \text{Жврем.}$$

Жесткость воды оценивается числом миллимоль-эквивалентов ионов Ca^{2+} и Mg^{2+} , содержащихся в одном литре воды. Единица жесткости – ммоль/л. Для определения численного значения одного ммоль ионов кальция и магния используются соотношения:

$$\text{Мэк}(\text{Ca}^{2+}) = \text{Ar}(\text{Ca})/V = 40,08/2 = 20,04 \text{ г/моль}$$

$$\text{Мэк}(\text{Mg}^{2+}) = \text{Ar}(\text{Mg})/V = 24,31/2 = 12,15 \text{ г/моль,}$$

где V – стехиометрическая валентность кальция и магния, равная двум.

Из этих соотношений следует, что один миллимоль Ca^{2+} приблизительно равен 20 мг ионов кальция, а один миллимоль Mg^{2+} – 12 мг ионов магния

Жесткая вода непригодна для многих технических целей, поэтому снижение жесткости (умягчение воды) является важной задачей. Эта задача решается в технике тремя способами: физическим, химическим и физико-химическим. Сущность этих методов заключается в удалении из воды катионов металлов.

Физический способ основан на термическом разложении солей:



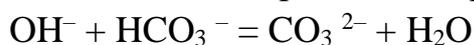
Таким образом, после выпадения осадков содержание ионов Ca^{2+} , Mg^{2+} , Fe^{2+} в воде уменьшается. Этот способ пригоден лишь для устранения временной

жесткости воды, так как сульфаты, нитраты и хлориды этих металлов при нагревании и кипячении воды остаются в растворе. В промышленных масштабах этот метод применяется в тех случаях, когда вода должна подогреваться, согласно технологии, в других аппаратах.

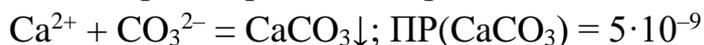
Химический способ основан на удалении из воды ионов кальция, магния, железа за счет перевода их в малорастворимые соединения: карбонаты, гидроксиды, тетрабораты и др. Для этого к жесткой воде добавляют реагенты – осадители. Обычно добавляют гашеную известь. В результате электролитической диссоциации извести:



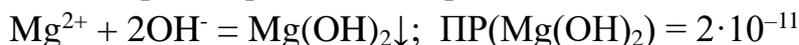
возрастает рН воды, что в соответствии с принципом Ле Шателье приводит к смещению равновесия реакции:



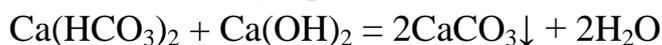
в сторону образования карбонат-ионов, в результате чего достигается произведение растворимости карбоната кальция и он выпадает в осадок:



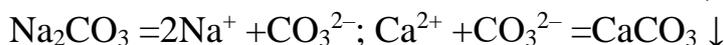
Кроме того, при увеличении концентрации гидроксид-ионов достигается произведение растворимости гидроксида магния, и он также выпадает в осадок:



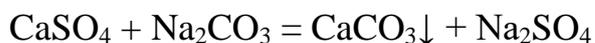
Реакции, протекающие при введении извести, можно записать уравнениями в молекулярном виде:



Метод известкования непригоден для снижения постоянной жесткости. Для этих целей необходимо вводить растворимую соль, содержащую карбонат-ионы. Обычно в воду добавляют карбонат натрия, который при диссоциации дает ионы CO_3^{2-} , связывающие катионы кальция (магния):

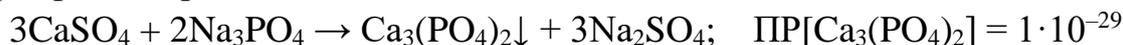


В молекулярном виде этот способ можно записать уравнением:



Почему для устранения постоянной жесткости не проводят осаждения сульфатов? Сравнение значений произведения растворимости сульфата кальция ($6 \cdot 10^{-6}$) и карбоната кальция ($5 \cdot 10^{-9}$) показывает, что связывание ионов кальция в виде CaCO_3 является более прочным.

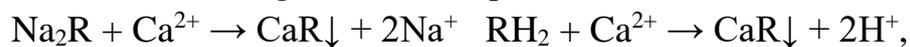
Учитывая, что ортофосфаты еще менее растворимы, чем карбонаты, более полного устранения жесткости можно достичь с помощью реагента-осадителя ортофосфата натрия:



Химические методы связаны с расходом реагентов, поэтому в последние годы широкое распространение получил физико-химический метод – метод ионного обмена.

Физико-химический метод умягчения воды основан на использовании ионообменных смол, в которых ионы натрия или водорода, закрепленные на твердой полимерной матрице, способны замещаться на

катионы Ca^{2+} , Mg^{2+} , Fe^{2+} , содержащиеся в воде:



где R – радикал полимерной цепи.

Через колонку, заполненную гранулами ионообменника, прокачивают жесткую воду, которая, проходя слой гранул, обменивает катионы кальция и магния на катионы водорода, в результате чего снижается как временная, так и постоянная жесткость.

Оценка жесткости воды и категории жесткости производится, если известны значения хотя бы одного из экспериментальных данных:

- 1) масса содержащихся в воде солей;
- 2) объем реактива, используемого на титрование воды;
- 3) количество или масса реагента, необходимого для устранения жесткости.

Лабораторная работа № 16. «Определение жесткости воды»

Цель работы: формирование умений и навыков использовать метод комплексонометрического титрования, определить жесткость водопроводной и кипяченой воды.

Задание и этапы работы

Подготовка к лабораторной работе

1. Прочитать теоретическое введение и порядок выполнения работы.
2. Оформить проект отчета по лабораторной работе (см. приложение 2).

Порядок выполнения работы

Приготовить титруемую смесь. Для этого в колбу для титрования налить 100 мл водопроводной воды, воспользовавшись мерным стаканом.

К воде добавить 34 мл аммиачно-буферной смеси для поддержания рН в интервале 9-10 и 2-3 капли индикатора – эриохрома черного.

Титруемую смесь тщательно перемешать, отметить цвет смеси.

Бюретку заполнить титрантом – трилон Б (ЭДТА) – до нулевой отметки (уровень определяем по нижней части мениска).

Приступить к титрованию. Титровать до изменения окраски титруемой смеси. Отметить объем раствора титранта, израсходованного на титрование.

Титрование повторить три раза. Результаты записать в таблицу 11.

Все то же самое повторить для кипяченой воды. Результаты занести в таблицу 11.

Таблица 11

Номер титрования	Объем воды V(H ₂ O), мл	Объем титранта, пошедшего на титрование V(ЭДТА), мл	Средний объем титранта, мл	Жесткость воды Ж, ммоль/л
1	Водопроводная 100 мл			
2				
3				
1	Кипяченая 100 мл			
2				
3				

По результатам титрования рассчитать общую жесткость воды:

$$J_{\text{общ}} = \frac{N_{\text{ЭДТА}} \cdot V_{\text{ЭДТА}} \cdot 1000}{V_{\text{воды}}}$$

где N (ЭДТА) – нормальность раствора трилона Б.

Воспользовавшись той же формулой, рассчитать постоянную жесткость воды $J_{\text{пост}}$.

Определить временную жесткость воды:

$$J_{\text{общая}} - J_{\text{пост}} = J_{\text{врем}}$$

По результатам проведенного опыта заполнить пункты отчета «Наблюдения» и «Вывод».

Задания для самостоятельной работы

1. Содержанием солей каких металлов обусловлена жесткость воды?
2. Чем отличается временная жесткость от постоянной?
3. В каких единицах измеряется жесткость воды?
4. Предложите несколько способов умягчения воды, содержащей гидрокарбонат и сульфат железа (II).
5. Рассчитайте временную жесткость воды, содержащую гидрокарбонат кальция, если на титрование 50 мл этой воды израсходовано 3 мл 0,1 н. раствора соляной кислоты.

Лабораторная работа № 17. «Общие свойства металлов»

Цель работы: формирование умений и навыков исследования химических свойств металлов различной активности; исследовать особенности взаимодействия металлов с окисляющими и неокисляющими кислотами.

Опыт 1. Сравнение восстановительных свойств металлов

Задание и этапы работы

Подготовка к лабораторной работе

1. Прочесте теоретическое введение и порядок выполнения работы.
2. Оформите проект отчета по лабораторной работе (см. приложение 2).
3. Оцените возможность взаимодействия магния, железа и меди с разбавленной соляной кислотой. Объясните, почему медь не взаимодействует с соляной кислотой.
4. Составьте уравнения протекающих реакций между металлами и соляной кислотой.

Порядок выполнения работы

В четыре пробирки поместить по 8 капель разбавленной соляной кислоты.

В первую пробирку внести кусочек магния, во вторую – железа, в третью – меди, в четвертую – цинка.

В отчете описать наблюдения.

В выводе указать, соответствуют ли обнаруженные в опыте свойства изученных металлов их положению в ряду напряжений.

Опыт 2. Взаимодействие железа с разбавленной и концентрированной соляной кислотой

Задание и этапы работы

Подготовка к лабораторной работе

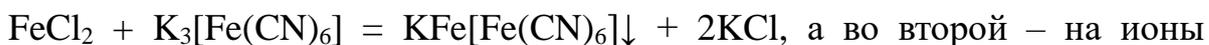
1. Прочесте теоретическое введение и порядок выполнения работы.
2. Оформите проект отчета по лабораторной работе (см. приложение 2).
3. Оцените возможность взаимодействия железа с разбавленной и концентрированной соляной кислотой.
4. Составьте уравнения двух возможных реакций железа с соляной кислотой и объясните, какая из них более вероятна, и как влияет увеличение концентрации HCl на её протекание.

Порядок выполнения работы

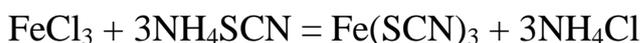
В две пробирки внести по 8–10 капель разбавленной соляной кислоты и по одному микрошпателю порошкообразного железа.

Для ускорения реакции пробирки слегка подогреть.

Затем в первой пробирке провести качественную реакцию на ионы железа (II):



железа (III):



При наличии в первой пробирке ионов Fe^{2+} образуется темно-синий осадок турнбулевой сини, а во второй пробирке при наличии ионов Fe^{3+} – кроваво-красный раствор роданида трёхвалентного железа (при малой концентрации ионов Fe^{3+} наблюдается слабое окрашивание раствора).

Затем опыт повторить от начала до конца, заменив разбавленную соляную кислоту на концентрированную.

По результатам опыта заполнить пункт «Наблюдения» и «Выводы».

Опыт 3. Пассивация железа в концентрированной серной и азотной кислотах

Задание и этапы работы

Подготовка к лабораторной работе

1. Прочсть теоретическое введение и порядок выполнения работы.
2. Оформить проект отчета по лабораторной работе (см. приложение 2).
3. Что происходит с железной пластинкой после погружения ее в раствор концентрированной кислоты?
4. Написать уравнение реакции железа с сульфатом меди (II).

Порядок выполнения работы

Три железные пластинки очистить наждачной бумагой, протравить в концентрированной соляной кислоте, промыть водой и осушить фильтровальной бумагой. Одну пластинку погрузить в пробирку с концентрированной азотной, а другую – с концентрированной серной кислотой на 1–2 мин; третью пластинку не пассивировать.

Затем все пластинки погрузить в раствор сульфата меди (II).

Описать наблюдения.

Объяснить различное отношение пластинок к раствору $CuSO_4$.

В выводе сформулировать влияние обработки в концентрированных азотной и серной кислотах на восстановительные свойства железа и указать практическое значение этого явления.

Задания для самостоятельной работы

1. Какие металлы, из предложенных в перечне, взаимодействуют с водой при обычных условиях: Ni, Na, Mg, Fe, Cu, Ca?

2. Покажите с помощью уравнений реакции механизм взаимодействия алюминия с раствором щелочи, учитывая, что его поверхность покрыта оксидной плёнкой.

3. Напишите несколько уравнений взаимодействия цинка с азотной кислотой. Протекание какой реакции наиболее вероятно при стандартных условиях? Уравняйте её методом полуреакций.

4. Наиболее сильным окисляющим воздействием обладает смесь двух кислот – азотной и фтороводородной. Напишите уравнение реакции взаимодействия вольфрама с этой смесью.

5. Приведите формулы соединений, имеющих названия: турнбулева синь, берлинская лазурь, роданид железа (III).

6. Какое явление называется пассивацией металла?

Тема 1.13. Элементы IIIA, IVA и VA подгрупп

Тема 1.14. Элементы VIA, VIIA, IB и IIB подгрупп

Методики неорганического синтеза

Методика синтеза неорганического соединения – это совокупность приемов, позволяющих получить заданное вещество.

Используются, в основном, шесть методов синтеза.

1. Синтез в водном растворе на воздухе. Это наиболее широко применяемый, дешевый и простой метод. Этим методом получают многие соли, кристаллогидраты, комплексные соединения, гидроксиды.

2. Синтез в водном растворе в инертной атмосфере. Применяется к легко окисляющимся или восстанавливающимся на воздухе веществам (гидроксиды железа (II), ванадия (II), кобальта (II) и др.).

3. Синтез в водном растворе с использованием электрического тока. Используется для синтеза сильных окислителей и восстановителей (например, $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$ и др.).

4. Синтез в неводном растворе. Используется для получения неустойчивых в воде веществ (гидролизующихся, окисляющихся водой и т.д.). В неводных растворах синтезируют многие безводные галогениды.

5. Синтез при высокой температуре. Этот метод применяют для реакций, невозможных или сильно заторможенных при обычных температурах. Примером может служить синтез хроматов, манганатов, ферритов и др.

6. Синтез при низкой температуре. Его используют для получения веществ, неустойчивых при обычной температуре или в случае использования низкокипящих растворителей (жидкий аммиак и другие). Например, так получают гексахлороплюмбаты, пероксид натрия и др.

Синтез невозможен без предварительной подготовки. Подготовка к синтезу включает следующее.

1. Установление формулы, структуры и свойств получаемого вещества, задание его необходимого количества или массы.

2. Ознакомление с возможными методами получения этого вещества и выбор наилучшего для данных условий и требований, с учетом

термодинамических и кинетических факторов и доступности исходных веществ, материалов, аппаратуры, количества, выхода, чистоты и т.д.

3. Выбор методов разделения, позволяющих (если это необходимо) очистить это вещество от примесей.

4. Описание методов идентификации и анализа примесей.

5. Подбор аппаратуры, исходных веществ и материалов, сборка установки для синтеза.

Образование осадков из растворов (осаждение) – наиболее распространенная операция препаративной химии (так называют раздел химии, который изучает и разрабатывает методы синтеза химических соединений). При проведении этой операции необходимо учитывать растворимость, гидролиз и комплексообразование.

Кристаллические осадки полезно выдержать несколько часов, суток в маточном растворе, где происходят процессы их кристаллизации. При этом мелкие частички растворяются, а крупные растут.

При осаждении осадков происходит соосаждение примесей; его необходимо учитывать и предотвращать при получении чистых веществ. Очистку растворимых осадков от соосажденных примесей можно осуществлять методом многократной перекристаллизации, т.е. повторением циклов растворение – осаждение.

Промывание осадков производится методами декантации и промыванием на фильтре. В качестве промывных жидкостей используется вода, разбавленные растворы кислот и щелочей (для предотвращения гидролиза), а также органические жидкости. Промывание горячей водой рекомендуется при низкой растворимости осадков и её слабой зависимости от температуры.

Высушивание осадков зависит от их свойств. Соли, образующие кристаллогидраты, высушивают в вакууме, в специальных сухих камерах или эксикаторах. При этом в качестве осушителей используются безводный фосфорный ангидрид P_2O_5 , хлорид кальция $CaCl_2$, концентрированная серная кислота, ангидрон $Mg(ClO_4)_2$, силикагель, цеолиты.

На воздухе при обычной температуре высушивают неустойчивые при нагреве негигроскопичные вещества. Нагреванием в сушильных шкафах высушивают устойчивые вещества. При этом температуру поднимают не сразу, а постепенно во избежание разбрызгивания вещества.

Химические реактивы классифицируются по содержанию примесей (по мере уменьшения их содержания) на технические (техн), чистые (ч), чистые для анализа (чда), химически чистые (хч) и особой чистоты (осч). Необходимая степень чистоты реагентов определяется как требованиями к продукту, так и целью синтеза. Как правило, исходные препараты должны иметь ту же или

более высокую степень чистоты, чем требуемая для продукта. Но если в процессе отделения продукта происходит его очистка, то это требование отпадает. Например, при получении газов часто примеси не образуют летучих соединений.

Для обычных лабораторных синтезов и анализов достаточно иметь препараты марки «чда» или даже «ч».

Чтобы не загрязнять реактивы, необходимо соблюдать некоторые элементарные правила.

1. Хранить реактивы в посуде с маркировкой (этикеткой), на которой четко указаны название, формула, чистота, дата изготовления.

2. Реактивы из банок брать сухими фарфоровыми шпателями.

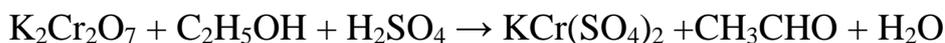
3. Не сыпать подобранные со стола и неиспользованные реактивы из лабораторной посуды обратно в упаковку (банку).

4. Взвешивание проводить только в сухих чистых бюксах, чашках, на кальке; гигроскопичные реактивы должны взвешиваться в банках или колбах с притертыми крышками или пробками.

При работе необходимо строго соблюдать как общие правила безопасности, так и специальные меры предосторожности, указанные в описании к каждому синтезу.

Синтез хромо-калиевых квасцов

Основная реакция протекает по уравнению:



Задание по работе

1. Подобрать коэффициенты к уравнению реакции методом ионно-электронного баланса.
2. Рассчитать объём 80%-ного раствора этилового спирта плотностью 0,91 г/мл, необходимый для восстановления 10 г бихромата калия.
3. После получения соли, определить ее выход в %.
4. Найти и написать уравнения реакций для открытия в растворе ионов хрома (III) и сульфат-ионов.
5. По окончании практической части работы, составить отчет в соответствии с требованиями.

Взвесить на технохимических весах 10 г бихромата калия, растворить его в 35–40 мл воды в стакане емкостью 100 мл. Затем к полученному раствору прибавить 9 мл концентрированной серной кислоты (плотность 1,84 г/мл) в несколько приемов при постоянном перемешивании. Стакан охладить льдом или холодной водой. К полученному холодному раствору прилить в два-три приема вычисленный объём спирта (взять спирт с избытком в 2 мл),

перемешать термометром и следить, чтобы температура не поднималась выше 4 °С. Темно-зеленый раствор оставить кристаллизаться при комнатной температуре на сутки. Выпавшие кристаллы квасцов отфильтровать на воронке Бюхнера, промыть на воронке возможно меньшим количеством холодной воды и отжать между листами фильтровальной бумаги до воздушно-сухого состояния. Взвесить полученные квасцы. Часть соли растворить в дистиллированной воде и по известным реакциям доказать наличие в растворе ионов хрома (III) и сульфат-ионов.

Синтез алюмо-аммонийных квасцов

Основная реакция протекает по уравнению:



Задание по работе:

1. Подобрать коэффициенты к уравнению реакции методом ионно-электронного баланса.
2. Рассчитать объём 80%-ного раствора этилового спирта плотностью 0,91 г/мл, необходимый для восстановления 10 г бихромата калия.
3. После получения соли, определить ее выход в %.
4. Найти и написать все известные уравнения реакций для открытия в створе ионов хрома (III) и сульфат-ионов.
5. По окончании практической части работы, составить отчет в соответствии с требованиями.

На теххимических весах взвесить 2,9 г сульфата аммония и 14,7 г сернокислого алюминия. В два химических стакана налить дистиллированную воду: в один – 5 мл, в другой – 15 мл. Покрыть стаканы часовыми стеклами и нагреть до кипения. Растворить в первом стакане взвешенный сульфат аммония, а во втором – сульфат алюминия. Горячий раствор сульфата аммония прилить в стакан к раствору сульфата алюминия и перемешать. При непрерывном перемешивании и быстром охлаждении выпадают мелкие кристаллы квасцов (около 15 г). Для получения крупных кристаллов раствор следует оставить без перемешивания при медленном остывании. Выделившиеся кристаллы перенести на воронку Бюхнера, отфильтровать, высушить между листами фильтровальной бумаги и оставить сушиться некоторое время на воздухе, после чего взвесить.

Часть полученной соли растворить в дистиллированной воде и по известным реакциям доказать наличие в растворе ионов алюминия, ионов аммония, сульфат-ионов.

Синтез хлорида гексаамминникеля (II)

Задание по работе:

1. Написать уравнение получения хлорида гексаамминникеля (II).
2. Рассчитать объём 80%-ного раствора этилового спирта плотностью 0,91 г/мл, необходимый для восстановления 10 г бихромата калия.
3. После получения соли, определить ее выход в %.
4. Найти и написать все известные уравнения реакций для открытия в растворе ионов никеля (II) и хлорид-ионов, катионов аммония.
5. По окончании практической части работы, составить отчет в соответствии с требованиями.

Взвесить на теххимических весах 5 г хлорида никеля и смочить его несколькими каплями воды. Добавить в раствор 30–35 мл концентрированного раствора аммиака. Отдельно приготовить 10 мл насыщенного раствора хлорида аммония, добавить к нему 3 мл концентрированного раствора аммиака и влить полученный раствор в ранее приготовленный раствор хлорида никеля, что необходимо для полноты выделения хлорида гексаамминникеля (II). Дать раствору отстояться в течение 20 мин, после чего отфильтровать остаток на воронке Бюхнера. Осадок на фильтре промыть 10–15 мл концентрированного раствора аммиака, затем 10 мл спирта (небольшими порциями) и эфиром.

Сине-фиолетовые кристаллы хлорида гексаамминникеля (II) высушить в сушильном шкафу при температуре не выше 100С, взвесить. Рассмотреть полученные кристаллы соли под микроскопом.

Синтез тиосульфата натрия

Задание по работе:

1. Написать уравнение получения тиосульфата натрия.
2. После получения соли, определить ее выход в %.
3. Написать уравнения реакции взаимодействия тиосульфата натрия с серной кислотой.
4. Написать уравнения окислительно-восстановительных реакций, подтверждающих восстановительные свойства тиосульфата.
5. По окончании практической части работы, составить отчет в соответствии с требованиями.

Отвесить на теххимических весах (на фильтровальной бумаге или часовом стекле) 6 г сульфита натрия и поместить его в коническую колбу или химический стакан емкостью 100 мл. Отмерить мензуркой 30 мл дистиллированной воды и прилить ее к сульфиту натрия. Колбу или стакан поставить на асбестовую сетку на кольцо штатива и нагреть раствор на

небольшом пламени горелки до полного растворения сульфита. Отвесить на весах 3 г серы в виде серного цвета или мелкого порошка. Смочив серу несколькими каплями спирта, перенести ее в колбу с раствором сульфита натрия, хорошо перемешать стеклянной палочкой и нагревать суспензию небольшим пламенем горелки 10-15 минут, пока почти вся сера не растворится. Если объем раствора сильно уменьшится, добавить воду. Полученный горячий раствор отфильтровать от избытка серы через маленький фильтр в фарфоровую чашку, поставить на водяную баню и упарить до начала кристаллизации. Дать раствору остыть и выпавшие кристаллы отфильтровать на воронке Бюхнера (если получился пересыщенный раствор, и кристаллы не образуются, бросить в раствор маленький кристаллик тиосульфата натрия, чтобы вызвать кристаллизацию). Полученные кристаллы снять с воронки на фильтровальную бумагу и просушить между ее листами, перемешивая стеклянной палочкой. Сухие кристаллы взвесить. Растворить в воде несколько кристаллов полученной соли и исследовать его свойства: неустойчивость тиосульфата в кислой среде; восстановительные свойства тиосульфата

Синтез соли Мора

Задание по работе:

1. Написать уравнение получения соли Мора.
2. Рассчитать объем 10%-ного раствора серной кислоты (плотностью см в табл приложения), необходимый для растворения 2 г железа.
3. Рассчитать массу сульфата аммония для приготовления насыщенного раствора.
4. После получения соли, определить ее выход в % по железу.
5. Найти и написать все известные уравнения реакций для открытия в растворе ионов железа (II) и сульфат-ионов, катионов аммония.
6. По окончании практической части работы, составить отчет в соответствии с требованиями.

Соль Мора кристаллизуется из раствора, содержащего сульфат железа (II) и сульфат аммония.

Приготовить раствор сульфата железа: на теххимических весах взвесить 2 г стальной стружки и растворить при нагревании в предварительно рассчитанном объеме 10%-ной серной кислоты. Кислоту взять в избытке примерно на 1/3. Отфильтровать полученный горячий раствор от углерода и держать на водяной бане до образования пленки на поверхности раствора. Приготовить насыщенный раствор сульфата аммония, для чего кристаллическую соль растворять в воде, добавляя воду небольшими порциями до полного растворения кристаллов. Полученный раствор упарить на водяной

бане также до начала кристаллизации. Слить оба горячих раствора, подержать на водяной бане до образования сверху кристаллической пленки и оставить на сутки кристаллизоваться при комнатной температуре. Образующаяся соль выпадает в виде больших кристаллов голубовато-зеленого цвета. Отфильтровать кристаллы на воронке Бюхнера. Промыть 10 мл ледяной воды и отжать между листами фильтровальной бумаги. Взвесить соль. Прodelать известные реакции для установления степени окисления железа в полученной соли, а также для установления присутствия остальных ионов.

БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. Глинка, Н. Л. Общая химия: учеб. пособие для вузов / Н. Л. Глинка; под ред. А. И. Ермакова. – Изд 29-е. – Москва: Интеграл-Пресс, 2001. – 728 с.
2. Глинка, Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии: учеб. пособие для вузов / Н. Л. Глинка; под ред. В. А. Рабиновича, Х. М. Рубиной. – Москва: Интеграл-Пресс, 2001. – 240 с.
3. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия / Н. С. Ахметов. – Москва: Высшая школа, Изд. центр «Академия», 2001. – 743 с.
4. Гуров, А. А. Химия / А. А. Гуров, Ф. З. Бадаев, Л. П. Овчаренко. – Москва: Изд-во МГТУ им. Н.Э. Баумана, 2004. – 784 с.
5. Дробашева, Т. И. Общая химия: учебник / Т. И. Дробашева. – Ростов-на-Дону: Феникс, 2004. – 448 с.
6. Карапетьянц, М. Х. Общая и неорганическая химия: учебник для вузов / М. Х. Карапетьянц, С. И. Дракин. – 4-е изд., стер. – Москва: Химия, 2001. – 592 с.
7. Князев, Д. А. Неорганическая химия: учебник для вузов / Д. А. Князев, С. Н. Смарыгин. – Москва: Дрофа, 2005. – 591 с.
8. Коровин, Н. В. Общая химия / Н. В. Коровин. – Москва: Высшая школа, 2002. – 423 с.
9. Некрасов, Б. В. Основы общей химии / Б. В. Некрасов. – Москва, 2003.
10. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов: учебник для вузов / под ред. Ю. А. Ершова. – Москва: Высшая школа, 2000. – 560 с.
11. Рабинович, В. А. Краткий химический справочник / В. А. Рабинович, З. Я. Хавин. – Ленинград: Химия, 1978. – 392 с.
12. Угай, Я. А. Общая и неорганическая химия: учебник / Я. А. Угай. – Москва: Высшая школа, 2002.

ПРИЛОЖЕНИЕ 1

Техника выполнения лабораторных работ и техника безопасности

В лабораторных работах используются едкие, агрессивные и ядовитые вещества. Поэтому работа в химической лаборатории безопасна лишь при строгом соблюдении общих правил и требований техники безопасности.

При выполнении лабораторных работ необходимо соблюдать следующие общие правила:

1. Содержать рабочее место в чистоте и порядке.
2. Приступать к выполнению опыта лишь тогда, когда уяснены его цель и задачи, когда обдуманы отдельные этапы выполнения опыта.
3. Опыты должны выполняться аккуратно, без торопливости, с соблюдением всех требований, содержащихся в методических указаниях.
4. В лаборатории необходимо соблюдать тишину, запрещается есть, пить и заниматься посторонними делами.
5. После использования реактива его необходимо сразу ставить в штатив, чтобы не создавать беспорядка на рабочем месте.
6. После окончания работы обязательно вымыть руки.

Среди химических реагентов имеются ядовитые вещества, оказывающие токсическое воздействие на организм человека в целом (мышьяк, сурьма, свинец, ртуть и их соединения, галогены, сероводород, оксид углерода (II), оксиды азота и др.), и агрессивные вещества, оказывающие локальные воздействия на кожу (кислоты и щелочи). При работе с ними необходимо соблюдать следующие правила по технике безопасности:

1. Все опыты с ядовитыми и сильно пахнущими веществами, а также нагревание и выпаривание растворов производить только в вытяжном шкафу.
2. Не наклоняться над сосудом с кипящей жидкостью. Нагреваемую пробирку или колбу держать отверстием в сторону, а не к себе или к соседу, так как может произойти выброс жидкости.
3. Определять запах вещества следует, не вдыхая пары полной грудью, а направляя их к себе лёгким движением руки.
4. Работы с кислотами и щелочами проводить так, чтобы реактивы не попадали на одежду, лицо, руки. Наливая раствор в пробирку, её надо держать на некотором расстоянии от себя.
5. При обращении с неизвестными веществами необходимо проявлять повышенную осторожность. *Ни при каких обстоятельствах нельзя пробовать вещество на вкус!*
6. Необходимо немедленно убрать все пролитое, разбитое и просыпанное на столах или на полу в лаборатории. Если кислота прольется на стол или на пол, её следует нейтрализовать щелочью или содой.

7. Нельзя употреблять для опытов вещества из капельниц, колб и упаковок без этикеток и с неразборчивыми надписями.

8. В химической лаборатории имеется аптечка. Надо уметь оказывать первую помощь пострадавшим, когда это необходимо.

В таблице 1 приложения приведены сведения об оказании первой помощи при возникновении травм в лаборатории.

Таблица П.1.1

Происшествие	Первая помощь
ОЖОГИ	
Ожоги огнем, паром, горячими предметами	
I-й степени (краснота)	Наложить вату, смоченную этиловым спиртом. Повторить смачивание
II-й степени (пузыри)	То же. Обрабатывать 5%-ным раствором $KMnO_4$ или 5%-ным раствором танина
III-й степени (разрушение тканей)	Покрыть рану стерильной повязкой и вызвать врача
Ожоги кислотами, хлором или бромом	Промыть ожог большим количеством воды, затем 5%-ным раствором $NaHCO_3$
Ожоги щелочами	Промыть обильно водой..
Ожоги глаз	При ожоге кислотами промыть 3%-ным раствором Na_2CO_3 . При ожоге щелочами применять 2%-ный раствор борной кислоты
ОТРАВЛЕНИЯ	
Попадание едких веществ в рот и пищеварительные органы	При попадании кислот пить кашицу из оксида магния. При попадании щелочей пить раствор лимонной кислоты или очень разбавленной уксусной кислоты
Отравление твердыми или жидкими веществами	Вызвать рвоту, выпив 1%-ный раствор сульфата меди (II) $CuSO_4$
Отравление газами	Пострадавшего немедленно вывести на свежий воздух

9. При приготовлении растворов серной кислоты нужно лить её в воду, а не наоборот, так как, вследствие сильного местного разогревания, возможно разбрызгивание концентрированной кислоты. При этом надо пользоваться тонкостенной склянкой или фарфоровой посудой.

10. Никаких веществ из лаборатории *нельзя брать домой*.

11. Металлическая ртуть и ее пары – сильный яд. Поэтому ртуть, пролитая при поломке приборов и термометров, должна быть тщательно собрана. Собирают ртуть с помощью амальгамированных пластинок из меди или белой жести.

12. При порезах стеклом рану нужно продезинфицировать раствором перманганата калия или спиртом, перевязать бинтом.

13. После оказания первой помощи пострадавшего направить к врачу.

14. В целях противопожарной безопасности химическая лаборатория снабжена огнетушителями, ящиками с песком, асбестовыми одеялами. Необходимо знать, где находятся противопожарные средства и порядок срочной эвакуации из лаборатории при пожаре.

15. Обо всех случаях отклонения от нормального хода лабораторного занятия, угрожающего нарушением настоящих правил, сообщать прежде всего преподавателю, дежурному лаборанту или заведующему лабораторией.

ПРИЛОЖЕНИЕ 2

Пример оформления проекта отчета по лабораторной работе

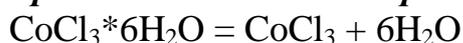
Лабораторная работа № 1

«Определение формулы кристаллогидрата»

Цель работы: *формирование умений и навыков* основываясь на экспериментальных данных и используя закон кратных отношений, произвести расчет мольного соотношения молекул безводной соли и молекул воды в составе кристаллогидрата.

Приборы и реактивы: фарфоровый тигель, навеска кристаллогидрата, электронные весы, микрошпатель, песчаная баня, щипцы.

Уравнения химических реакций:



Порядок выполнения работы

1. Получить фарфоровый тигель и отметить в лабораторной тетради его номер.
2. Получить пузырек с кристаллогидратом соли и записать в тетради формулу соли, отметить ее цвет.
3. Взвесить тигель на электронных весах и записать его массу.
4. С помощью микрошпателя внести в тигель порошок кристаллогидрата соли и взвесить тигель с кристаллогидратом.
5. Поставить тигель с кристаллогидратом на песчаную баню для прокаливания на 25-30 минут.
6. По окончании прокаливания отметить цвет безводной соли.
7. Используя щипцы, снять тигель с песчаной бани и поместить в эксикатор до полного охлаждения.
8. Взвесить тигель на электронных весах.

Запись данных опыта и расчеты

Масса тигля, г, $m_1 =$

Масса тигля с кристаллогидратом до прокаливания, г, $m_2 =$

Масса кристаллогидрата, г, $m_3 = m_2 - m_1 =$

Масса тигля с кристаллогидратом после прокаливания, г, $m_4 =$

Масса выпарившейся воды, г, $m_5 = m_2 - m_4 =$

Масса безводной соли, г, $m_6 = m_4 - m_1 =$

$n(\text{H}_2\text{O}) =$

$n(\text{безводной соли}) =$

$n(\text{H}_2\text{O}) : n(\text{безводной соли}) =$

Абсолютная ошибка = $|n(\text{теор.}) - n(\text{практич.})| =$

Относительная ошибка = $\frac{\text{абсол.ошибка}}{m_3(\text{теор.})} * 100 =$

Наблюдения:

Вывод:

ПРИЛОЖЕНИЕ 3
Справочные таблицы

Таблица П.3.1

Названия важнейших кислот и их анионов (солей)

Кислота	Формула	Анион	Формула
Азотная	HNO_3	Нитрат	NO_3^-
Азотистая	HNO_2	Нитрит	NO_2^-
Азотистоводородная (азидоводородная)	HN_3 (HNN_2)	Азид	N_3^-
Бензойная	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$	Бензоат	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$
Борная (орто)	H_3BO_3	Борат Гидроборат Дигидроборат	BO_3^{3-} HBO_3^{2-} H_2BO_3^-
Борная(мета)	HBO_2	Метаборат	BO_2^-
Борная(тетра)	$\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$	Тетраборат	$\text{B}_4\text{O}_7^{2-}$
Бромоводородная	HBr	Бромид	Br^-
Бромноватистая	HBrO	Гипобромит	BrO^-
Бромноватая	HBrO_3	Бромат	BrO_3^-
Винная	$\text{H}_2\text{C}_4\text{H}_4\text{O}_6$	Тартрат Гидротартрат	$\text{C}_4\text{H}_4\text{O}_6^{2-}$ $\text{HC}_4\text{H}_4\text{O}_6^-$
Вольфрамовая	H_2WO_4	Вольфрамат	WO_4^{2-}
Ванадиевая(мета)	HVO_3	Ванадат	VO_3^-
Германиевая	H_2GeO_3	Германат Гидрогерманат	GeO_3^{2-} HGeO_3^-
Иодоводородная	HI	Иодид	I^-
Иодноватистая	HIO	Гипоидит	IO^-
Иодноватая	HIO_3	Иодат	IO_3^-
Иодная	HIO_4	Периодат	IO_4^-
Кремниевая	H_2SiO_3	Силикат Гидросиликат	SiO_3^{2-} HSiO_3^-
Марганцевая	HMnO_4	Перманганат	MnO_4^-
Марганцовистая	H_2MnO_4	Манганат	MnO_4^{2-}
Молибденовая	H_2MoO_4	Молибдат	MoO_4^{2-}
Муравьиная	HCOOH	Формиат	HCOO^-
Мышьяковая	H_3AsO_4	Арсенат Гидроарсенат Дигидроарсенат	AsO_4^{3-} HAsO_4^{2-} H_2AsO_4^-

Кислота	Формула	Анион	Формула
Мышьяковистая	H_3AsO_3	Арсенит Гидроарсенит Дигидроарсенит	AsO_3^{3-} $HasO_3^{2-}$ $H_2AsO_3^-$
Мышьяковистая(мет)	$HAsO_2$	Метаарсенит	AsO_2^-
Оловянистая	H_2SnO_2	Станнит Гидростаннит	SnO_2^{2-} $HSnO_2^-$
Оловянная	H_2SnO_3	Станнат Гидростаннат	SnO_3^{2-} $HSnO_3^-$
Тиоцианатная	$HSCN$	Тиоцианаты	SCN^-
Свинцовая	H_2PbO_3	Плюмбат Гидроплюмбат	PbO_3^{2-} $HPbO_3^-$
Свинцовистая	H_2PbO_2	Плюмбит Гидроплюмбит	PbO_2^{2-} $HPbO_2^-$
Селенистая	H_2SeO_3	Селенит Гидроселенит	SeO_3^{2-} $HSeO_3^-$
Селеновая	H_2SeO_4	Селенат Гидроселенат	SeO_4^{2-} $HSeO_4^-$
Селеноводородная	H_2Se	Селенид Гидроселенид	Se^{2-} HSe^-
Сероводородная	H_2S	Сульфид Гидросульфид	S^{2-} HS^-
Сернистая	H_2SO_3	Сульфит Гидросульфит	SO_3^{2-} HSO_3^-
Серная	H_2SO_4	Сульфат Гидросульфат	SO_4^{2-} HSO_4^-
Тиосерная	$H_2S_2O_3$	Тиосульфат	$S_2O_3^{2-}$
Надсерная	$H_2S_2O_8$	Персульфат Гидроперсульфат	$S_2O_8^{2-}$ $HS_2O_8^-$
Пиросерная	$H_2S_2O_7$	Пиросульфат	$S_2O_7^{2-}$
Теллуриводородная	H_2Te	Теллурид Гидротеллурид	Te^{2-} HTe^-
Угльная	H_2CO_3	Карбонат Гидрокарбонат	CO_3^{2-} HCO_3^-
Уксусная	CH_3COOH	Ацетат	CH_3COO^-
Фосфорная (орто)	H_3PO_4	Фосфат Гидрофосфат Дигидрофосфат	PO_4^{3-} HPO_4^{2-} $H_2PO_4^-$

Кислота	Формула	Анион	Формула
Фосфорная (мета)	HPO_3	Метафосфат	PO_3^-
Фосфорная (пиро)	$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$	Пирофосфат	$\text{P}_2\text{O}_7^{4-}$
Фтороводородная	HF	Фторид	F^-
Хлороводородная	HCl	Хлорид	Cl^-
Хлорноватистая	HClO	Гипохлорит	ClO^-
Хлорноватая	HClO_3	Хлорат	ClO_3^-
Хлорная	HClO_4	Перхлорат	ClO_4^-
Хромистая	HCrO_2	Хромит	CrO_2^-
Хромовая	H_2CrO_4	Хромат Гидрохромат	CrO_4^{2-} HCrO_4^-
Дихромовая (бихромовая)	$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	Дихромат Гидродихромат	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ HCr_2O_7^-
Циановодородная (синильная)	HCN	Цианид	CN^-
Циановая	HCNO	Цианат	CNO^-
Цинковая	H_2ZnO_2	Цинкат	ZnO_2^{2-}
Щавелевая	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	Оксалат	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$
Янтарная	$\text{H}_2\text{C}_4\text{H}_4\text{O}_4$	Сукцинат	$\text{C}_4\text{H}_4\text{O}_4^{2-}$
Висмутовая	HBiO_3	Висмутат	BiO_3^-

Примечание: в таблице приведены названия важнейших кислот и их анионов по номенклатуре ИЮПАК

Таблица П.3.2

Растворимость гидроксидов и солей в воде

Катионы	Анионы												
	OH^-	F^-	Cl^-	Br^-	I^-	S^{2-}	SO_3^{2-}	SO_4^{2-}	NO_3^-	PO_4^{3-}	CO_3^{2-}	SiO_3^{2-}	$\text{CH}_3\text{-COO}^-$
NH_4^+	-	Р	р	р	р	-	р	р	р	р	р	-	-
K^+ , Na^+	р	Р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	Р
Mg^{2+}	м	Н	р	р	р	р	н	р	р	н	н	н	Р
Ca^{2+}	м	Н	р	р	р	м	н	м	р	н	н	н	Р
Ba^{2+}	р	М	р	р	р	р	н	н	р	н	н	н	Р
Al^{3+}	н	М	р	р	р	-	-	р	р	н	-	н	М
Cr^{3+}	н	Н	р	р	р	-	-	р	р	н	-	н	Р
Zn^{2+}	н	М	р	р	р	н	н	р	р	н	н	н	Р
Mn^{2+}	н	М	р	р	р	н	н	р	р	н	н	н	Р

Катионы	Анионы												
	OH ⁻	F ⁻	Cl ⁻	Br ⁻	I ⁻	S ²⁻	SO ₃ ²⁻	SO ₄ ²⁻	NO ₃ ⁻	PO ₄ ³⁻	CO ₃ ²⁻	SiO ₃ ²⁻	CH ₃ -COO ⁻
Co ²⁺ , Ni ²⁺	н	р	р	р	р	н	н	р	р	н	н	н	р
Fe ²⁺	н	н	р	р	р	н	н	р	р	н	н	н	р
Fe ³⁺	н	н	р	р	р	-	-	р	р	н	н	н	р
Cd ²⁺	н	р	р	р	р	н	н	р	р	н	н	н	р
Hg ²⁺	-	-	р	м	н	н	н	р	р	н	н	-	р
Cu ²⁺	н	н	р	р	р	н	н	р	р	н	н	н	р
Ag ⁺	-	р	н	н	н	н	н	м	р	н	н	н	р
Sn ²⁺	н	р	р	р	р	н	-	р	-	н	-	-	р
Pb ²⁺	н	н	м	м	н	н	н	н	р	н	н	н	р

Таблица П.3.3

Относительная электроотрицательность элементов ОЭО (по Полингу)

Период	Группы										
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII			
1	H 2,10										He -
2	Li 0,97	Be 1,47	B 2,01	C 2,50	N 3,07	O 3,50	F 4,01				Ne -
3	Na 1,00	Mg 1,23	Al 1,47	Si 1,74	P 2,10	S 2,60	Cl 2,83				Ar -
4	K 0,91	Ca 1,04	Sc 1,20	Ti 1,32	V 1,45	Cr 1,56	Mn 1,60	Fe 1,64	Co 1,70	Ni 1,75	
	Cu 1,75	Zn 1,66	Ga 1,82	Ge 2,02	As 2,20	Se 2,48	Br 2,74			Kr -	
5	Rb 0,89	Sr 0,99	Y 1,11	Zr 1,22	Nb 1,23	Mo 1,30	Tc 1,36	Ru 1,42	Rh 1,45	Pd 1,35	
	Ag 1,42	Cd 1,46	In 1,49	Sn 1,72	Sb 1,82	Te 2,01	I 2,21			Xe -	
6	Cs 0,85	Ba 0,97	* 	Hf 1,23	T 1,33	W 1,40	Re 1,46	Os 1,52	Ir 1,55	Pt 1,44	
	Au 1,42	Hg 1,44	T 1,44	Pb 1,55	Bi 1,67	Po 1,67	At 1,90			Rn -	
7	Fr 0,89	Ra 0,97	** 	*лантаноиды 1,08 – 1,14 **актиноиды 1,00 – 1,20							

Области перехода некоторых индикаторов

Индикатор	Область перехода рН	Изменение окраски
Тимоловый синий	(I) 1,2—2,8	Красная — желтая
Метиловый оранжевый	3,1—4,0	Красная — оранжево-желтая
Метиловый красный	4,2—6,2	Красная — желтая
Лакмус (азолитмин)	5,0—8,0	Красная — синяя
Тимоловый синий	(II) 8,0—9,6	Желтая — синяя
Фенолфталеин	8,2—10,0	Бесцветная — малиновая
Ализарин желтый	10,1—12,1	Желтая — лиловая
Тропеолин 0	11,0—13,0	Желтая — оранжево-коричневая
Индигокармин	11,6—14,0	Голубая — желтая

Таблица П.3.5

Ряд активностей (стандартных электродных потенциалов) металлов

Электрод		E ⁰ , В	Электрод		E ⁰ , В
окисленная форма	восстановленная форма		окисленная форма	восстановленная форма	
Li ⁺	Li	-3,05	Cd ²⁺	Cd	-0,40
K ⁺	K	-2,93	Co ²⁺	Co	-0,28
Ba ²⁺	Ba	-2,91	Ni ²⁺	Ni	-0,25
Ca ²⁺	Ca	-2,87	Sn ²⁺	Sn	-0,14
Na ⁺	Na	-2,71	Pb ²⁺	Pb	-0,13
Mg ²⁺	Mg	-2,36	2H ⁺	H ₂	0,00
Be ²⁺	Be	— 1,85	Cu ²⁺	Cu	+0,34
Al ³⁺	Al	-1,66	Hg ₂ ²⁺	2Hg	+0,79
Mn ²⁺	Mn	-1,18	Ag ⁺	Ag	+0,80
Zn ²⁺	Zn	-0,76	Hg ²⁺	Hg	+0,84
Cr ³⁺	Cr	-0,74	Pt ²⁺	Pt	+1,20
Fe ²⁺	Fe	-0,44	Au ³⁺	Au	+1,50

Константы диссоциации некоторых слабых электролитов (20°C)

Название (традиционное)	Формула	K ₁	K ₂	K ₃
Кислоты				
Азотистая	HNO ₂	6,9·10 ⁻⁴		
Борная (орто)	H ₃ BO ₃	7,1·10 ⁻¹⁰	1,8·10 ⁻¹³	1,6·10 ⁻¹⁴
Бромноватая	HBrO ₃	2,0·10 ⁻¹		
Бромноватистая	HBrO	2,2·10 ⁻⁹		
Валериановая	CH ₂ (CH ₂) ₃ COOH	1,4·10 ⁻⁵		
Ванадиевая (орто)	H ₃ VO ₄	1,8·10 ⁻⁴	3,2·10 ⁻¹⁰	4,0·10 ⁻¹⁵
Вольфрамовая	H ₂ WO ₄	6,3·10 ⁻³	2,0·10 ⁻⁴	
Дихромовая	H ₂ Cr ₂ O ₇		2,3·10 ⁻²	
Иодноватая	HIО ₃	1,7·10 ⁻¹		
Иодноватистая	HIО	2,3·10 ⁻¹¹		
Кремниевая (орто)	H ₄ SiO ₄	1,3·10 ⁻¹⁰	1,6·10 ⁻¹²	2,0·10 ⁻¹⁴
Марганцовистая	H ₂ MnO ₄	10 ⁻¹	7,1·10 ⁻¹¹	
Молибденовая	H ₂ MoO ₄	2,9·10 ⁻³	1,4·10 ⁻⁴	
Муравьиная	HCOOH	1,8·10 ⁻⁴		
Мышьяковая	H ₃ AsO ₄	5,6·10 ⁻³	1,7·10 ⁻⁷	3,0·10 ⁻¹²
Пропионовая	CH ₃ CH ₂ COOH	1,3·10 ⁻⁵		
Селенистая	H ₂ SeO ₃	1,8·10 ⁻³	3,2·10 ⁻⁹	
Селенисто - водородная	H ₂ SeO ₃	1,3·10 ⁻⁴	1,0·10 ⁻¹¹	
Селеновая	H ₂ SeO ₄		1,2·10 ⁻²	
Сернистая	H ₂ SO ₃	1,4·10 ⁻²	6,2·10 ⁻⁸	
Сероводородная	H ₂ S	1,0·10 ⁻⁷	2,5·10 ⁻¹³	
Синильная	HCN	5,0·10 ⁻¹⁰		
Теллуристая	H ₂ TeO ₃	2,7·10 ⁻³	1,8·10 ⁻⁸	
Теллуриводородная	H ₂ Te	2,3·10 ⁻³	6,9·10 ⁻¹³	
Тиосерная	H ₂ S ₂ O ₃	2,5·10 ⁻¹	1,9·10 ⁻²	
Угольная	H ₂ CO ₃	4,5·10 ⁻⁷	4,8·10 ⁻¹¹	
Уксусная	CH ₃ COOH	1,7·10 ⁻⁵		
Фосфористая	H ₃ PO ₃	3,1·10 ⁻²	1,6·10 ⁻⁷	
Фосфорная (орто)	H ₃ PO ₄	7,1·10 ⁻³	6,2·10 ⁻⁸	5,0·10 ⁻¹³
Фтороводородная	HF	6,2·10 ⁻⁴		
Хлористая	HClO ₂	1,1·10 ⁻²		
Хлорноватистая	HClO ₂	3,0·10 ⁻⁸		

Название (традиционное)	Формула	K ₁	K ₂	K ₃
Хромовая	H ₂ CrO ₄	1,6·10 ⁻¹	3,2·10 ⁻⁷	
Щавелевая	H ₂ C ₂ O ₄	5,6·10 ⁻²	5,4·10 ⁻⁵	
Основания (гидроксиды)				
Алюминия гидр.	Al(OH) ₃			1·10 ⁻⁹
Аммония гидр.	NH ₃ ·H ₂ O (NH ₄ OH)	1,8·10 ⁻⁵		
Бериллия гидр.	Be(OH) ₂	3,0·10 ⁻⁷	3,3·10 ⁻⁸	
Висмута (III) гидр.	Bi(OH) ₃		4,0·10 ⁻⁴	4,0·10 ⁻¹³
Железа (II) гидр.	Fe(OH) ₂	6,2·10 ⁻⁵	2,8·10 ⁻⁶	
Железа (III) гидр.	Fe(OH) ₃	3,2·10 ⁻¹⁰	5,0·10 ⁻¹⁰	1,3·10 ⁻¹²
Кадмия гидр.	Cd(OH) ₂	2,4·10 ⁻³	1,5·10 ⁻⁷	
Кобальта (II) гидр.	Co(OH) ₂	1,6·10 ⁻⁵	4,0·10 ⁻⁵	
Магния гидр.	Mg(OH) ₂		2,5·10 ⁻³	
Марганца (II) гидр.	Mn(OH) ₂		1,2·10 ⁻⁴	
Меди (II) гидр.	Cu(OH) ₂	6,6·10 ⁻⁸	1,0·10 ⁻⁶	
Никеля (II) гидр.	Ni(OH) ₂	2,6·10 ⁻⁴	1,1·10 ⁻⁵	
Олова (II) гидр.	Sn(OH) ₂	9,8·10 ⁻¹⁰	1,2·10 ⁻¹²	
Ртуты (II) гидр.	Hg(OH) ₂	3,9·10 ⁻¹²	5·10 ⁻¹¹	
Свинца (II) гидр.	Pb(OH) ₂	9,6·10 ⁻⁴	3,0·10 ⁻⁸	
Серебра гидр.	AgOH	5,0·10 ⁻³		
Хрома (III) гидр.	Cr(OH) ₃		2·10 ⁻⁸	7,9·10 ⁻¹¹
Цинка гидроксид	Zn(OH) ₂	1,3·10 ⁻⁵	4,9·10 ⁻⁷	

Таблица П.3.7

Произведение растворимости мало- и труднорастворимых в воде соединений

Соединение	ПР	Соединение	ПР
Ag ₃ AsO ₃	1·10 ⁻¹⁷	CuCN	3.2·10 ⁻²⁰
Ag ₃ AsO ₄	1·10 ⁻²²	CuCO ₃	2.5·10 ⁻¹⁰
AgBO ₂	4·10 ⁻³	CuC ₂ O ₄	3·10 ⁻⁸
AgBr	5.3·10 ⁻¹³	CuCl	1.2·10 ⁻⁶
AgBrO ₃	5.5·10 ⁻⁵	CuCrO ₄	3.6·10 ⁻⁶
AgCN	1.4·10 ⁻¹⁶	CuI	1.1·10 ⁻¹²
Ag ₂ CO ₃	1.2·10 ⁻¹²	Cu(IO ₃) ₂	7.4·10 ⁻⁸
Ag ₂ C ₂ O ₄	3.5·10 ⁻¹¹	CuN ₃	5.0·10 ⁻⁹
AgCl	1.78·10 ⁻¹⁰	Cu(OH) ₂	2.2·10 ⁻²⁰
AgClO ₂	2·10 ⁻⁴	CuS	6.3·10 ⁻³⁶

Соединение	ПР	Соединение	ПР
AgClO ₃	5.0·10 ⁻²	Cu ₂ S	2.5·10 ⁻⁴⁸
Ag ₂ CrO ₄	1.1·10 ⁻¹²	Fe(OH) ₂	8·10 ⁻¹⁶
Ag ₂ Cr ₂ O ₇	1·10 ⁻¹⁰	Fe(OH) ₃	6.3·10 ⁻³⁸
AgI	8.3·10 ⁻¹⁷	FePO ₄	1.3·10 ⁻²²
AgIO ₃	3.0·10 ⁻⁸	FeS	5·10 ⁻¹⁸
AgMnO ₄	1.6·10 ⁻³	FeS ₂	6.3·10 ⁻³¹
Ag ₂ MoO ₄	2.8·10 ⁻¹²	MgCO ₃	2.1·10 ⁻⁵
AgNO ₂	6.0·10 ⁻⁴	MgC ₂ O ₄	8.5·10 ⁻⁵
Ag ₃ PO ₄	1.3·10 ⁻²⁰	MgF ₂	6.5·10 ⁻⁹
Ag ₂ S	2.0·10 ⁻⁵⁰	Mg(IO ₃) ₂	3·10 ⁻³
AgSCN	1.1·10 ⁻¹²	Mg(OH) ₂	6.0·10 ⁻¹⁰
Ag ₂ SO ₃	1.5·10 ⁻¹⁴	Mg ₃ (PO ₄) ₂	1·10 ⁻¹³
Ag ₂ SO ₄	1.6·10 ⁻⁵	MgSO ₃	3·10 ⁻³
Al(OH) ₃	1·10 ⁻³²	Mn ₃ (AsO ₄) ₂	1.9·10 ⁻²⁹
AlPO ₄	5.75·10 ⁻¹⁹	MnCO ₃	1.8·10 ⁻¹¹
AuBr	5.0·10 ⁻¹⁷	MnC ₂ O ₄	5·10 ⁻⁶
AuBr ₃	4.0·10 ⁻³⁶	Mn(OH) ₂	1.9·10 ⁻¹³
AuCl	2.0·10 ⁻¹³	Mn(OH) ₃	1·10 ⁻³⁶
AuCl ₃	3.2·10 ⁻²⁵	Mn(OH) ₄	1·10 ⁻⁵⁶
AuOH	7.9·10 ⁻²⁰	MnS	2.5·10 ⁻¹⁰
Au(OH) ₃	5.5·10 ⁻⁴⁶	NiCO ₃	1.3·10 ⁻⁷
AuI	1.6·10 ⁻²³	NiC ₂ O ₄	4·10 ⁻¹⁰
AuI ₃	1·10 ⁻⁴⁶	Ni(ClO ₃) ₂	1·10 ⁻⁴
BaCO ₃	4.0·10 ⁻¹⁰	Ni(OH) ₂	2.0·10 ⁻¹⁵
BaC ₂ O ₄	1.1·10 ⁻⁷	NiS α	3.2·10 ⁻¹⁹
BaCrO ₄	1.2·10 ⁻¹⁰	Pb ₃ (AsO ₄) ₂	4.1·10 ⁻³⁶
BaF ₂	1.1·10 ⁻⁶	PbBr ₂	9.1·10 ⁻⁶
Ba(IO ₃) ₂	1.5·10 ⁻⁹	Pb(BrO ₃) ₂	8.0·10 ⁻⁶
BaMnO ₄	2.5·10 ⁻¹⁰	PbCO ₃	7.5·10 ⁻¹⁴
Ba(OH) ₂	5.0·10 ⁻³	PbC ₂ O ₄	4.8·10 ⁻¹⁰
Ba ₃ (PO ₄) ₂	6·10 ⁻³⁹	PbCl ₂	1.6·10 ⁻⁵
BaSO ₃	8·10 ⁻⁷	PbCrO ₄	1.8·10 ⁻¹⁴
BaSO ₄	1.1·10 ⁻¹⁰	PbF ₂	2.7·10 ⁻⁸
Be(OH) ₂	6.3·10 ⁻²²	PbI ₂	1.1·10 ⁻⁹
BiAsO ₄	2.8·10 ⁻¹⁰	Pb(IO ₃) ₂	2.6·10 ⁻¹³
BiI ₃	8.1·10 ⁻¹⁹	Pb(OH) ₂	5·10 ⁻¹⁶

Соединение	ПР	Соединение	ПР
BiPO ₄	1.3·10 ⁻²³	Pb ₃ (PO ₄) ₂	7.9·10 ⁻⁴³
Bi ₂ S ₃	1·10 ⁻⁹⁷	PbS	2.5·10 ⁻²⁷
Ca ₃ (AsO ₄) ₂	6.8·10 ⁻¹⁹	Pb(SCN) ₂	2.0·10 ⁻⁵
CaCO ₃	3.8·10 ⁻⁹	PbSO ₄	1.6·10 ⁻⁸
CaC ₂ O ₄	2.3·10 ⁻⁹	PbS ₂ O ₃	4.0·10 ⁻⁷
CaCrO ₄	7.1·10 ⁻⁴	SnI ₂	8.3·10 ⁻⁶
CaF ₂	4.0·10 ⁻¹¹	Sn(OH) ₂	6.3·10 ⁻²⁷
Ca(OH) ₂	5.5·10 ⁻⁶	Sn(OH) ₄	1·10 ⁻⁵⁷
Ca ₃ (PO ₄) ₂	2.0·10 ⁻²⁹	SnS	2.5·10 ⁻²⁷
CaSO ₃	3.2·10 ⁻⁷	SrCO ₃	1.1·10 ⁻¹⁰
CaSO ₄	2.5·10 ⁻⁵	SrC ₂ O ₄	1.6·10 ⁻⁷
CaSeO ₃	4.7·10 ⁻⁶	SrCrO ₄	3.6·10 ⁵
CdCO ₃	1.0·10 ⁻¹²	SrF ₂	2.5·10 ⁻⁹
CdC ₂ O ₄	1.5·10 ⁻⁸	Sr(OH) ₂	3.2·10 ⁻⁴
Cd(OH) ₂	2.2·10 ⁻¹⁴	Sr ₃ (PO ₄) ₂	1·10 ⁻³¹
CdS	1.6·10 ⁻²⁸	SrPO ₃ F	3·10 ⁻³
Co ₃ (AsO ₄) ₂	7.6·10 ⁻²⁹	SrSO ₃	4·10 ⁻⁸
Co(BO ₂) ₂	3.2·10 ⁻⁹	SrSO ₄	3.2·10 ⁻⁷
CoCO ₃	1.05·10 ⁻¹⁰	Zn(CN) ₂	2.6·10 ⁻¹³
Co(OH) ₃	4·10 ⁻⁴⁵	ZnCO ₃	1.45·10 ⁻¹¹
Cr(OH) ₂	1.0·10 ⁻¹⁷	ZnC ₂ O ₄	2.75·10 ⁻⁸
Cr(OH) ₃	6.3·10 ⁻³¹	Zn(IO ₃) ₂	2.0·10 ⁻⁸
CrPO ₄ фиолетов	1.0·10 ⁻¹⁷	Zn(OH) ₂	1.2·10 ⁻¹⁷
CrPO ₄ зелёный	2.4·10 ⁻²³	Zn ₃ (PO ₄) ₂	9.1·10 ⁻³³
CuBr	5.25·10 ⁻⁹	ZnS	1.6·10 ⁻²⁴

Таблица П.3.8

Константы нестойкости комплексных ионов в водных растворах

Комплексный ион	K нестойкости	pK
[Ag(NH ₃) ₂] ⁺	5,89·10 ⁻⁸	7,23
[Ag(NO ₂) ₂] ⁻	1,3·10 ⁻³	2,89
[Ag(S ₂ O ₃) ₂] ³⁻	2,5·10 ⁻¹⁴	13,60
[Ag(CN) ₂] ⁻	1,4·10 ⁻²⁰	19,85
[AgI ₂] ⁻	5,5·10 ⁻¹²	11,74

Комплексный ион	K нестойкости	pK
[Al(OH) ₄ (H ₂ O) ₂] ⁻	1,0·10 ⁻³³	33,0
[AlF ₆] ³⁻	5,01·10 ⁻¹⁸	17,30
[AuCl ₄] ⁻	5,0·10 ⁻²²	21,30
[Be(OH) ₄] ²⁻	1,0·10 ⁻¹⁵	15,0
[BeF ₄] ²⁻	4,17 · 10 ⁻¹⁷	16,30
[Cd(CN) ₄] ²⁻	7,76·10 ⁻¹⁸	17,11
[Cd(NH ₃) ₆] ²⁺	2,76·10 ⁻⁵	4,56
[Co(C ₂ O ₄) ₃] ³⁻	5,0·10 ⁻¹²	11,30
[Co(NH ₃) ₆] ²⁺	4,07·10 ⁻⁵	4,39
[Co(NH ₃) ₆] ³⁺	6,15·10 ⁻³⁶	35,21
[Co(NO ₂) ₆] ³⁻	1,0·10 ⁻²²	22,0
[Co(SCN) ₄] ²⁻	5,50·10 ⁻³	2,26
[Cr(OH) ₄] ⁻	1,26·10 ⁻³⁰	29,90
[Cu(CN) ₂] ⁻	1,0·10 ⁻²⁴	24,00
[Cu(CN) ₄] ³⁻	5,13·10 ⁻³¹	30,29
[Cu(NH ₃) ₄] ²⁺	9,33·10 ⁻¹³	12,03
[Fe(C ₂ O ₄) ₆] ⁴⁻	8,0·10 ⁻⁹	8,10
[Fe(CN) ₆] ³⁻	6,3·10 ⁻²¹	10,20
[Fe(CN) ₆] ⁴⁻	1,4 □ 10 ⁻³⁷	36,84
[FeF ₆] ³⁻	7,94 □ 10 ⁻¹⁷	16,10
[HgBr ₄] ²⁻	1,0 □ 10 ⁻²¹	21,0
[HgI ₄] ²⁻	1,4 □ 10 ⁻³⁰	29,85
[Hg(CN) ₄] ²⁻	4,0 □ 10 ⁻⁴²	41,40
[Hg(SCN) ₄] ²⁻	8,0 □ 10 ⁻²²	21,10
[Ni(NH ₃) ₄] ²⁺	1,12·10 ⁻⁸	7,95
[Ni(NH ₃) ₆] ²⁺	9,77·10 ⁻⁹	8,01
[PtBr ₄] ²⁻	3,0·10 ⁻²¹	20,52
[PtCl ₄] ²⁻	1,0·10 ⁻¹⁶	16,00
[SnCl ₆] ⁴⁻	5,1 □ 10 ⁻¹¹	10,29
[Zn(CN) ₄] ²⁻	6,3 □ 10 ⁻¹⁸	17,20
[Zn(NH ₃) ₄] ²⁺	2,0·10 ⁻⁹	8,70
[Zn(OH) ₄] ²⁻	3,6·10 ⁻¹⁶	15,44

Таблица П.3.9

Давление насыщенного водяного пара при различных температурах

T, °C	P(H ₂ O), кПа	P(H ₂ O), мм рт. ст.	T, °C	P(H ₂ O), кПа	P(H ₂ O), мм рт. ст.	T, °C	P(H ₂ O), кПа	P(H ₂ O), мм рт. ст.
10	1,226	9,2	15	1,706	12,8	20	2,333	17,5
11	1,306	9,8	16	1,813	13,6	21	2,479	18,0
12	1,399	10,5	17	1,933	14,5	22	2,639	19,8
13	1,493	11,2	18	2,066	15,5	23	2,813	21,1
14	1,599	12,0	19	2,199	16,5	24	2,986	22,4

Таблица П.3.10

Нормальные (стандартные) электродные потенциалы в водных растворах φ°, В

Элемент	Полуреакция	Электродный потенциал, В
Ag	$\text{Ag}_2\text{S} + 2e = 2\text{Ag} + \text{S}^{2-}$	-0,70
	$\text{Ag}(\text{CN})_2^- + e = \text{Ag} + 2\text{CN}^-$	-0,29
	$\text{AgI} + e = \text{Ag} + \text{I}^-$	-0,152
	$\text{AgCN} + e = \text{Ag} + \text{CN}^-$	-0,04
	$\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2^{3-} + e = \text{Ag} + 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	0,01
	$\text{AgBr} + e = \text{Ag} + \text{Br}^-$	0,071
	$\text{AgCl} + e = \text{Ag} + \text{Cl}^-$	0,222
	$\text{Ag}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} + 2e = 2\text{Ag} + 2\text{OH}^-$	0,344
	$\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+ + e = \text{Ag} + 2\text{NH}_3$	0,373
	$\text{Ag}_2\text{CrO}_4 + 2e = 2\text{Ag} + \text{CrO}_4^{2-}$	0,446
	$\text{Ag}_2\text{C}_2\text{O}_4 + 2e = 2\text{Ag} + \text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	0,472
	$\text{AgBrO}_3 + e = \text{Ag} + \text{BrO}_3^-$	0,55
	$2\text{AgO} + \text{H}_2\text{O} + 2e = \text{Ag}_2\text{O} + 2\text{OH}^-$	0,60
$\text{Ag}^+ + e = \text{Ag}$	0,799	

Элемент	Полуреакция	Электродный потенциал, В
	$\text{Ag}_2\text{O} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = 2\text{Ag} + \text{H}_2\text{O}$	1,173
	$2\text{AgO} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Ag}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$	1,398
Al	$\text{AlO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{e} = \text{Al} + 4\text{OH}^-$	-2,35
	$\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{e} = \text{Al} + 3\text{OH}^-$	-2,31
	$\text{AlF}_6^{3-} + 3\text{e} = \text{Al} + 6\text{F}^-$	-2,07
	$\text{Al}^{3+} + 3\text{e} = \text{Al}$	-1,663
	$\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{Al} + 3\text{H}_2\text{O}$	-1,471
	$\text{AlO}_2^- + 4\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{Al} + 2\text{H}_2\text{O}$	-1,262
As	$\text{As} + 3\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{AsH}_3$	-0,60
	$\text{HAsO}_2 + 3\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{As} + 2\text{H}_2\text{O}$	0,248
	$\text{H}_3\text{AsO}_4 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{HAsO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	0,559
	$\text{H}_3\text{AsO}_4 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_3\text{AsO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	0,58
Au	$\text{Au}(\text{CN})_2 + \text{e} = \text{Au} + 2\text{CN}^-$	-0,61
	$\text{AuBr}_4^- + 2\text{e} = \text{AuBr}_2^- + 2\text{Br}^-$	0,802
	$\text{AuCl}_4^- + 2\text{e} = \text{AuCl}_2^- + 2\text{Cl}^-$	0,926
	$\text{AuBr}_2^- + \text{e} = \text{Au} + 2\text{Br}^-$	0,959
	$\text{AuCl}_2^- + 2\text{e} = \text{Au} + 2\text{Cl}^-$	1,15
	$\text{Au}^{3+} + 2\text{e} = \text{Au}^+$	1,401
	$\text{Au}^{3+} + 3\text{e} = \text{Au}$	1,498
	$\text{Au}^+ + \text{e} = \text{Au}$	1,692
B	$\text{BF}_4^- + 3\text{e} = \text{B} + 4\text{F}^-$	-1,04
	$\text{H}_3\text{BO}_3 + 3\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{B} + 3\text{H}_2\text{O}$	-0,869
	$\text{BO}_3^{3-} + 6\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{B} + 3\text{H}_2\text{O}$	-0,165
Ba	$\text{Ba}^{2+} + 2\text{e} = \text{Ba}$	-2,905
Be	$\text{Be}^{2+} + 2\text{e} = \text{Be}$	-1,847

Элемент	Полуреакция	Электродный потенциал, В
	$\text{Be}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Be} + 2\text{H}_2\text{O}$	-1,820
	$\text{BeO}_2^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Be} + 2\text{H}_2\text{O}$	-0,909
Bi	$\text{Bi}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O} + 6\text{e} = 2\text{Bi} + 6\text{OH}^-$	-0,46
	$\text{BiOCl} + 2\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{Bi} + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$	0,16
	$\text{Bi}^{3+} + 3\text{e} = \text{Bi}$	0,215
	$\text{BiO}^+ + 2\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{Bi} + \text{H}_2\text{O}$	0,32
	$\text{Bi}_2\text{O}_3 + 6\text{H}^+ + 6\text{e} = 2\text{Bi} + 3\text{H}_2\text{O}$	0,371
	$\text{NaBiO}_3(\text{т}) + 6\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Bi}^{3+} + \text{Na}^+ + 3\text{H}_2\text{O}$	1,6 - 1,808
Br	$2\text{BrO}^- + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{Br}_2 + 4\text{OH}^-$	0,45
	$2\text{BrO}_3^- + 6\text{H}_2\text{O} + 10\text{e} = \text{Br}_2 + 12\text{OH}^-$	0,50
	$\text{BrO}_3^- + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e} = \text{BrO}^- + 4\text{OH}^-$	0,54
	$\text{BrO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6\text{e} = \text{Br}^- + 6\text{OH}^-$	0,61
	$\text{BrO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{Br}^- + 2\text{OH}^-$	0,76
	$\text{Br}_3^- + 2\text{e} = 3\text{Br}^-$	1,05
	$\text{Br}_2(\text{ж}) + 2\text{e} = 2\text{Br}^-$	1,065
	$\text{BrO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\text{e} = \text{Br}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	1,44
	$2\text{BrO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\text{e} = \text{Br}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	1,52
	$2\text{HBrO} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Br}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	1,59
C	$\text{HCOO}^- + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{HCHO} + 3\text{OH}^-$	-1,07
	$2\text{CO}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	-0,49
	$\text{CO}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{HCOOH}$	-0,20
	$\text{C}(\text{графит}) + 4\text{H}^+ + 4\text{e} = \text{CH}_4$	-0,132
	$\text{CO}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{CO} + \text{H}_2\text{O}$	-0,12
	$\text{HCOOH} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{HCHO} + \text{H}_2\text{O}$	-0,01

Элемент	Полуреакция	Электродный потенциал, В
	$\text{HCOOH} + 4\text{H}^+ + 4\text{e} = \text{CH}_3\text{OH} + \text{H}_2\text{O}$	0,145
	$\text{HCOO}^- + 3\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{HCHO} + \text{H}_2\text{O}$	0,167
	$\text{CH}_3\text{CHO} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	0,19
	$\text{CO}_3^{2-} + 6\text{H}^+ + 4\text{e} = \text{HCHO} + 2\text{H}_2\text{O}$	0,197
	$\text{HCOO}^- + 5\text{H}^+ + 4\text{e} = \text{CH}_3\text{OH} + \text{H}_2\text{O}$	0,199
	$\text{CO}_3^{2-} + 8\text{H}^+ + 6\text{e} = \text{CH}_3\text{OH} + 2\text{H}_2\text{O}$	0,209
	$\text{CO}_3^{2-} + 3\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{HCOO}^- + \text{H}_2\text{O}$	0,227
	$\text{HCHO} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{CH}_3\text{OH}$	0,232
	$2\text{CO}_3^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{C}_2\text{O}_4^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}$	0,441
	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{C}_2\text{H}_6 + \text{H}_2\text{O}$	0,46
	$\text{CO}_3^{2-} + 6\text{H}^+ + 4\text{e} = \text{C(графит)} + 3\text{H}_2\text{O}$	0,475
	$\text{CO} + 6\text{H}^+ + 6\text{e} = \text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O}$	0,497
	$\text{CH}_3\text{OH} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O}$	0,59
Ca	$\text{Ca}^{2+} + 2\text{e} = \text{Ca}$	-2,866
Cd	$\text{CdS} + 2\text{e} = \text{Cd} + \text{S}^{2-}$	-1,175
	$\text{Cd(CN)}_4^{2-} + 2\text{e} = \text{Cd} + 4\text{CN}^-$	-1,09
	$\text{Cd(OH)}_2 + 2\text{e} = \text{Cd} + 2\text{OH}^-$	-0,81
	$[\text{Cd(NH}_3)_4]^{2+} + 2\text{e} = \text{Cd} + 4\text{NH}_3$	-0,61
	$\text{Cd}^{2+} + 2\text{e} = \text{Cd}$	-0,403
	$\text{Cd(OH)}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Cd} + 2\text{H}_2\text{O}$	0,005
	$\text{CdO} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Cd} + \text{H}_2\text{O}$	0,063
Cl	$\text{ClO}_4^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{ClO}_3^- + 2\text{OH}^-$	0,36
	$2\text{ClO}^- + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{Cl}_2 + 4\text{OH}^-$	0,40
	$\text{ClO}_4^- + \text{H}_2\text{O} + 8\text{e} = \text{Cl}^- + 8\text{OH}^-$	0,56
	$\text{ClO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6\text{e} = \text{Cl}^- + 6\text{OH}^-$	0,63

Элемент	Полуреакция	Электродный потенциал, В
	$\text{ClO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 5\text{e} = \text{Cl}^- + 4\text{OH}^-$	0,85
	$\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{Cl}^- + 2\text{OH}^-$	0,88
	$\text{ClO}_3^- + 2\text{H}^+ + \text{e} = \text{ClO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	1,15
	$\text{ClO}_4^- + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{ClO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$	1,189
	$\text{ClO}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e} = 2\text{HCl} + \text{H}_2\text{O}$	1,351
	$\text{Cl}_2 + 2\text{e} = 2\text{Cl}^-$	1,3595
	$\text{ClO}_4^- + 8\text{H}^+ + 8\text{e} = \text{Cl}^- + 4\text{H}_2\text{O}$	1,38
	$2\text{ClO}_4^- + 16\text{H}^+ + 14\text{e} = \text{Cl}_2 + 8\text{H}_2\text{O}$	1,39
	$\text{ClO}_2 + 5\text{H}^+ + 5\text{e} = \text{HCl} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,436
	$\text{ClO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\text{e} = \text{Cl}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	1,451
	$2\text{ClO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\text{e} = \text{Cl}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	1,47
	$\text{HClO} + \text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$	1,494
	$\text{ClO}_2 + 4\text{H}^+ + 5\text{e} = \text{Cl}^- + 2\text{H}_2\text{O}$	1,51
	$2\text{ClO}_2 + 8\text{H}^+ + 8\text{e} = \text{Cl}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$	1,549
	$\text{HClO}_2 + 3\text{H}^+ + 4\text{e} = \text{Cl}^- + 2\text{H}_2\text{O}$	1,57
	$2\text{HClO} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	1,63
	$2\text{HClO}_2 + 6\text{H}^+ + 6\text{e} = \text{Cl}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$	1,64
	$[\text{Co}(\text{CN})_6]^{3-} + \text{e} = [\text{Co}(\text{CN})_6]^{4-}$	-0,84
	$\text{Co}(\text{OH})_2 + 2\text{e} = \text{Co} + 2\text{OH}^-$	-0,73
	$\text{CoCO}_3 + 2\text{e} = \text{Co} + \text{CO}_3^{2-}$	-0,64
	$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+} + 2\text{e} = \text{Co} + 6\text{NH}_3$	-0,42
	$\text{Co}^{2+} + 2\text{e} = \text{Co}$	-0,277
	$\text{Co}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Co} + 2\text{H}_2\text{O}$	0,095
	$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+} + \text{e} = [\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	0,1

Элемент	Полуреакция	Электродный потенциал, В
	$\text{CoO} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Co} + \text{H}_2\text{O}$	0,166
	$\text{Co(OH)}_3 + \text{e} = \text{Co(OH)}_2 + \text{OH}^-$	0,17
	$\text{Co}^{3+} + 3\text{e} = \text{Co}$	0,33
	$\text{Co}^{3+} + \text{e} = \text{Co}^{2+}$	1,38 - 1,842
Cr	$\text{Cr(OH)}_2 + 2\text{e} = \text{Cr} + 2\text{OH}^-$	-1,4
	$\text{Cr(OH)}_3 + 3\text{e} = \text{Cr} + 3\text{OH}^-$	-1,3
	$\text{CrO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{e} = \text{Cr} + 4\text{OH}^-$	-1,2
	$\text{Cr}^{2+} + 2\text{e} = \text{Cr}$	-0,913
	$\text{Cr}^{3+} + 3\text{e} = \text{Cr}$	-0,744
	$\text{Cr(OH)}_3 + 3\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{Cr} + 3\text{H}_2\text{O}$	-0,654
	$\text{Cr}^{3+} + \text{e} = \text{Cr}^{2+}$	-0,407
	$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 3\text{e} = \text{Cr(OH)}_3 + 5\text{OH}^-$	-0,13
	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 12\text{e} = 2\text{Cr} + 7\text{H}_2\text{O}$	0,294
	$\text{CrO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 6\text{e} = \text{Cr} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,366
	$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{CrO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O}$	0,945
	$\text{CrO}_2^- + 4\text{H}^+ + \text{e} = \text{Cr}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,188
	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\text{e} = 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	1,333
	$\text{CrO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{Cr}^{3+} + 4\text{H}_2\text{O}$	1,477
Cu	$\text{Cu}_2\text{S} + 2\text{e} = 2\text{Cu} + \text{S}^{2-}$	-0,89
	$\text{CuS} + 2\text{e} = \text{Cu} + \text{S}^{2-}$	-0,71
	$[\text{Cu(CN)}_2]^- + \text{e} = \text{Cu} + 2\text{CN}^-$	-0,43
	$\text{Cu}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = 2\text{Cu} + 2\text{OH}^-$	-0,36
	$\text{Cu(OH)}_2 + 2\text{e} = \text{Cu} + 2\text{OH}^-$	-0,22
	$\text{CuI} + \text{e} = \text{Cu} + \text{I}^-$	-0,185
	$[\text{Cu(NH}_3)_2]^+ + \text{e} = \text{Cu} + 2\text{NH}_3$	-0,12

Элемент	Полуреакция	Электродный потенциал, В
	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+} + 2e = \text{Cu} + 4\text{NH}_3$	-0,07
	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+} + 2e = [\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]^+ + 2\text{NH}_3$	-0,01
	$\text{CuI}_2^- + e = \text{Cu} + 2\text{I}^-$	0,00
	$\text{CuBr} + e = \text{Cu} + \text{Br}^-$	0,03
	$\text{CuCl} + e = \text{Cu} + \text{Cl}^-$	0,137
	$\text{Cu}^{2+} + e = \text{Cu}^+$	0,153
	$\text{CuCl}_2^- + e = \text{Cu} + 2\text{Cl}^-$	0,177
	$2\text{Cu}^{2+} + \text{H}_2\text{O} + 2e = \text{Cu}_2\text{O} + 2\text{H}^+$	0,203
	$\text{Cu}^{2+} + 2e = \text{Cu}$	0,337
	$\text{Cu}^{2+} + 2\text{Cl}^- + e = \text{CuCl}_2^-$	0,463
	$\text{Cu}^+ + e = \text{Cu}$	0,520
	$\text{Cu}^{2+} + \text{Cl}^- + e = \text{CuCl}$	0,538
	$\text{CuO} + 2\text{H}^+ + 2e = \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$	0,570
	$\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ + 2e = \text{Cu} + 2\text{H}_2\text{O}$	0,609
	$\text{Cu}^{2+} + \text{Br}^- + e = \text{CuBr}$	0,640
	$2\text{CuO} + 2\text{H}^+ + 2e = \text{Cu}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$	0,669
	$\text{Cu}^{2+} + \text{I}^- + e = \text{CuI}$	0,86
	$\text{Cu}^{2+} + 2\text{CN}^- + e = \text{Cu}(\text{CN})_2$	1,12
	$\text{Cu}^{3+} + e = \text{Cu}^{2+}$	2,40
F	$\text{F}_2\text{O} + 2\text{H}^+ + 4e = 2\text{F}^- + \text{H}_2\text{O}$	2,1
	$\text{F}_2 + 2e = 2\text{F}^-$	2,87
Fe	$\text{FeS} + 2e = \text{Fe} + \text{S}^{2-}$	-0,95
	$\text{Fe}(\text{OH})_2 + 2e = \text{Fe} + 2\text{OH}^-$	-0,877
	$\text{FeCO}_3 + 2e = \text{Fe} + \text{CO}_3^{2-}$	-0,756
	$\text{Fe}(\text{OH})_3 + e = \text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{OH}^-$	-0,56
	$\text{Fe}^{2+} + 2e = \text{Fe}$	-0,440

Элемент	Полуреакция	Электродный потенциал, В
	$\text{Fe}_3\text{O}_4 + 8\text{H}^+ + 8\text{e} = 3\text{Fe} + 4\text{H}_2\text{O}$	-0,085
	$\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = 2\text{Fe}(\text{OH})_2$	-0,057
	$\text{Fe}_2\text{O}_3 + 6\text{H}^+ + 6\text{e} = 2\text{Fe} + 3\text{H}_2\text{O}$	-0,051
	$\text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Fe} + 2\text{H}_2\text{O}$	-0,047
	$\text{Fe}^{3+} + 3\text{e} = \text{Fe}$	-0,037
	$\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{Fe} + 3\text{H}_2\text{O}$	0,059
	$\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{H}^+ + \text{e} = \text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O}$	0,271
	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} + \text{e} = [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	0,356
	$\text{Fe}^{3+} + \text{e} = \text{Fe}^{2+}$ (1M H_2SO_4)	0,68
	$\text{Fe}^{3+} + \text{e} = \text{Fe}^{2+}$ (1M HCl)	0,70
	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} + \text{e} = [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ (1M HCl)	0,71
	$\text{Fe}^{3+} + \text{e} = \text{Fe}^{2+}$	0,771
	$\text{Fe}_3\text{O}_4 + 8\text{H}^+ + 2\text{e} = 3\text{Fe}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,980
H	$2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$	-0,828
	$2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2$	0,0000
	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = 2\text{H}_2\text{O}$	1,776
Hg	$\text{HgS} + 2\text{e} = \text{Hg} + \text{S}^{2-}$	-0,69
	$[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-} + 2\text{e} = \text{Hg} + 4\text{CN}^-$	-0,37
	$\text{Hg}_2\text{I}_2 + 2\text{e} = 2\text{Hg} + 2\text{I}^-$	-0,041
	$\text{HgI}_4^{2-} + 2\text{e} = \text{Hg} + 4\text{I}^-$	-0,04
	$\text{HgO}(\text{красная}) + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{Hg} + 2\text{OH}^-$	0,098
	$\text{Hg}_2\text{Br}_2 + 2\text{e} = 2\text{Hg} + 2\text{Br}^-$	0,140
	$[\text{HgBr}_4]^{2-} + 2\text{e} = \text{Hg} + 4\text{Br}^-$	0,21
	$\text{Hg}_2\text{Cl}_2 + 2\text{K}^+ + 2\text{e} = 2\text{Hg} + 2\text{KCl}$ (ТВ)	0,2415
	$\text{Hg}_2\text{Cl}_2 + 2\text{e} = 2\text{Hg} + 2\text{Cl}^-$	0,268

Элемент	Полуреакция	Электродный потенциал, В
	$\text{Hg}_2\text{Cl}_2 + 2e = 2\text{Hg} + 2\text{Cl}^-$ (1M KCl)	0,28
	$\text{Hg}_2\text{Cl}_2 + 2e = 2\text{Hg} + 2\text{Cl}^-$ (0,1M KCl)	0,334
	$[\text{HgCl}_4]^{2-} + 2e = \text{Hg} + 4\text{Cl}^-$	0,48
	$\text{Hg}_2\text{SO}_4 + 2e = 2\text{Hg} + \text{SO}_4^{2-}$	0,6151
	$\text{Hg}_2^{2+} + 2e = 2\text{Hg}$	0,788
	$\text{Hg}^{2+} + 2e = \text{Hg}$	0,850
	$2\text{Hg}^{2+} + 2e = \text{Hg}_2^{2+}$	0,920
	$\text{HgO} + 2\text{H}^+ + 2e = \text{Hg} + \text{H}_2\text{O}$	0,926
I	$\text{IO}_3^- + 2\text{H}_2\text{O} + 4e = \text{IO}^- + 4\text{OH}^-$	0,14
	$2\text{IO}_3^- + 6\text{H}_2\text{O} + 10e = \text{I}_2 + 12\text{OH}^-$	0,21
	$\text{IO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6e = \text{I}^- + 6\text{OH}^-$	0,25
	$2\text{IO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2e = \text{I}_2 + 4\text{OH}^-$	0,45
	$\text{IO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2e = \text{I}^- + 2\text{OH}^-$	0,49
	$\text{I}_2 + 2e = 2\text{I}^-$	0,536
	$\text{I}_3^- + 2e = 3\text{I}^-$	0,545
	$\text{IO}_3^- + 2\text{H}_2\text{O} + 4e = \text{IO}^- + 4\text{OH}^-$	0,56
	$\text{HIO} + \text{H}^+ + 2e = \text{I}^- + \text{H}_2\text{O}$	0,99
	$2\text{ICl}_2^- + 2e = \text{I}_2 + 4\text{Cl}^-$	1,06
	$\text{IO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6e = \text{I}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	1,085
	$\text{IO}_3^- + 5\text{H}^+ + 4e = \text{HIO} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,14
	$2\text{IO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10e = \text{I}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	1,19
	$2\text{HIO} + 2\text{H}^+ + 2e = \text{I}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	1,45
	$\text{H}_5\text{IO}_6 + \text{H}^+ + 2e = \text{IO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O}$	1,60
K	$\text{K}^+ + e = \text{K}$	-2,924
Li	$\text{Li}^+ + e = \text{Li}$	-3,045

Элемент	Полуреакция	Электродный потенциал, В
Mg	$\text{Mg(OH)}_2 + 2e = \text{Mg} + 2\text{OH}^-$	-2,69
	$\text{Mg}^{2+} + 2e = \text{Mg}$	-2,363
	$\text{Mg(OH)}_2 + 2\text{H}^+ + 2e = \text{Mg} + 2\text{H}_2\text{O}$	-1,862
Mn	$\text{MnCO}_3 + 2e = \text{Mn} + \text{CO}_3^{2-}$	-1,48
	$\text{Mn}^{2+} + 2e = \text{Mn}$	-1,18
	$\text{Mn(OH)}_2 + 2\text{H}^+ + 2e = \text{Mn} + 2\text{H}_2\text{O}$	-0,727
	$\text{MnO}_4^- + e = \text{MnO}_4^{2-}$	0,564
	$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3e = \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	0,60
	$\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2e = \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,228
	$\text{Mn}_2\text{O}_3 + 6\text{H}^+ + 2e = 2\text{Mn}^{2+} + 3\text{H}_2\text{O}$	1,443
	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5e = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	1,507
	$\text{Mn}^{3+} + e = \text{Mn}^{2+}$ (8M H_2SO_4)	1,509
	$\text{MnO}_4^- + 4\text{H}^+ + 3e = \text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	1,692
	$\text{MnO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2e = \text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	2,257
	N	$3\text{N}_2 + 2e = 2\text{N}_3^-$
$3\text{N}_2 + 2\text{H}^+ + 2e = 2\text{HN}_3$		-3,1
$\text{N}_2 + 4\text{H}_2\text{O} + 2e = 2\text{NH}_2\text{OH} + 2\text{OH}^-$		-3,04
$\text{N}_2 + 4\text{H}_2\text{O} + 4e = \text{N}_2\text{H}_4 + 4\text{OH}^-$		-1,16
$\text{N}_2 + 8\text{H}_2\text{O} + 6e = 2\text{NH}_4\text{OH} + 6\text{OH}^-$		-0,74
$\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O} + e = \text{NO} + 2\text{OH}^-$		-0,46
$\text{NO}_2^- + 6\text{H}_2\text{O} + 6e = \text{NH}_4\text{OH} + 7\text{OH}^-$		-0,15
$\text{NO}_3^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3e = \text{NO} + 4\text{OH}^-$		-0,14
$\text{NO}_3^- + 7\text{H}_2\text{O} + 8e = \text{NH}_4\text{OH} + 9\text{OH}^-$		-0,12
$\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 2e = \text{NO}_2^- + 2\text{OH}^-$		0,01

Элемент	Полуреакция	Электродный потенциал, В
	$N_2 + 6H^+ + 6e = 2NH_3$	0,057
	$N_2H_4 + 4H_2O + 2e = 2NH_4OH + 2OH^-$	0,1
	$N_2 + 8H^+ + 6e = 2NH_4^+$	0,275
	$2NO_2^- + 4H_2O + 6e = N_2 + 8OH^-$	0,41
	$NH_2OH + 2H_2O + 2e = NH_4OH + 2OH^-$	0,42
	$2NO_2 + 4H_2O + 8e = N_2 + 8OH^-$	0,53
	$NO_3^- + 2H^+ + e = NO_2 + H_2O$	0,78
	$NO_3^- + 2H^+ + e = NO_2 + H_2O$	0,80
	$2NO + 2H_2O + 4e = N_2 + 4OH^-$	0,85
	$HNO_2 + 7H^+ + 6e = NH_4^+ + 2H_2O$	0,864
	$NO_3^- + 10H^+ + 8e = NH_4^+ + 3H_2O$	0,87
	$2NO_2 + 2e = 2NO_2^-$	0,88
	$N_2O + H_2O + 2e = N_2 + 2OH^-$	0,94
	$NO_3^- + 3H^+ + 2e = HNO_2 + H_2O$	0,94
	$NO_3^- + 4H^+ + 3e = NO + 2H_2O$	0,957
	$NO_3^- + 4H^+ + 3e = NO + 2H_2O$	0,96
	$HNO_2 + H^+ + e = NO + H_2O$	1,00
	$NO_2 + 2H^+ + 2e = NO + H_2O$	1,03
	$NO_2 + H^+ + e = HNO_2$	1,09
	$2NO_3^- + 10H^+ + 8e = N_2O + 5H_2O$	1,116
	$2NO_3^- + 12H^+ + 10e = N_2 + 6H_2O$	1,246
	$2HNO_2 + 4H^+ + 4e = N_2O + 3H_2O$	1,297
	$2NO_2 + 8H^+ + 8e = N_2 + 4H_2O$	1,36
	$2HNO_2 + 6H^+ + 6e = N_2 + 4H_2O$	1,45

Элемент	Полуреакция	Электродный потенциал, В
	$2\text{NO} + 4\text{H}^+ + 4\text{e} = \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	1,678
	$\text{N}_2\text{O} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$	1,766
Na	$\text{Na}^+ + \text{e} = \text{Na}$	-2,714
	$\text{Ni}(\text{OH})_2 + 2\text{e} = \text{Ni} + 2\text{OH}^-$	-0,72
	$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+} + 2\text{e} = \text{Ni} + 6\text{NH}_3$	-0,49
	$\text{NiCO}_3 + 2\text{e} = \text{Ni} + \text{CO}_3^{2-}$	-0,45
	$\text{Ni}^{2+} + 2\text{e} = \text{Ni}$	-0,25
	$\text{Ni}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Ni} + 2\text{H}_2\text{O}$	0,110
	$\text{NiO} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Ni} + \text{H}_2\text{O}$	0,116
	$\text{NiO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Ni}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,68
O	$\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e} = 4\text{OH}^-$	0,401
	$\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2\text{O}_2$	0,682
	$\text{HO}_2^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = 3\text{OH}^-$	0,88
	$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e} = 2\text{H}_2\text{O}$	1,229
	$\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} + 3\text{e} = \text{O}_2 + 2\text{OH}^-$	1,24
	$\text{O}_3 + 6\text{H}^+ + 6\text{e} = 3\text{H}_2\text{O}$	1,511
	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = 2\text{H}_2\text{O}$	1,776
	$\text{O}_3 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$	2,07
P	$\text{H}_2\text{PO}_2^- + \text{e} = \text{P} + 2\text{OH}^-$	-2,05
	$\text{HPO}_3^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{H}_2\text{PO}_2^- + 3\text{OH}^-$	-1,57
	$\text{PO}_4^{3-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{HPO}_3^{2-} + 3\text{OH}^-$	-1,12
	$2\text{H}_3\text{PO}_4 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_4\text{P}_2\text{O}_6 + 2\text{H}_2\text{O}$	-0,94
	$\text{P} + 3\text{H}_2\text{O} + 3\text{e} = \text{PH}_3 + 3\text{OH}^-$	-0,89
	$\text{H}_3\text{PO}_2 + \text{H}^+ + \text{e} = \text{P} + 2\text{H}_2\text{O}$	-0,51

Элемент	Полуреакция	Электродный потенциал, В
	$\text{H}_3\text{PO}_3 + 3\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{P(белый)} + 3\text{H}_2\text{O}$	-0,502
	$\text{H}_3\text{PO}_3 + 3\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_3\text{PO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	-0,50
	$\text{H}_3\text{PO}_3 + 3\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{P(красный)} + 3\text{H}_2\text{O}$	-0,454
	$\text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{H}^+ + 5\text{e} = \text{P(белый)} + 4\text{H}_2\text{O}$	-0,411
	$\text{H}_3\text{PO}_4 + 4\text{H}^+ + 4\text{e} = \text{H}_3\text{PO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	-0,39
	$\text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{H}^+ + 5\text{e} = \text{P(красный)} + 4\text{H}_2\text{O}$	-0,383
	$\text{H}_3\text{PO}_4 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_3\text{PO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	-0,276
	$\text{H}_3\text{PO}_3 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_3\text{PO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	-0,50
	$\text{P} + 3\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{PH}_3$	0,06
	$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_6 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = 2\text{H}_3\text{PO}_3$	0,38
Pb	$\text{PbS} + 2\text{e} = \text{Pb} + \text{S}^{2-}$	-0,93
	$\text{PbO} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{Pb} + 2\text{OH}^-$	-0,58
	$\text{PbCO}_3 + 2\text{e} = \text{Pb} + \text{CO}_3^{2-}$	-0,506
	$\text{PbI}_2 + 2\text{e} = \text{Pb} + 2\text{I}^-$	-0,365
	$\text{PbSO}_4 + 2\text{e} = \text{Pb} + \text{SO}_4^{2-}$	-0,3563
	$\text{PbF}_2 + 2\text{e} = \text{Pb} + 2\text{F}^-$	-0,350
	$\text{PbBr}_2 + 2\text{e} = \text{Pb} + 2\text{Br}^-$	-0,280
	$\text{PbCl}_2 + 2\text{e} = \text{Pb} + 2\text{Cl}^-$	-0,268
	$\text{Pb}^{2+} + 2\text{e} = \text{Pb}$	-0,126
	$\text{PbO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{PbO}_2^{2-} + 2\text{OH}^-$	0,2
	$\text{PbO} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Pb} + \text{H}_2\text{O}$	0,248
	$\text{Pb(OH)}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Pb} + \text{H}_2\text{O}$	0,277
	$\text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{PbO} + 2\text{OH}^-$	0,28
	$\text{Pb}_3\text{O}_4 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = 3\text{PbO} + \text{H}_2\text{O}$	0,972

Элемент	Полуреакция	Электродный потенциал, В
	$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,449-1,455
	$\text{PbO}_2 + \text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$	1,685
	$\text{Pb}^{4+} + 2\text{e} = \text{Pb}^{2+}$	1,694
Pd	$\text{Pd}(\text{OH})_2 + 2\text{e} = \text{Pd} + 2\text{OH}^-$	0,07
	$\text{PdI}_6^{2-} + 2\text{e} = \text{PdI}_4^{2-} + 2\text{I}^-$	0,623
	$\text{PdCl}_4^{2-} + 2\text{e} = \text{Pd} + 4\text{Cl}^-$	0,623
	$\text{PdO} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Pd} + \text{H}_2\text{O}$	0,896
	$\text{PdCl}_6^{2-} + 4\text{e} = \text{Pd} + 6\text{Cl}^-$	0,96
	$\text{Pd}^{2+} + 2\text{e} = \text{Pd}$	0,987
	$[\text{PdBr}_6]^{2-} + 2\text{e} = [\text{PdBr}_4]^{2-} + 2\text{Br}^-$	0,993
	$\text{PdO}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{PdO} + \text{H}_2\text{O}$	1,283
	$[\text{PdCl}_6]^{2-} + 2\text{e} = [\text{PdCl}_4]^{2-} + 2\text{Cl}^-$	1,288
Pt	$\text{PtS} + 2\text{e} = \text{Pt} + \text{S}^{2-}$	-0,95
	$\text{PtS}_2 + 2\text{e} = \text{PtS} + \text{S}^{2-}$	-0,64
	$\text{Pt}(\text{OH})_2 + 2\text{e} = \text{Pt} + 2\text{OH}^-$	0,15
	$[\text{PtI}_6]^{2-} + 2\text{e} = [\text{PtI}_4]^{2-} + 2\text{I}^-$	0,393
	$[\text{PtBr}_4]^{2-} + 2\text{e} = \text{Pt} + 4\text{Br}^-$	0,58
	$[\text{PtBr}_6]^{2-} + 2\text{e} = [\text{PtBr}_4]^{2-} + 2\text{Br}^-$	0,59
	$[\text{PtCl}_6]^{2-} + 2\text{e} = [\text{PtCl}_4]^{2-} + 2\text{Cl}^-$	0,720
	$[\text{PtCl}_4]^{2-} + 2\text{e} = \text{Pt} + 4\text{Cl}^-$	0,73
	$\text{Pt}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Pt} + 2\text{H}_2\text{O}$	0,980
	$\text{PtO}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Pt}(\text{OH})_2$	1,045
	$\text{Pt}^{2+} + 2\text{e} = \text{Pt}$	1,188
S	$\text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{SO}_3^{2-} + 2\text{OH}^-$	-0,93
	$2\text{SO}_4^{2-} + 5\text{H}_2\text{O} + 8\text{e} = \text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 10\text{OH}^-$	-0,76

Элемент	Полуреакция	Электродный потенциал, В
	$\text{SO}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O} + 4\text{e} = \text{S} + 6\text{OH}^-$	-0,66
	$2\text{SO}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O} + 4\text{e} = \text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 6\text{OH}^-$	-0,58
	$\text{S}_2^{2-} + 2\text{e} = 2\text{S}^{2-}$	-0,524
	$\text{S} + 2\text{e} = \text{S}^{2-}$	-0,48
	$2\text{S} + 2\text{e} = \text{S}_2^{2-}$	-0,476
	$\text{S} + \text{H}^+ + 2\text{e} = \text{HS}^-$	-0,065
	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 6\text{H}^+ + 8\text{e} = 2\text{S}^{2-} + 3\text{H}_2\text{O}$	-0,006
	$\text{S}_4\text{O}_6^{2-} + 2\text{e} = 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	0,08
	$\text{SO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 8\text{e} = \text{S}^{2-} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,149
	$\text{S} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2\text{S}$	0,141-0,17
	$\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	0,17
	$\text{SO}_3^{2-} + 6\text{H}^+ + 6\text{e} = \text{S}^{2-} + 3\text{H}_2\text{O}$	0,231
	$2\text{SO}_4^{2-} + 10\text{H}^+ + 8\text{e} = \text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 5\text{H}_2\text{O}$	0,29
	$\text{SO}_4^{2-} + 10\text{H}^+ + 8\text{e} = \text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,311
	$\text{SO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 6\text{e} = \text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,357
	$2\text{H}_2\text{SO}_3 + 2\text{H}^+ + 4\text{e} = \text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O}$	0,40
	$\text{H}_2\text{SO}_3 + 4\text{H}^+ + 4\text{e} = \text{S} + 3\text{H}_2\text{O}$	0,449
	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 6\text{H}^+ + 4\text{e} = 2\text{S} + 3\text{H}_2\text{O}$	0,5
	$2\text{SO}_3^{2-} + 6\text{H}^+ + 4\text{e} = \text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O}$	0,705
	$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2\text{e} = 2\text{SO}_4^{2-}$	2,01
Sb	$\text{SbO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{e} = \text{Sb} + 4\text{OH}^-$	-0,675
	$\text{Sb} + 3\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{SbH}_3$	-0,51
	$\text{SbO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{SbO}_2^- + 2\text{OH}^-$	-0,43
	$\text{Sb}_2\text{O}_3 + 6\text{H}^+ + 6\text{e} = 2\text{Sb} + 3\text{H}_2\text{O}$	0,152

Элемент	Полуреакция	Электродный потенциал, В
	$\text{SbO}^+ + 2\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{Sb} + \text{H}_2\text{O}$	0,212
	$\text{SbO}_3^- + 2\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{SbO}_2^- + \text{H}_2\text{O}$	0,353
	$\text{SbO}_2^- + 4\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{Sb} + 2\text{H}_2\text{O}$	0,446
	$\text{Sb}_2\text{O}_5 + 6\text{H}^+ + 4\text{e} = 2\text{SbO}^+ + 3\text{H}_2\text{O}$	0,581
	$\text{Sb}_2\text{O}_5 + 4\text{H}^+ + 4\text{e} = \text{Sb}_2\text{O}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$	0,671
Se	$\text{Se} + 2\text{e} = \text{Se}^{2-}$	-0,92
	$\text{Se} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2\text{Se}$	-0,40
	$\text{SeO}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O} + 4\text{e} = \text{Se} + 6\text{OH}^-$	-0,366
	$\text{SeO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{SeO}_3^{2-} + 2\text{OH}^-$	0,05
	$\text{H}_2\text{SeO}_3 + 4\text{H}^+ + 4\text{e} = \text{Se} + 3\text{H}_2\text{O}$	0,741
	$\text{SeO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2\text{SeO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	1,15
Si	$\text{SiO}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O} + 4\text{e} = \text{Si} + 6\text{OH}^-$	-1,7
	$\text{SiF}_6^{2-} + 4\text{e} = \text{Si} + 6\text{F}^-$	-1,2
	$\text{SiO}_3^{2-} + 6\text{H}^+ + 4\text{e} = \text{Si} + 3\text{H}_2\text{O}$	-0,455
	$\text{Si} + 4\text{H}^+ + 4\text{e} = \text{SiH}_4$	0,102
Sn	$\text{SnS} + 2\text{e} = \text{Sn} + \text{S}^{2-}$	-0,94
	$[\text{Sn}(\text{OH})_6]^{2-} + 2\text{e} = [\text{HSnO}_2]^- + \text{H}_2\text{O} + 3\text{OH}^-$	-0,93
	$[\text{HSnO}_2]^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{Sn} + 3\text{OH}^-$	-0,91
	$[\text{SnF}_6]^{2-} + 4\text{e} = \text{Sn} + 6\text{F}^-$	-0,25
	$\text{Sn}^{2+} + 2\text{e} = \text{Sn}$	-0,136
	$\text{SnO}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{SnO} + \text{H}_2\text{O}$	-0,108
	$\text{SnO}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e} = \text{Sn} + 2\text{H}_2\text{O}$	-0,106
	$\text{SnO} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Sn} + \text{H}_2\text{O}$	-0,104
	$\text{Sn}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Sn} + 2\text{H}_2\text{O}$	-0,091
	$[\text{SnCl}_6]^{2-} + 2\text{e} = \text{SnCl}_4^{2+} + 2\text{Cl}^-$ (1M HCl)	0,14

Элемент	Полуреакция	Электродный потенциал, В
	$\text{Sn}^{4+} + 2e = \text{Sn}^{2+}$	0,151
Sr	$\text{Sr}^{2+} + 2e = \text{Sr}$	-2,888
Zn	$\text{ZnS} + 2e = \text{Zn} + \text{S}^{2-}$	-1,405
	$[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-} + 2e = \text{Zn} + 4\text{CN}^-$	-1,26
	$\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2e = \text{Zn} + 2\text{OH}^-$	-1,245
	$[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-} + 2e = \text{Zn} + 4\text{OH}^-$	-1,22
	$\text{ZnO}_2^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2e = \text{Zn} + 4\text{OH}^-$	-1,216
	$\text{ZnCO}_3 + 2e = \text{Zn} + \text{CO}_3^{2-}$	-1,06
	$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+} + 2e = \text{Zn} + 4\text{NH}_3$	-1,04
	$\text{Zn}^{2+} + 2e = \text{Zn}$	-0,763
	$\text{ZnO}_2^{2-} + 4\text{H}^+ + 2e = \text{Zn} + 2\text{H}_2\text{O}$	0,441

Локальный электронный методический материал

Егорова Ксения Викторовна

Виктор Иванович Воробьев

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Редактор Е. Билко

Уч.-изд. л. 8,6. Печ. л. 7,1

Федеральное государственное
бюджетное образовательное учреждение высшего образования
«Калининградский государственный технический университет»,
236022, Калининград, Советский проспект, 1