

Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева

1																	18
1 H Водород 1.008																	2 He Гелий 4.003
3 Li Литий 6.941	4 Be Бериллий 9.012																
11 Na Натрий 22.990	12 Mg Магний 24.305																
19 K Калий 39.098	20 Ca Кальций 40.078	21 Sc Скандий 44.956	22 Ti Титан 47.867	23 V Ванадий 50.942	24 Cr Хром 51.996	25 Mn Марганец 54.938	26 Fe Железо 55.845	27 Co Кобальт 58.933	28 Ni Никель 58.693	29 Cu Медь 63.546	30 Zn Цинк 65.38	31 Ga Галлий 69.723	32 Ge Германий 72.631	33 As Мышьяк 74.922	34 Se Селен 78.972	35 Br Бром 79.904	36 Kr Криптон 83.798
37 Rb Рубидий 85.468	38 Sr Стронций 87.62	39 Y Иттрий 88.906	40 Zr Цирконий 91.224	41 Nb Ниобий 92.906	42 Mo Молибден 95.95	43 Tc Технеций 98.907	44 Ru Рутений 101.07	45 Rh Родий 102.906	46 Pd Палладий 106.42	47 Ag Серебро 107.868	48 Cd Кадмий 112.411	49 In Индий 114.818	50 Sn Олово 118.711	51 Sb Сурьма 121.760	52 Te Теллур 127.6	53 I Йод 126.904	54 Xe Ксенон 131.294
55 Cs Цезий 132.905	56 Ba Барий 137.328	57-71	72 Hf Гафний 178.49	73 Ta Тантал 180.948	74 W Вольфрам 183.84	75 Re Рений 186.207	76 Os Осий 190.23	77 Ir Иридий 192.217	78 Pt Платина 195.085	79 Au Золото 196.967	80 Hg Ртуть 200.592	81 Tl Таллий 204.383	82 Pb Свинец 207.2	83 Bi Висмут 208.980	84 Po Полоний [208.982]	85 At Астат 209.987	86 Rn Радон 222.018
87 Fr Франций 223.020	88 Ra Радий 226.025	89-103	104 Rf Резерфордий [261]	105 Db Дубний [262]	106 Sg Сиборгий [266]	107 Bh Борий [264]	108 Hs Хассий [269]	109 Mt Мейтнерий [278]	110 Ds Дарьштадтий [281]	111 Rg Рентгений [280]	112 Cn Коперниций [285]	113 Nh Нихоний [286]	114 Fl Флеровий [289]	115 Mc Московский [289]	116 Lv Ливерморий [293]	117 Ts Теннессин [294]	118 Og Оганесон [294]

Атомный номер
Символ
Название
Атомная масса

Семейство лантаноидов

Семейство актиноидов

57 La Лантан 138.905	58 Ce Церий 140.116	59 Pr Прозеодим 140.908	60 Nd Неодим 144.242	61 Pm Прометий 144.913	62 Sm Самарий 150.36	63 Eu Европий 151.964	64 Gd Гадолиний 157.25	65 Tb Тербий 158.925	66 Dy Диспрозий 162.500	67 Ho Гольмий 164.930	68 Er Эрбий 167.259	69 Tm Тулий 168.934	70 Yb Иттербий 173.055	71 Lu Лютеций 174.967
89 Ac Актиний 227.028	90 Th Торий 232.038	91 Pa Протактиний 231.036	92 U Уран 238.029	93 Np Нептуний 237.048	94 Pu Плутоний 244.064	95 Am Амерций 243.061	96 Cm Кюрий 247.070	97 Bk Берклий 247.070	98 Cf Калифорний 251.080	99 Es Эйнштейний [254]	100 Fm Фермий 257.085	101 Md Менделевий 258.1	102 No Нобелий 259.101	103 Lr Лоуренсий [262]

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РФ
НОВОСИБИРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

Факультет естественных наук
Кафедра аналитической химии

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ И АНАЛИТИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Лабораторные работы для студентов 1-го курса
направления «Лечебное дело»
Института медицины и психологии В. Зельмана

Учебно-методическое пособие

Новосибирск
2023

УДК 543 + 546
ББК Г1я73-1 + Г4я73-1
Н 526

Н 526 Неорганическая и аналитическая химия: лабораторные работы для студентов 1-го курса направления «Лечебное дело» Института медицины и психологии В. Зельмана : учебно-методическое пособие / сост. М. А. Ильин, И. В. Ельцов, Е. В. Лидер, Ю. А. Голубева, К. С. Смирнова; Новосиб. гос. ун-т. – Новосибирск : ИПЦ НГУ, 2023. – 106 с.

Учебно-методическое пособие предназначено для студентов 1-го курса направления «Лечебное дело» Института медицины и психологии В. Зельмана, изучающих дисциплину «Неорганическая и аналитическая химия». Пособие содержит методики лабораторных работ по курсу неорганической и аналитической химии, а также краткое изложение теоретических основ химических методов идентификации и количественного определения.

**УДК 543 + 546
ББК Г1я73-1 + Г4я73-1**

Рекомендовано к печати кафедрой аналитической химии ФЕН НГУ
(протокол № 2/22-23 от 27.12.2022 г.)

© Новосибирский государственный университет, 2023
© М. А. Ильин, И. В. Ельцов,
Е. В. Лидер, Ю. А. Голубева,
К. С. Смирнова, 2023

Оглавление

Условия получения положительной оценки по курсу «Неорганическая и аналитическая химия»	5
Общие правила работы в лаборатории и техника безопасности	7
Оказание первой помощи в лаборатории	9
Основная химическая посуда, используемая в практикуме	10
Основные препаративные приемы работы	14
Ведение лабораторного журнала	19
Лабораторная работа № 1 «Приготовление растворов и измерение pH» ...	20
Лабораторная работа № 2 «Ионные равновесия в растворах. Качественные реакции»	22
Лабораторная работа № 3 «Свойства соединений <i>p</i> -элементов (17-14 группы)»	28
Лабораторная работа № 4 «Окислительно-восстановительные реакции в химии переходных элементов»	31
Лабораторная работа № 5.1 «Синтез дигидрокарбоната меди(II)»	34
Лабораторная работа № 5.2 «Синтез пентагидрата сульфата меди(II)»	35
Лабораторная работа № 5.3 «Синтез соли Мора»	36
Лабораторная работа № 5.4 «Синтез тригидрата триоксалатоферрата(III) калия»	37
Лабораторная работа № 6 «Синтез хлорида гексаамминникеля(II)»	39
Титриметрические методы анализа	41
Расчеты в титриметрии	42
Техника работы с мерной посудой в титриметрии	43
Метод кислотно-основного титрования	47
Лабораторная работа № 7 «Определение концентрации гидроксида натрия методом кислотно-основного титрования»	49
Лабораторная работа № 8 «Определение концентрации ацетилсалициловой кислоты в фармацевтических препаратах методом кислотно-основного титрования»	53
Гравиметрический анализ	56
Правила взвешивания на аналитических весах	57
Лабораторная работа № 9 «Гравиметрическое определение содержания никеля в комплексном соединении $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$ »	59
Комплексометрическое титрование	64

Лабораторная работа № 10.1 «Комплексонометрическое определение содержания никеля в комплексном соединении $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$ »;.....	66
Лабораторная работа № 10.2 «Комплексонометрическое определение кальция в фармацевтическом препарате глюконата кальция»;	69
Лабораторная работа № 10.3 «Комплексонометрическое определение магния в фармацевтическом препарате сульфата магния»;	72
Окислительно-восстановительное титрование.....	74
Лабораторная работа № 11.1 «Дихроматометрическое определение содержания железа(II)»	75
Лабораторная работа № 11.2 «Определение аскорбиновой кислоты методом броматометрии».....	78
Лабораторная работа № 11.3 «Иодометрическое определение цистеина».	81
Обработка результатов эксперимента	85
Список рекомендуемой литературы.....	87
Справочные данные	88

Условия получения положительной оценки по курсу «Неорганическая и аналитическая химия»

В рамках данного курса в течение семестра студенты знакомятся с теоретическими основами неорганической и аналитической химии, а также закрепляют полученные знания в ходе выполнения лабораторных работ. Текущий контроль успеваемости включает в себя контроль за посещаемостью занятий, прием выполненных лабораторных работ и написание самостоятельных работ. По окончании курса проводится письменный экзамен, включающий в себя задачи из пройденного материала. Условием положительной аттестации (получение положительной оценки) по дисциплине является выполнение в течение семестра **всех видов заданий и работ**, предусмотренных рабочей программой, а также успешное написание экзамена.

Самостоятельные работы пишутся во время лабораторных занятий в специально отведенное преподавателем время. Баллы, полученные за самостоятельные работы, в дальнейшем учитываются при формировании конечной оценки.

<i>Тема самостоятельной работы (СР)</i>	<i>Балл за СР</i>
Элементы 17 группы (галогены)	100
Элементы 16 группы (O, S, Se)	100
Элементы 15 группы (N, P)	100
Элементы переходного ряда 6-10 групп (Cr, Mn, Fe, Co, Ni)	200
Элементы переходного ряда 11-12 групп (Cu, Ag, Zn, Hg)	200
Растворимость труднорастворимых соединений	100
Расчет pH различных растворов	100
Титриметрические методы анализа	100
<i>Всего</i>	<i>1000</i>

Практический блок курса «Неорганическая и аналитическая химия» включает в себя 11 лабораторных работ:

По неорганической химии (6 работ):

№ 1 «Приготовление растворов и измерение pH»;

№ 2 «Ионные равновесия в растворах. Качественные реакции»;

№ 3 «Свойства соединений р-элементов (17-14 группы)»;

№ 4 «ОВР в химии переходных элементов»;

№ 5.1 «Синтез дигидрокарбоната меди(II)»;

- № 5.2 «Синтез пентагидрата сульфата меди(II)»;
№ 5.3 «Синтез соли Мора»;
№ 5.4 «Синтез тригидрата триоксалатоферрата(III) калия»;
№ 6 «Синтез хлорида гексаамминникеля(II)».

По аналитической химии (5 работ):

- № 7 «Определение концентрации гидроксида натрия методом кислотно-основного титрования»;
№ 8 «Определение концентрации ацетилсалициловой кислоты в фармацевтических препаратах методом кислотно-основного титрования»;
№ 9 «Гравиметрическое определение содержания никеля в комплексном соединении $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$ »;
№ 10.1 «Комплексонометрическое определение содержания никеля в комплексном соединении $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$ »;
№ 10.2 «Комплексонометрическое определение кальция в фармацевтическом препарате глюконата кальция»;
№ 10.3 «Комплексонометрическое определение магния в фармацевтическом препарате сульфата магния»;
№ 11.1 «Дихроматометрическое определение содержания железа(II)»;
№ 11.2 «Определение аскорбиновой кислоты методом броматометрии»;
№ 11.3 «Иодометрическое определение цистеина».

В течение 2 недель после выполнения студент обязан сдать лабораторную работу преподавателю, оформив ее надлежащим образом в лабораторном журнале и ответив на все вопросы лабораторной работы и преподавателя. За выполнение каждой лабораторной работы студент получает оценку в баллах. Стоимость каждой лабораторной работы – 100 баллов (общая сумма – 1100 баллов). Практический блок курса «Неорганическая и аналитическая химия» считается успешно выполненным при условии, что студентом:

- выполнены **все предусмотренные учебным планом** лабораторные работы;
- набрано **не менее 450 баллов** (или 75 %) за лабораторные работы **по неорганической химии** и **не менее 375 баллов** (или 75 %) за лабораторные работы **по аналитической химии**.

Итоговую оценку студент получает после написания письменного экзамена, который оценивается в 3000 баллов. При этом суммируются баллы, полученные студентом на экзамене и за самостоятельные работы, выполняемые в течение семестра. Для получения положительной оценки студент должен выполнить практический блок курса (выполнить и сдать лабораторные работы) и набрать не менее 2400 баллов по сумме за экзамен и самостоятельные работы. Выполнение каждого из этих критериев является обязательным. В зависимости от суммы набранных баллов итоговая оценка варьируется от «отлично» до «неудовлетворительно»:

<i>Оценка</i>	<i>Сумма баллов за СР + Экзамен</i>
Отлично	4000–3200 (80 %)
Хорошо	3199–2800 (70 %)
Удовлетворительно	2799–2400 (60 %)
Неудовлетворительно	менее 2400

Общие правила работы в лаборатории и техника безопасности

Обычно характер мер предосторожности, обеспечивающих безопасность выполнения эксперимента, зависит от вида работы. Однако существуют правила, выполнение которых обязательно для каждого работающего в лаборатории. Эти правила необходимо выполнять не только в целях личной безопасности работающего, но и для обеспечения безопасности товарищей по работе.

- Студент в лаборатории должен находиться только в халате. Запрещено приходить в лабораторию в верхней одежде (куртках, пальто и т. д.), ее необходимо сдать в гардероб.
- Нельзя загромождать сумками лабораторные столы и проходы между ними. Сумки необходимо оставлять в специально отведенном месте.
- Запрещается самостоятельно проводить любые опыты, не предусмотренные работой. Нельзя выносить из лаборатории и вносить в нее любые вещества без разрешения преподавателя. Необходимые для работы реактивы выставляются лаборантом в вытяжном шкафу.
- Категорически запрещается прием пищи и напитков в лаборатории.
- При проведении синтеза нельзя оставлять установку без присмотра.
- При получении травм, а также при плохом самочувствии необходимо незамедлительно сообщить об этом преподавателю или лаборанту.
- После окончания работы в лаборатории необходимо вымыть руки с мылом.

- Во избежание ошибок следует внимательно читать надписи на этикетках используемых реактивов. При налипании растворов из склянок следует держать последние таким образом, чтобы этикетка была повернута вверх (во избежание ее загрязнения).

- Категорически запрещается пробовать какие-либо вещества на вкус. При необходимости идентифицировать вещество по запаху следует легким движением руки направить поток воздуха от отверстия сосуда к себе и осторожно понюхать, не вдыхая полной грудью.

- Запрещено высыпать или выливать неизрасходованные реактивы обратно в банку, из которой вещество было взято.

- Опасные вещества (концентрированные кислоты, соединения хрома, ртути и т. д.), а также продукты реакций с участием этих веществ необходимо сливать в соответствующие банки в вытяжном шкафу.

- Все работы с ядовитыми, едкими и пахучими веществами, а также упаривание кислот и кислых растворов производить только в вытяжном шкафу.

- При работе с едкими веществами (щелочами, кислотами и т. д.) необходимо использовать защитные очки и перчатки.

- Твердые реактивы необходимо брать шпателем, ложкой или пинцетом.

- При отборе жидкостей пипетками необходимо пользоваться специальными дозаторами или резиновыми грушами.

- При приготовлении разбавленных растворов следует приливать концентрированные растворы (особенно концентрированную серную кислоту) в воду, а не наоборот. Такое разбавление нельзя производить в толстостенном стеклянном сосуде (в том числе и в мерном цилиндре), а только в посуде из тонкостенного термостойкого стекла или в фарфоровой посуде.

- При нагревании вещества в пробирке ее следует закреплять в пробиркодержателе и держать наклонно отверстием в сторону от себя и от работающих рядом людей. При нагревании жидкостей в пробирке во избежание бурного вскипания рекомендуется пробирку осторожно нагревать на спиртовке сверху вниз.

- Работу с легковоспламеняющимися жидкостями (ЛВЖ) и горючими газами (например, с водородом) необходимо проводить в вытяжных шкафах вдали от открытого огня и приборов с открытым нагревательным элементом.

- После окончания работы необходимо навести порядок на рабочем месте, а посуду вымыть и убрать в индивидуальный ящик для хранения. Посуду и инструменты общего пользования вернуть на исходное место.

Оказание первой помощи в лаборатории

Термический ожог

При слабом термическом ожоге кожи (жжение и покраснение) на небольшой площади нужно быстро охладить обожженный участок руки, например, под струей холодной воды, а затем промокнуть сухой тканью (или фильтровальной бумагой) и смазать участок мазью от ожога.

При большой площади ожога или при бóльшей степени тяжести травмы (появление волдырей) необходимо обнажить поверхность обожженного участка кожи и закрыть его стерильной повязкой, не очищая его от остатков одежды и не повреждая пузырей. В этом случае следует *немедленно вызвать врача.*

Химический ожог

При химическом ожоге кожи необходимо промыть обожженный участок струей холодной воды. При попадании на кожу щелочей промывать струей воды нужно до тех пор, пока кожа перестанет быть «мылкой» на ощупь, а затем обработать 3 %-м раствором борной или уксусной кислот.

При ожогах кожи кислотами после промывания водой рекомендуется обработать пораженный участок 3 %-м раствором гидрокарбоната натрия (питьевой соды). В случае попадания на кожу концентрированной серной кислоты нужно сначала быстро удалить их с помощью хлопчатобумажной ткани, а затем провести стандартную обработку, рекомендуемую при ожогах кислотами.

При попадании химических реактивов в глаз необходимо многократно промыть его струей воды комнатной температуры. После этого следует прикрыть глаз стерильным бинтом и обратиться к врачу. *Нельзя применять для глаз какие-либо нейтрализующие жидкости!*

При попадании кислот или щелочей внутрь организма необходимо выпить большое количество воды. Затем при попадании кислоты выпить раствор питьевой соды, при попадании щелочи – раствор уксусной кислоты.

Отравление газами или ядовитыми парами

При отравлении газами или ядовитыми парами через дыхательные пути прежде всего следует вывести пострадавшего на свежий воздух (в холодное время года – в теплое проветренное помещение) и *немедленно вызвать врача.*

Порезы

При небольших порезах руки стеклом нужно промыть рану струей воды, предварительно удалив осколки стекла (удостовериться, что стекло полностью извлечено из ранки, можно легким прикосновением пальцем рядом с местом пореза – по отсутствию «колющей» боли). Затем нужно обработать края ранки антисептиком (например, 3 %-м раствором пероксида водорода) и закрыть стерильным пластырем или бинтом.

При больших повреждениях необходимо остановить кровотечение наложением кровоостанавливающего жгута на артерию (выше области повреждения, что будет видно по остановке кровотечения). Обязательно поместить под жгут записку с указанием времени наложения жгута! В зимнее время года можно не снимать жгут в течение 1 ч, а в теплое время года – 1,5–2 ч, иначе может наступить необратимое омертвление обескровленной конечности. *Тотчас вызвать врача!*

Поражение электрическим током

При воздействии электрического тока может возникнуть термическое и механическое поражение тканей. Необходимо прекратить воздействие тока: выключить рубильник электрощитка. При освобождении пострадавшего от напряжения нельзя прикасаться к нему голыми руками – необходимо надеть сухие резиновые перчатки.

Основная химическая посуда, используемая в практикуме

Стандартная стеклянная посуда

Химическая посуда тонко- и толстостенная изготавливается из специального стекла разных марок. Изделия из тонкостенного стекла стойки к колебаниям температуры, поэтому в них обычно проводятся химические операции, требующие нагревания. Химическую посуду из толстостенного стекла нагревать нельзя. На рис. 1 представлена посуда, наиболее часто используемая для проведения экспериментов по неорганической химии.

Пробирки 1 обычно используют для проведения в них качественных реакций.

Стакан 2 используют для проведения химических реакций, для приготовления растворов и т. д.

Плоскодонная колба 3 применяется для приготовления растворов ориентировочной концентрации и их последующего хранения.

Коническая колба 4 используется в качестве составной части приборов для проведения различных синтезов, а также при титровании растворов.

Круглодонная колба 5 также используется в качестве составной части приборов для проведения различных синтезов.

Колба Бунзена 6 служит в качестве приемной колбы для фильтрата при фильтровании реакционных смесей под пониженным давлением.

Воронка химическая 7 предназначена для переливания жидкостей.

Стекланный пористый фильтр 8 (фильтры или тигли Шотта) предназначен для отделения осадков фильтрованием при пониженном давлении. Для краткости их еще называют «стеклянным пористым фильтром» или просто «стеклофильтром».

Бюксы 9 применяются для взвешивания и хранения небольших количеств веществ (в особенности, если вещества неустойчивы на воздухе).

Чашка Петри 10 может быть использована для высушивания на воздухе веществ и бумажных фильтров с осадками, а также для хранения устойчивых на воздухе синтезированных соединений.

Часовое стекло 11 универсально. Ими можно накрывать химические стаканы при проведении синтезов, на них можно помещать полученное при синтезе вещество для высушивания на воздухе или использовать в качестве тары при взвешивании небольших количеств неагрессивных веществ.

Кристаллизатор 12 применяют для охлаждения растворов водой, снегом или охлаждающими смесями.

Фарфоровая (керамическая) посуда

В химической лаборатории используется также керамическая посуда (рис. 2) ввиду ее относительно высокой механической прочности, термической устойчивости и низкой химической активности.

Выпарительную чашку 1 применяют для упаривания растворов.

Ступка с пестиком 2 служит для растирания твердых веществ. Ступка изготовлена из толстостенного фарфора (в отличие от выпарительных чашек) и не предназначена для нагревания!

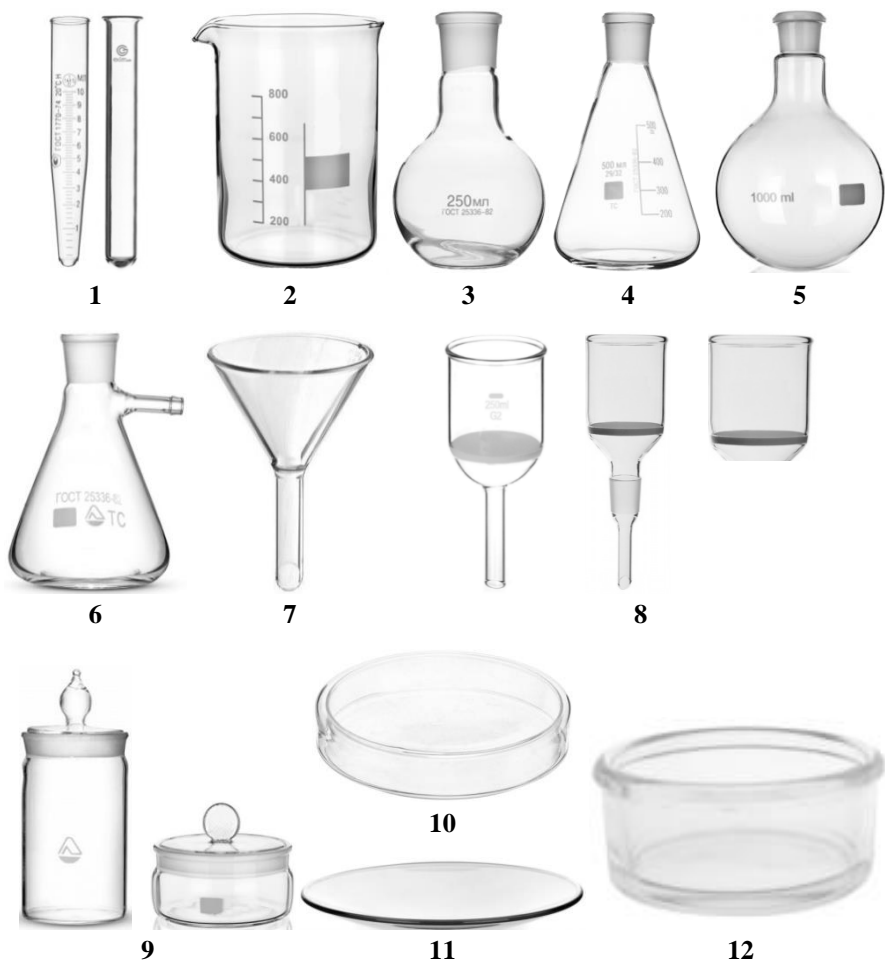


Рис. 1. Стекло́нная химическая посуда:

- 1 – пробирки; 2 – стакан; 3 – плоскодонная колба; 4 – коническая колба;
 5 – круглодонная колба; 6 – колба Бунзена; 7 – химическая воронка;
 8 – стеклянные пористые фильтры; 9 – бюксы; 10 – чашка Петри;
 11 – часовое стекло; 12– кристаллизатор*

Тигли 3 применяются для прокаливания веществ при высоких температурах. Они могут использоваться как с крышкой, так и без нее.

Воронка Бюхнера 4 используется для фильтрации осадков через бумажный фильтр при пониженном давлении.

Фарфоровый треугольник 5 необходим для установки на кольце штатива химической воронки при фильтрации при атмосферном давлении или тигля при прокаливании веществ в пламени спиртовки.

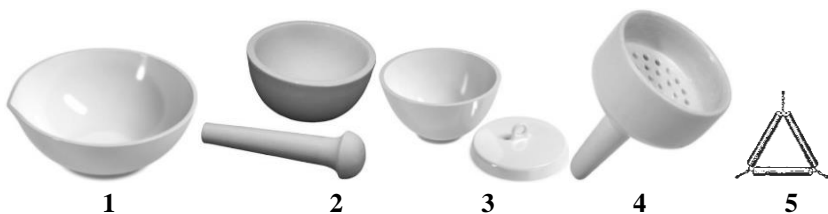


Рис. 2. Фарфоровая посуда:

1 – выпарительная чашка; 2 – ступка с пестиком; 3 – тигель с крышкой;
4 – воронка Бюхнера; 5 – фарфоровый треугольник

Мерная посуда

Для измерения объема жидкости и для приготовления растворов заданной концентрации используется мерная посуда различного назначения (рис. 3). Мерная посуда откалибрована для 20 °С и *ее нельзя нагревать*.

Мерный цилиндр 1 используется для измерения относительно больших объемов жидкости (1 мл – 2 л). Точность измерения при этом не очень велика, но обычно достаточна при проведении рутинных синтезов.

Бюретка со стеклянным краном 2 или с шариком 3 позволяет дозировать строго заданное количество жидкости с высокой точностью (0,1–0,05 мл), обычно используется при проведении титрования.

Градуированная пипетка 4 служит для отбора точного объема небольшого количества жидкости (0,1–20 мл).

Пипетка Мора 5 предназначена для отбора строго заданного точного объема жидкости (обычно 10–25 мл). Имеет кольцевую метку, по которой отмеряют точный заданный объем.

Мерная колба 6 используется для приготовления растворов точной концентрации. Имеет кольцевую метку, до которой доводят объем растворителя.

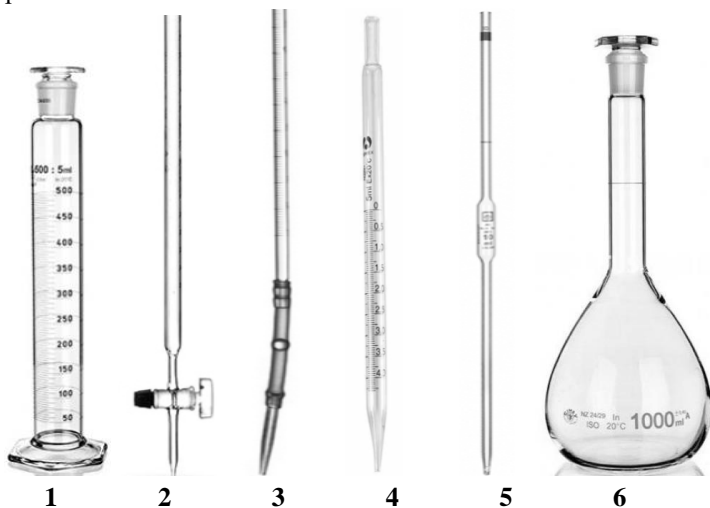


Рис. 3. Мерная посуда:

1 – мерный цилиндр; 2 – бюретка с краном; 3 – бюретка с шариком;
4 – градуированная пипетка; 5 – пипетка Мора; 6 – мерная колба

Основные препаративные приемы работы

Мытье посуды

Химическая посуда после проведения опыта должна быть тщательно вымыта. Вначале ее промывают водопроводной водой; если при этом механические загрязнения не удаляются, нужно применить моющие средства (обычные или специальные) и щетку-ерш. После того, как посуда тщательно вымыта водопроводной водой, ее споласкивают 2–3 раза небольшими порциями дистиллированной воды.

Определение pH раствора

Для определения pH раствора необходимо при помощи пипетки или стеклянной палочки нанести каплю раствора на полоску универсальной индикаторной бумаги (*индикаторную бумагу в растворы не опускать!*). После чего сразу сравнить цвет получившегося влажного пятна с эталонной шкалой, нанесенной на тубе с индикаторной бумагой.

Перемешивание

Перемешивание небольших количеств веществ в течение короткого времени удобно проводить вручную путем осторожного взбалтывания (встряхивания) или с помощью стеклянной палочки.

Для перемешивания реакционных смесей в плоскодонных сосудах используют магнитные мешалки. В сосуд с реакционной смесью помещают небольшой стальной стержень («якорек»), запаянный в стеклянную или тефлоновую оболочку. Он приводится в движение с помощью магнита, который вращается в корпусе, выполненном в виде платформы для установки реакционного сосуда. На такой мешалке при необходимости можно также нагревать перемешиваемую реакционную смесь.

Нагревание

Для нагревания в лаборатории используются различные приборы в зависимости от типа нагреваемой посуды (пробирки, конические, плоскодонные или круглодонные колбы, выпарительные чашки, тигли и т. д.), а также от температуры нагревания.

При нагревании веществ в пробирках обычно используют спиртовку. Зажигать спиртовку можно только с помощью горячей спички или лучинки (*не от другой спиртовки!*). Чтобы погасить спиртовку, необходимо накрыть пламя фитиля колпачком (*колпачок должен всегда находиться под рукой!*). Для наиболее эффективного обогрева пробирку следует помещать в верхнюю высокотемпературную часть пламени.

При нагревании пробирки необходимо закрепить ее в пробиркодержателе. Пробирка должна быть слегка наклонена и направлена в сторону от присутствующих при эксперименте. Прогревание жидкости в пробирке пламенем спиртовки ведется по направлению сверху вниз во избежание перегрева ее нижнего слоя и последующего выброса жидкости из нее.

Декантация

Простейшим способом отделения жидкости от нерастворимого вещества является декантация, т. е. сливание жидкости с отстоявшегося осадка. Для этого взвеси осадка и раствора дают отстояться, а затем очень осторожно, *не допуская перемешивания, аккуратно сливают верхнюю часть раствора.*

Зачастую операцию декантации *используют для промывки осадка от какой-либо растворимой в растворителе примеси.* Для этого к декантированному осадку добавляют растворитель (чаще всего

дистиллированную воду) и перемешивают полученную смесь стеклянной палочкой. Осадку вновь дают осесть на дно и осторожно, не взмучивая осадок, сливают слой раствора по стеклянной палочке.

Фильтрование

Фильтрование применяют для разделения твердых и жидких компонентов смеси. При фильтровании раствор с осадком пропускают через мелкопористый материал (фильтр), который задерживает на своей поверхности твердые частицы. Жидкость, прошедшую через фильтр и освобожденную от находившихся в ней твердых частиц, называют *фильтратом* или *маточным раствором*.

Фильтрование при обычном (атмосферном) давлении

В качестве фильтров при обычном фильтровании в лаборатории наиболее часто используют фильтровальную бумагу разной пористости, которую определяют по цвету «ленты», обозначенной на упаковке. *Размер бумажного фильтра всегда должен быть таков, чтобы верхний край его не доходил до края воронки на ~5 мм.*

При обычном фильтровании воронку с фильтром укрепляют на кольце штатива или в фарфоровом треугольнике (**Ошибка! Источник**

ссылки не найден.). Воронку устанавливают так, чтобы ее конец касался стенки сосуда, в который

собирают фильтрат, на расстоянии 15–20 мм от его верхнего края. Смесь жидкости с осадком перемешивают стеклянной палочкой и, не давая осадку осесть на дно, аккуратно наливают полученную взвесь в воронку по стеклянной палочке до уровня заполнения воронки на 2–3 мм ниже края фильтра.

Бумажные фильтры применяют в виде обычных (гладких) и складчатых.

- *Приготовление обычного (гладкого) фильтра (рис. 4, а)*

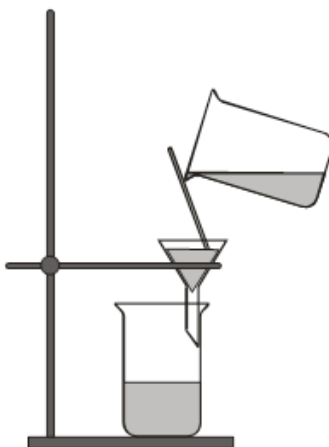


Рис. 4. Установка для обычного фильтрования

Чтобы приготовить гладкий фильтр из листа фильтрованной бумаги вырезают ножницами квадрат, размер которого зависит от размера воронки. Полученный квадратный лист складывают сначала вдвое, а затем вчетверо. Один из углов сложенного квадрата обрезают ножницами по дуге, отделяют пальцем один слой бумаги от трех остальных и расправляют. Получается конус. Приготовленный фильтр вкладывают в воронку так, чтобы он плотно прилегал к ее стенкам. Затем, слегка прижимая бумагу пальцем к стеклу воронки, смачивают фильтр небольшим количеством растворителя.

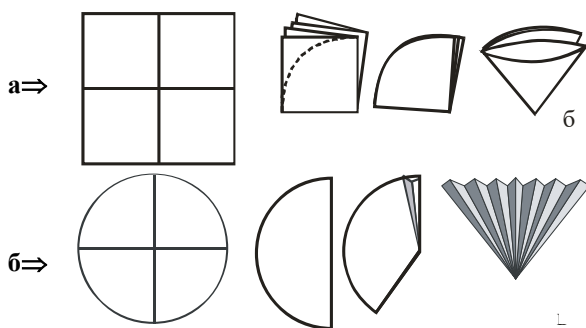


Рис. 4. Изготовление бумажного фильтра:
a – обычного (гладкого); *б* – складчатого

- *Приготовление складчатого фильтра (рис. 4, б)*

Складчатый фильтр отличается от простого большей скоростью фильтрования, поскольку у него бóльшая фильтрующая поверхность. Для изготовления складчатого фильтра квадратный лист фильтровальной бумаги складывают вчетверо и обрезают (так же как для приготовления гладкого фильтра). Гладкий фильтр раскрывают так, чтобы получился полукруг. Затем заготовку как можно чаще складывают по радиусу то в одну сторону, то в другую. Получается гармоника, которую расправляют так, чтобы образовался конус, который вставляют в воронку и смачивают небольшим количеством растворителя.

Фильтрование при пониженном давлении

Для ускорения процесса фильтрования его ведут при пониженном давлении. При таком способе фильтрования используют воронку Бюхнера или стеклянный пористый фильтр. В качестве приемника фильтрата обычно используют колбу Бунзена. Установку для фильтрования под

уменьшенным давлением (**Ошибка! Источник ссылки не найден.**) подсоединяют к водоструйному насосу. Насос создает в сосуде разрежение, благодаря чему фильтрация протекает с большей скоростью.

Фильтрация под уменьшенным давлением производят следующим образом. Фильтрующую воронку (воронку Бюхнера или стеклянный пористый фильтр) присоединяют к колбе Бунзена. Если для фильтрации используют воронку Бюхнера, то на ее дно помещают бумажный фильтр размера несколько меньшего, чем дно воронки. Для того чтобы вырезать такой кружок, нужно взять листок фильтровальной бумаги, наложить его на воронку и слегка надавить сверху ладонью. На бумаге получается отпечаток нужного диаметра. Обрезав по внутреннему контуру фильтровальную бумагу, получаем фильтр. Фильтр помещают на дно воронки и *смачивают небольшим количеством воды.*

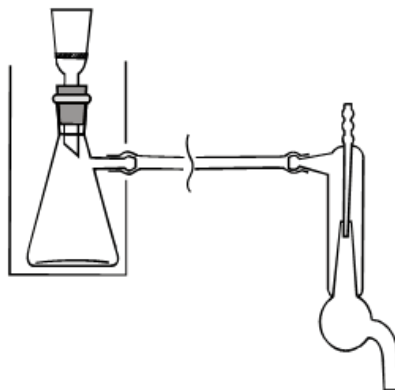


Рис. 6. Фильтрация под уменьшенным давлением

Взмученный осадок по стеклянной палочке переносят на фильтр, включают вакуумный насос и присоединяют его к колбе Бунзена. По мере уменьшения объема фильтруемой взвеси в фильтрующей воронке постепенно доливают раствор на фильтр, следя за тем, чтобы осадок постоянно находился под слоем жидкости. В противном случае в нем образуются трещины, и дальнейшее фильтрация протекает неравномерно.

По окончании фильтрации *сначала отсоединяют насос от колбы Бунзена, а затем его выключают.*

Если для дальнейшей работы нужен осадок, а не фильтрат, то после окончания фильтрации его следует промыть. В качестве промывной жидкости можно использовать небольшое количество охлажденного растворителя, используемого для перекристаллизации, или растворитель, в котором осадок плохо растворяется. Для промывания *вначале*

отсоединяют насос от колбы Бунзена (не перекрывая при этом поток воды в водоструйном насосе), затем приливают в воронку промывную жидкость. Аккуратно, не задев фильтрующий материал (бумажный фильтр – в случае воронки Бюхнера, или «вспененное стекло» – в случае стеклянного пористого фильтра), с помощью стеклянной палочки взмучивают осадок и вновь присоединяют насос.

По окончании фильтрования сначала отсоединяют насос от колбы Бунзена, а затем его выключают. Воронку вынимают из колбы, осадок переносят с помощью шпателя в подготовленную тару (бюкс, чашку Петри и др.).

Ведение лабораторного журнала

Все наблюдения и выводы по экспериментальной работе следует заносить в рабочий журнал, являющийся документом, отражающим всю работу студента. На обложке или первой странице журнала должны быть написаны фамилия студента, его инициалы, номер группы и название практикума. Записи в журнале производят только ручкой, лаконично, аккуратно, непосредственно после проведения опыта. Категорически запрещается иметь черновики. Все расчеты должны производиться в журнале. Рекомендуется для рабочего журнала взять общую тетрадь. При оформлении работы необходимо занести в журнал: дату, тему лабораторной работы, номер опыта, порядок проведения опыта с указанием исходных веществ, наблюдаемые явления, уравнения протекающих реакций, ответы на поставленные вопросы.

Ниже приводится пример ведения лабораторного журнала.

04.03.2020	<p>Лабораторная работа №2 «Галогены и халькогены» <u>Опыт 25.</u> Налил в пробирку 0,5 мл 0,1 М р-ра KI (бесцветный), добавил 0,5 мл разб. р-ра H₂SO₄ (бесцветный) – изменений нет. Затем добавил 3 капли 3 %-го р-ра H₂O₂ (бесцветный) – р-р стал коричневым.</p> $2KI + H_2O_2 + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + 2H_2O + K_2SO_4$ $(2I^- + H_2O_2 + 2H^+ \rightarrow I_2 + 2H_2O)$
------------	--

При получении оценки за лабораторную работу учитывается:

- умение работы в практикуме;
- правильность и аккуратность ведения лабораторного журнала;

- способность студента теоретически объяснить результаты экспериментов (в том числе в устной беседе) и написать уравнения наблюдаемых реакций;
- точность полученного экспериментального результата (особенно важно для работ по аналитической химии).

Лабораторная работа № 1 «Приготовление растворов и измерение pH»

1. Приготовление раствора хлорида натрия из твердого NaCl

В медицинской практике в качестве изотонического раствора часто используют так называемый физраствор – 0,9 %-й раствор хлорида натрия в дистиллированной воде.

Рассчитать массу навески твердого хлорида натрия и объем дистиллированной воды, необходимые для приготовления 250 мл 0,9 %-го раствора NaCl (плотность полученного раствора принять 1,0 г/см³).

Взвесить на кусочке кальки рассчитанную массу хлорида натрия с точностью до 0,01 г (*записать точно взятую навеску!*). Поместить навеску соли в мерную колбу на 250 мл и заполнить ~1/3 ее объема дистиллированной водой. Перемешивая содержимое колбы, добиться полного растворения соли. Довести объем раствора в колбе до метки дистиллированной водой. Закрывать колбу пробкой и тщательно перемешать ее содержимое, аккуратно переворачивая колбу 10–15 раз и придерживая при этом пробку. Если мерная колба с пришлифованной пробкой, ее во время перемешивания необходимо периодически приоткрывать.

Что происходит при растворении хлорида натрия в воде (уравнение реакции)? Подвергается ли гидролизу NaCl в водном растворе? Почему?

Доказать наличие хлорид-ионов в приготовленном растворе: налить в пробирку ~1 мл приготовленного раствора соли и добавить 2–3 капли раствора нитрата серебра(I).

Что наблюдается? Написать уравнение реакции.

С помощью индикаторной бумаги измерить pH полученного раствора.

Сравнить экспериментальные и теоретические данные. Есть ли отличия? Если они есть – объяснить причину.

2. Приготовление раствора соляной кислоты разбавлением концентрированного раствора

Концентрация концентрированной соляной кислоты обычно составляет 36 % по массе. Такой раствор имеет плотность 1,18 г/мл. Поскольку

соляная кислота является летучим реагентом, ее концентрация со временем уменьшается. Точная концентрация раствора указана на бутылки.

Рассчитать объем данной кислоты, необходимый для приготовления 100 мл 0,1 М раствора HCl (плотность требуемого раствора – 1,00 г/мл).

В мерную колбу объемом 100 мл налить ~1/3 ее объема дистиллированной воды и отмеренный градуированной мерной пипеткой рассчитанный объем концентрированной соляной кислоты. Довести объем дистиллированной водой до метки. Закрыть колбу пробкой и тщательно перемешать ее содержимое, аккуратно переворачивая колбу 10-12 раз.

С помощью индикаторной бумаги измерить pH раствора.

Сравнить экспериментальные и теоретические данные. Есть ли отличия? Если они есть – объяснить причину.

Какова биологическая роль соляной кислоты?

3. Смешивание растворов NaCl и HCl

Смешать в пробирке по 3 мл полученных растворов NaCl и HCl. С помощью индикаторной бумаги измерить pH полученного раствора.

Каково теоретическое значение pH данного раствора? Сравнить экспериментальные и теоретические данные. Есть ли отличия? Если они есть – объяснить причину. Каким будет pH раствора, если взять соотношение NaCl : HCl = 9 : 1?

Является ли данный раствор буферным? Как это проверить экспериментально?

4. Приготовление раствора ацетата натрия из твердого $\text{CH}_3\text{COONa} \cdot 3\text{H}_2\text{O}$

Рассчитать массу навески твердого $\text{CH}_3\text{COONa} \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ и объем дистиллированной воды, необходимые для приготовления 100 мл ~0,8 %-го раствора ацетата натрия (плотность полученного раствора принять равной 1,00 г/мл). Рассчитать молярную концентрацию полученного раствора.

В стакане объемом 250 мл взвесить рассчитанную массу ацетата натрия с точностью до 0,01 г (*записать точно взятую навеску!*). С помощью мерного цилиндра объемом 10 мл отмерить рассчитанный объем дистиллированной воды с точностью до 0,1 мл и прилить его к навеске соли в стакане. Перемешивая содержимое стакана с помощью стеклянной палочки добиться полного растворения соли.

С помощью индикаторной бумаги измерить pH полученного раствора.

Что происходит при растворении ацетата натрия в воде? Описать процесс соответствующими уравнениями реакций. Чему равно теоретическое

значение pH данного раствора (константа кислотности уксусной кислоты при 25 °C $K_a = 1,7 \cdot 10^{-5}$)? Сравнить экспериментальные и теоретические данные. Есть ли отличия? Если они есть – объяснить причину.

5. Смешивание растворов CH_3COONa и CH_3COOH

Смешать в пробирке по ~1 мл полученного раствора CH_3COONa и 0,1 М уксусной кислоты. С помощью индикаторной бумаги измерить pH полученного раствора.

Рассчитайте теоретическое значение pH данного раствора? Сравните экспериментальные и теоретические данные. Есть ли отличия? Если они есть – объяснить причину.

Является ли данный раствор буферным? Как это проверить экспериментально?

Лабораторная работа № 2

«Ионные равновесия в растворах. Качественные реакции»

Цель работы – освоение экспериментальных навыков проведения различных аналитических реакций в процессах дробного осаждения, маскирования и разделения ионов, а также усвоение знаний об основных качественных реакциях, применяемых для анализа катионов.

Результаты проведенных экспериментов оформляют в лабораторном журнале в виде таблицы.

Катион	Реагент	Уравнение реакции	Наблюдаемый эффект
Al^{3+}	NaOH	$\text{Al}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow$	Белый коллоидный осадок
		$\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{OH}^- = [\text{Al}(\text{OH})_4]^-$	Растворение осадка
		$[\text{Al}(\text{OH})_4]^- + \text{NH}_4^+ = \text{NH}_3 + \text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$	Образование белого осадка

Алюминий(III)

Биологическая роль и значение в медицине: алюминий содержится почти во всех органах человека и животных в количестве 0,5-9 мг на 1 кг

ткани. Препараты алюминия оказывают вяжущее, адсорбирующее и дезинфицирующее действие и применяются наружно при лечении воспалительных заболеваний слизистых оболочек, ран, язв. Алюминий отличается незначительным токсическим действием, наиболее ядовиты хлориды, нитраты, ацетаты и сульфаты, так как в первую очередь действуют на нервную систему (накапливаются в нервной ткани, приводя к тяжелым расстройствам функции ЦНС).

1. Осаждение гидроксида алюминия

Гидроксид алюминия представляет собой белый студенистый осадок, осаждаемый щелочными растворами при pH от 5 до 10. Воздействие избытка щелочи приводит к растворению амфотерного гидроксида алюминия с образованием гидрокомплексов алюминия.

Добавление хлорида аммония к раствору гидроксиалюмината приводит к осаждению гидроксида алюминия вследствие умеренного понижения pH.

Выполнение. В пробирку поместить 2 капли раствора соли алюминия и по каплям прибавить 2 М раствор NaOH до образования осадка. Содержимое пробирки взболтать и при постоянном встряхивании добавить по каплям небольшой избыток 2 М NaOH до растворения осадка. К полученному прозрачному раствору добавить немного твердого хлорида аммония и нагреть пробирку с содержимым на водяной бане. Наблюдать выпадение белого осадка гидроксида алюминия.

Железо(III), Железо(II)

Биологическая роль и значение в медицине: в живых организмах железо является важным микроэлементом, катализирующим процессы обмена кислородом. Недостаток железа проявляется в виде хлороза у растений и анемии у животных. Обычно железо входит в ферменты в виде комплекса, называемого гемом, который присутствует в гемоглобине – важнейшем белке, обеспечивающем транспорт кислорода с кровью ко всем органам человека и животных. Именно он окрашивает кровь в характерный красный цвет. Комплексы железа, отличные от гема, встречаются, например, в ферменте метан-монооксигеназе, окисляющем метан в метанол, в важном ферменте рибонуклеотид-редуктазе, который участвует в синтезе ДНК. Неорганические соединения железа встречаются в некоторых бактериях, иногда используются ими для связывания азота воздуха.

В организме взрослого человека содержится около 3–4 граммов железа, из которых только около 3,5 мг находится в плазме крови. При этом на

гемоглобин приходится ~ 68 % железа всего организма, остальное железо распределено между другими белками. Гексагидрат хлорида железа(III) применяют как наружное кровоостанавливающее средство. Неорганические и органические соединения железа(II) используются преимущественно при лечении малокровия, слабости и истощении организма.

2. Осаждение «берлинской лазури»

Гексацианоферрат(II) калия реагирует с железом(III) с образованием растворимой $KFe[Fe(CN)_6]$ и нерастворимой $Fe^{III}_4[Fe^{II}(CN)_6]_3$ форм «берлинской лазури» темно-синего цвета идентичных с «турнбулевой синью».

Выполнение. На предметное стекло поместить 1–2 капли раствора железа(III) и добавить 2–3 капли гексацианоферрата(II) калия. Выпадает темно-синий осадок «берлинской лазури».

3. Получение роданидных комплексов железа(III)

Реакция ионов железа(III) с роданид-ионами приводит к образованию комплексов $[Fe(NCS)_n]^{3-n}$ ($n = 1-6$) кроваво-красного цвета.

Выполнение. В пробирку поместить 1-2 капли раствора соли железа(III), добавить 1-2 капли соляной кислоты, 2 капли воды и немного твердого роданида аммония. Наблюдать интенсивное красное окрашивание, вызванное образованием роданидных комплексов железа(III).

4. Осаждение «турнбулевой сини»

Гексацианоферрат(III) калия или красная кровяная соль $K_3[Fe(CN)_6]$ в кислой среде образует с солями Fe(II) темно-синюю соль состава $KFe[Fe(CN)_6]$ и нерастворимый осадок $Fe^{III}_4[Fe^{II}(CN)_6]_3$, которые называются «турнбулевой синью» и идентичны «берлинской лазури».

Выполнение. Несколько кристалликов сульфата железа(II) поместить на предметное стекло, добавить каплю воды, каплю 2 М HCl и каплю гексацианоферрата(III) калия.

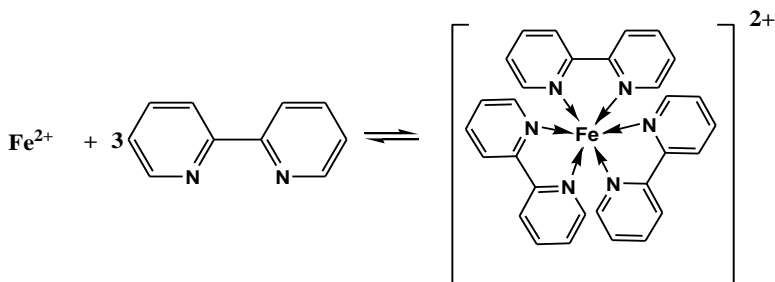
В чем отличие «турнбулевой сини» от «берлинской лазури»?

5. Получение комплекса Fe(II) с 2,2'-дипиридином

При взаимодействии железа(II) с 2,2'-дипиридином образуется комплекс ярко-красного цвета. Реакцию следует проводить при pH ~ 5 во избежание выпадения осадка гидроксида железа.

Выполнение. В пробирку поместить несколько кристалликов сульфата железа(II), растворить их в 2 каплях воды, прибавить 2 капли 0,1 М

соляной кислоты и 2 капли солянокислого раствора 2,2'-дипиридина. Какого цвета полученный раствор?



Кобальт(II)

Биологическая роль и значение в медицине: кобальт – один из жизненно важных микроэлементов. Он входит в состав витамина B₁₂ (кобаламин). Кобальт задействован при кроветворении, функциях нервной системы и печени, ферментативных реакциях. В теле человека содержится 0,2 мг кобальта на каждый килограмм массы человека. При отсутствии кобальта развивается акабальтоз. Избыток кобальта для человека вреден.

6. Получение аммиачных комплексов кобальта

Добавление раствора аммиака к нитратным растворам кобальта(II) приводит к образованию синего осадка основной соли Co(OH)NO₃. Добавление избытка раствора аммиака в присутствии хлорида аммония приводит к образованию аммиачного комплекса [Co(NH₃)₆]²⁺ грязно-желтого цвета.

Выполнение. В пробирку поместить 3 капли раствора нитрата кобальта(II) и по каплям добавить 2 М раствор аммиака до выпадения основной соли. К полученному осадку прибавить избыток 2 М раствора аммиака и небольшое количество твердого хлорида аммония. Наблюдать растворение осадка с образованием грязно-желтого раствора. Оставить полученный раствор на воздухе некоторое время и наблюдать изменение окраски.

Описать наблюдаемые явления. Записать выражение константы комплексообразования β₆. Назвать полученное соединение по номенклатуре IUPAC.

Цинк(II)

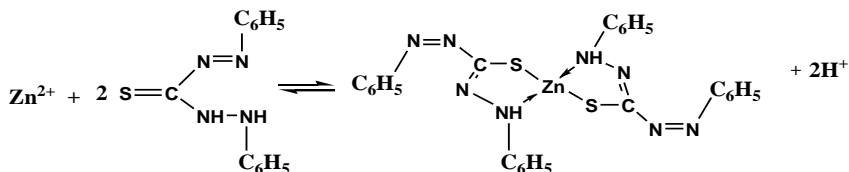
Биологическая роль и значение в медицине: в организме взрослого человека содержится в среднем около 2 г цинка, который концентрируется

преимущественно в мышцах, печени и поджелудочной железе. Более 400 ферментов содержат цинк. Среди них ферменты, катализирующие гидролиз пептидов, белков и сложных эфиров, образование альдегидов, полимеризацию ДНК и РНК. Цинк необходим для расщепления алкоголя в организме, так как входит в состав алкогольдегидрогеназы.

Неорганические соединения цинка ядовиты, их применяют как прижигающие, дезинфицирующие средства, а гептагидрат сульфата цинка используется в качестве внешнего противовоспалительного средства.

7. Получение дитизоната цинка

При взаимодействии дитизона с ионами цинка происходит образование комплексного соединения. Дитизонат цинка хорошо экстрагируется в хлороформ с образованием раствора малиново-розового цвета.



Выполнение. В пробирку поместить 2 капли раствора соли цинка, прибавить воды до объема 1 мл и 3–4 капли раствора дитизона в хлороформе. Пробирку встряхнуть.

Что наблюдается? Какого цвета органический слой?

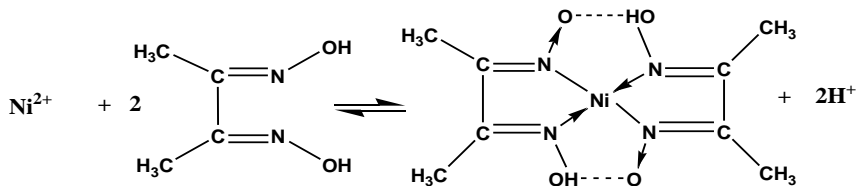
Никель(II)

Биологическая роль и значение в медицине: никель относится к числу микроэлементов, необходимых для нормального развития живых организмов. Однако о его роли в живых организмах известно немного. Известно, что никель принимает участие в ферментативных реакциях у животных и растений. В организме животных он накапливается в ороговевших тканях, особенно в перьях. Повышенное содержание никеля в почвах приводят к эндемическим заболеваниям – у растений появляются уродливые формы, у животных – заболевания глаз, связанные с накоплением никеля в роговице. Особенно вредны летучие соединения никеля, в частности, тетракарбонил Ni(CO)₄.

Никель – основная причина аллергии (контактного дерматита) на металлы, контактирующие с кожей (украшения, часы, джинсовые заклепки).

8. Получение диметилглиоксимата никеля

Взаимодействие ионов никеля(II) с диметилглиоксимом (H₂D) при pH = 5–10 приводит к образованию осадка красного цвета состава Ni(HD)₂.



Выполнение. В пробирку поместить 1–2 капли раствора соли никеля, добавить 3–5 капель 2 М раствора аммиака и 2–3 капли спиртового раствора диметилглиоксима. *Что наблюдается?*

Получение и свойства гидроксидов железа(II), железа(III), кобальта(II), никеля(II) и меди(II)

9. Гидроксиды железа(III) и меди(II)

В две пробирки налить по 2-3 мл растворов солей железа(III) и меди(II). Затем в каждую из них добавить небольшое количество раствора гидроксида натрия. *Отметить цвет осадков и написать уравнения реакций.*

Осадки отделить от растворов методом декантации. К полученным осадкам добавить несколько капель разбавленной соляной кислоты. *Объяснить причину растворения осадков.*

10. Гидроксид железа(II)

Налить в пробирку 5 капель раствора соли Мора (*каков состав соли Мора?*) и добавить по каплям раствор гидроксида натрия, чтобы получить осадок гидроксида железа(II). *Какого цвета осадок? Что с ним происходит на воздухе? Какой из гидроксидов – железа(II) или железа(III) – обладает более основными свойствами и чем это можно объяснить?*

11. Гидроксид кобальта(II)

Взаимодействие щелочных растворов (без избытка) с растворами нитрата кобальта(II) приводит к образованию голубого осадка основной соли Co(OH)NO₃. Добавление избытка щелочи при нагревании приводит к образованию гидроксида кобальта розового цвета Co(OH)₂, который на воздухе окисляется до коричневого Co(OH)₃.

Выполнение. В пробирку налить 3 капли раствора нитрата кобальта(II) и добавить по каплям 2 М раствор NaOH до образования голубого осадка основной соли. К образовавшемуся осадку добавить избыток 2 М раствора NaOH и нагреть раствор на водяной бане. Обратите внимание на цвет

образовавшегося осадка. *Оставьте осадок в бане и через несколько минут обратите внимание на изменение цвета осадка при окислении.*

12. Гидроксид никеля(II)

Для получения гидроксида никеля(II) внести в пробирку 5 капель раствора соли никеля(II) и добавить по каплям 2 М раствор NaOH до образования осадка гидроксида. *Изменяется ли гидроксид никеля(II) на воздухе?*

Чем объяснить различное поведение гидроксидов железа(II), кобальта(II), никеля(II) на воздухе?

Лабораторная работа № 3

«Свойства соединений р-элементов (17-14 группы)»

1. Налить в пробирку ~1 мл дистиллированной воды и внести небольшой кристаллик иода.

Происходит ли заметное растворение иода в воде? В какой форме иод в основном находится в водном растворе?

Какие равновесия реализуются при растворении газообразного хлора (или жидкого брома) в воде? Написать уравнения соответствующих реакций.

Почему можно применять термины "хлорная вода" и "бромная вода", но невозможно существование "фторной воды"? Подтвердить ответ уравнением реакции взаимодействия фтора с водой.

Добавить в пробирку с кристалликом иода немного (на кончике шпателя) твердого иодида калия и *тщательно* перемешать содержимое пробирки с помощью стеклянной палочки.

Отметить наблюдаемые явления. Образованием каких веществ объясняется сильное увеличение растворимости иода в растворе иодида калия?

Каков состав медицинского препарата «Йод», применяемого в качестве антисептического средства? Объяснить с химической точки зрения, для чего в составе этого препарата, помимо воды и этилового спирта, присутствует иодид калия? Написать уравнение реакции, поясняющее ответ.

Использовать полученный раствор "иодной воды" для проведения опыта **2**.

2. В три пробирки внести по одной капле раствора "иодной воды", полученной в предыдущем опыте.

Применяемые в настоящее время антисептические препараты наружного применения (йодинол, бетадин, повидон-йод, октасепт, йодосепт и др.)

являются продуктами взаимодействия иода с полиспиртами. "Прототипом" для создания этих лекарственных средств был опыт, который предлагается провести Вам в пробирке.

а) К капле раствора "иодной воды" в первой пробирке добавить ~1 мл дистиллированной воды и 1-2 капли раствора крахмала.

Что происходит? Образованием какого соединения обусловлено появление темно-синего окрашивания? К какому типу соединений относится образовавшееся темно-синее вещество?

б) Во вторую пробирку добавить по каплям при перемешивании концентрированный раствор гидроксида натрия до практически полного обесцвечивания.

Написать уравнение реакции иода с раствором гидроксида натрия, преимущественно протекающее при комнатной температуре.

Как зависит состав продуктов реакции взаимодействия хлора с раствором гидроксида натрия от температуры (при ~0 °C и ~70 °C)? Написать уравнения реакций, поясняющих ответ.

в) В третью пробирку с "иодной водой" добавить по каплям при перемешивании избыток раствора тиосульфата натрия.

Что происходит? Написать уравнение реакции.

3. При проведении реакции "обесцвечивания" раствора в предыдущем опыте следует учитывать *pH* среды! В кислой среде может возникнуть устойчивое светло-желтое окрашивание. Попробуйте самостоятельно разобраться в происходящем, руководствуясь следующим опытом.

Налить в пробирку ~0,5 мл раствора тиосульфата натрия и добавить при перемешивании равный объем раствора серной кислоты.

Что происходит? Написать уравнение реакции.

4. Налить в пробирку 3-4 капли соли хрома(III) и добавить по каплям при перемешивании концентрированный раствор гидроксида натрия до полного растворения первоначально образовавшегося осадка. К полученному раствору добавить 1 шпатель твердого пероксодисульфата калия или аммония. Пробирку осторожно нагреть в пламени спиртовки.

Описать наблюдаемые явления и написать уравнения реакций. Какие свойства проявляют ионы $S_2O_8^{2-}$ в окислительно-восстановительных реакциях?

5. В одну пробирку налить ~0,5 мл раствора серной кислоты, во вторую – 1-2 капли раствора перманганата калия, подкисленного ~1 мл раствора серной кислоты, в третью – ~0,5 мл раствора серной кислоты и внести на кончике

шпателя твердого иодида калия. Во все три пробирки добавить порциями при перемешивании $\sim 1/3$ шпателя твердого нитрита натрия.

Что происходит? Написать уравнения реакций. Какие свойства проявляет нитрит-ион в этих реакциях?

6. В одну пробирку налить $\sim 0,5$ мл раствора карбоната натрия, в другую – столько же раствора силиката натрия. С помощью стеклянных палочек перенести по капле каждого раствора в пробирках на полоски универсальной индикаторной бумаги и оценить pH . Объяснить изменение окраски индикатора, написав уравнения реакций гидролиза в ионном виде.

К растворам солей в обеих пробирках прилить по каплям при перемешивании по ~ 1 мл раствора серной кислоты. Если в пробирке с раствором силиката натрия не наблюдается видимых изменений, оставить ее на $\sim 10-15$ мин. Сразу после образования осадка пробирку тщательно вымыть.

Описать наблюдаемые явления и написать уравнения реакций.

7. В три пробирки налить по $\sim 0,5$ мл растворов солей: в первую – хлорида алюминия, во вторую – хлорида олова(II), в третью – нитрата свинца(II). К растворам солей в пробирках добавить по каплям при перемешивании сначала недостаток (разбавленный раствор щелочи), затем – избыток концентрированного раствора гидроксида натрия.

Отметить все наблюдения и написать уравнения реакций.

Каковы кислотно-основные свойства гидроксидов $Al(III)$, $Sn(II)$, $Pb(II)$?

В чем особенность кислотно-основных свойств гидратированного оксида $Sn(IV)$? Что такое α - и β -оловянные кислоты? Подтвердить ответ уравнениями реакций (с указаниями условий их проведения).

8. К одной капле раствора перманганата калия в пробирке налить $\sim 0,5$ мл раствора серной кислоты. Добавить к полученному раствору в пробирке по каплям при постоянном перемешивании раствор хлорида олова(II).

Что наблюдается? Написать уравнения реакций. Каковы наиболее характерные свойства соединений $Sn(II)$ в окислительно-восстановительных реакциях?

**Демонстрационный
эксперимент
в вытяжном шкафу**

9. Поместить в пробирку немного (на кончике шпателя) оксида свинца(IV) и добавить ~ 1 мл концентрированной соляной кислоты. Осторожно нагреть содержимое пробирки

в пламени спиртовки.

Отметить все наблюдения. Написать уравнения реакций.

Какие свойства наиболее характерны для соединений Pb(IV) в окислительно-восстановительных реакциях?

Что такое "свинцовый сурик"? Написать уравнение реакции этого вещества с концентрированной соляной кислотой.

Лабораторная работа № 4 «Окислительно-восстановительные реакции в химии переходных элементов»

В процессе работы необходимо записать наблюдения, написать уравнения всех реакций и расставить коэффициенты с помощью метода электронного баланса для окислительно-восстановительных реакций.

Пример:

Катион	Реагент	Уравнение реакции	Наблюдение
Cr ³⁺	NaOH	Cr ³⁺ + 3OH ⁻ = Cr(OH) ₃ ↓	Зеленый осадок
		Cr(OH) ₃ + 3OH ⁻ = [Cr(OH) ₆] ³⁻	Растворение осадка, зеленый раствор
	H ₂ O ₂	2[Cr(OH) ₆] ³⁻ + 3H ₂ O ₂ = 2CrO ₄ ²⁻ + 2OH ⁻ + 8H ₂ O	Желтый раствор
		Cr ³⁺ - 3e ⁻ → Cr ⁶⁺ 2O ⁻ + 2e ⁻ → 2O ²⁻	
		CrO ₄ ²⁻ + 2H ₂ O ₂ + 2H ⁺ = CrO(O ₂) ₂ + 3H ₂ O	Синее окрашивание органической фазы

Хром

1. Получение пероксида хрома из солей хрома(III)

Ионы хрома(III) достаточно легко можно окислить до хромат- или бихромат-ионов действием таких окислителей как H₂O₂ или KMnO₄. Пероксид хрома CrO₅ можно получить действием пероксида водорода на растворы хроматов. Пероксид хрома в органических растворителях имеет сине-голубую окраску.

Выполнение. В пробирку поместить 3 капли раствора соли хрома(III), добавить по каплям 2 М р-р NaOH сначала до выпадения осадка гидроксида, а затем до его полного растворения. К полученному раствору добавить

каплю 30 % раствора H_2O_2 и нагреть на водяной бане до образования раствора хромата желтого цвета. Полученный раствор охладить под струей холодной воды. В отдельную пробирку поместить 5 капель полученного раствора хромата, добавить каплю 30 % раствора H_2O_2 , 10 капель амилового спирта и по каплям при встряхивании добавить серную кислоту (1:4).

Сине-голубое окрашивание органической фазы свидетельствует о присутствии ионов хрома в растворе. Какова степень окисления хрома в пероксиде хрома CrO_5 ?

2. Восстановление хрома(VI)

Выполнение. Налить в пробирку ~1 мл раствора дихромата калия и добавить ~1 мл 10 % раствора серной кислоты. К полученному раствору прилить по каплям раствор сульфита натрия до полного изменения окраски. *Что происходит? Написать уравнение реакции. Какие продукты восстановления Cr(VI) образуются в нейтральной и сильнощелочной средах? Подтвердить ответ уравнениями реакций.*

3. Термическое разложение дихромата аммония

Демонстрационный эксперимент

На асбестовую пластину поместить 3-4 шпателя дихромата аммония в форме небольшой горки. В пламени спиртовки сильно разогреть конец стеклянной палочки. *Быстро* внести ее в центр полученной горки и *подержать некоторое время* (~1 мин) до наблюдения признаков устойчивого протекания реакции. *Отметить особенности протекания реакции. Написать уравнение реакции.*

Марганец

4. Получение марганцевой кислоты

Сильные окислители, например, висмутат натрия, могут окислять при нагревании ионы марганца(II) до марганцевой кислоты красно-фиолетового цвета.

Выполнение. В пробирку поместить 1–2 капли раствора соли марганца(II), 5 капель 6 М раствора азотной кислоты, 5–8 капель воды и всыпать несколько крупинок висмутата натрия. Смесь перемешать стеклянной палочкой. *Что наблюдается? В какой цвет окрашивается раствор?*

5. Окислительно-восстановительные свойства марганца(VII) при различном pH

Выполнение. В три пробирки налить по ~1 мл раствора перманганата калия. В первую пробирку добавить ~1 мл 10 % раствора серной кислоты, во

вторую – столько же разбавленного раствора гидроксида натрия, в третью – ~1 мл дистиллированной воды. В каждую из трех пробирок прибавить по каплям раствор сульфита натрия до полного изменения окраски исходного раствора. *Отметить изменение окраски в каждой пробирке и написать уравнения всех реакций.*

6. Восстановление марганца(IV)

Выполнение. В пробирку поместить немного оксида марганца(IV), добавить ~1 мл концентрированной соляной кислоты и нагреть пробирку на водяной бане. *Что наблюдается? Написать уравнение реакции. Какие свойства проявляет оксид марганца(IV) в этой реакции?*

7. Реакция конпропорционирования

Выполнение. Налить в пробирку ~1 мл раствора перманганата калия, затем постепенно добавлять раствор сульфата марганца(II) до исчезновения фиолетовой окраски. *Описать наблюдаемые явления и написать уравнение реакции.*

8. Реакция диспропорционирования

Выполнение. В пробирку поместить 3-4 капли 30 % раствора H_2O_2 и добавить равный объем дистиллированной воды. Добавить на кончике шпателя твердого оксида марганца(IV). *Что наблюдается? Написать уравнение реакции. Указать окислитель и восстановитель.*

Железо

9. Окисление железа(II)

Выполнение. К подкисленному серной кислотой раствору соли железа(II) добавить раствор перманганата калия. *Что происходит? Написать уравнения реакций взаимодействия соли железа(II) с перманганатом калия.*

10. Восстановление железа(III)

Выполнение. К ~1 мл раствора хлорида железа(III) в пробирке добавить равный объем раствора иодида калия. *Что наблюдается? Написать уравнения реакций. Какие свойства катионов железа(III) проявляются в этой реакции?*

Медь

11. Восстановление меди(II)

Выполнение. Налить в пробирку ~1 мл раствора сульфата меди(II) и добавить гранулу металлического цинка. *Что происходит? Написать уравнение реакций. Какие еще металлы можно получить подобным образом при взаимодействии цинка с растворами солей?*

Лабораторная работа № 5.1
«Синтез дигидрокарбоната меди(II)»

Получение дигидрокарбоната меди(II), $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$

В фарфоровой ступке *тонко измельчить* ~6,5 г медного купороса. Взять навески 6,3 г предварительно растертого в ступке $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ и 4,9 г гидрокарбоната натрия. Пересыпать навески веществ в *сухой* стакан объемом 25–50 мл и *тщательно перемешать* сухой стеклянной палочкой.

В стакан объемом 100–150 мл налить 50 мл воды, поместить его на водяную баню, накрыть часовым стеклом и нагреть воду в стакане до 60–70 °С.

Периодически снимая часовое стекло, при перемешивании стеклянной палочкой, добавлять *небольшими порциями* с помощью *стеклянного или пластикового (почему не стального?)* шпателя приготовленную ранее смесь сульфата меди и гидрокарбоната натрия. Каждую последующую порцию смеси вносить *после того, как прекратится бурное вспенивание*. После добавления последней порции смеси снять стакан с водяной бани, а содержимое стакана перемешивать еще в течение ~5 мин. После этого охладить реакцию смесь до комнатной температуры. Дать отстояться взвеси и аккуратно слить раствор над осадком.

Полученный осадок промыть *методом декантации*. Для этого к осадку добавить 20–30 мл предварительно нагретой до ~60 °С воды, перемешать содержимое стакана стеклянной палочкой, дать отстояться и аккуратно слить раствор с осадка.

Отфильтровать осадок на воронке Бюхнера (фильтр «синяя или зеленая лента»), осторожно промыть ~10 мл этанола и просушить током воздуха в течение ~5 мин. Перенести полученное вещество вместе с бумажным фильтром в тарированную чашку Петри и оставить сушиться до следующего занятия. На следующем занятии высушенный продукт аккуратно перенести в ту же тарированную чашку Петри, взвесить и вычислить массу полученного вещества.

Написать уравнение реакции и рассчитать выход продукта.

К какому классу солей относится полученное вещество?

Описать, что будет происходить с полученным дигидрокарбонатом меди(II): а) при нагревании его в сухой пробирке; б) при добавлении к нему раствора соляной кислоты. Написать уравнения реакций.

Общая характеристика дигидрокарбоната меди(II)

Дигидрокарбонат меди(II) – светло-зеленый мелкозернистый аморфный порошок, при комнатной температуре нерастворимый в воде. В природе встречается в виде минерала «малахит». В сухом состоянии устойчив до 150 °С, при нагревании выше 180 °С разлагается с образованием оксида меди(II).

Лабораторная работа № 5.2 «Синтез пентагидрата сульфата меди(II)»

Получение пентагидрата сульфата меди(II), $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

Взвесить ~5 г основного карбоната меди(II) (дигидрокарбоната меди(II)). В стакан объемом 100-150 мл налить ~15 мл раствора серной кислоты (раствор приготовлен заранее разбавлением концентрированной H_2SO_4 водой в соотношении 1 : 4 по объему). К раствору кислоты в стакане при перемешивании стеклянной палочкой добавлять *небольшими порциями* с помощью шпателя навеску $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$. Каждую последующую порцию порошка необходимо вносить *после того, как прекратится бурное вспенивание*. После добавления последней порции основного карбоната меди(II) реакцию смесь нагреть на электроплитке или водяной бане *при периодическом перемешивании стеклянной палочкой* до полного растворения первоначально выпавшего продукта и образования *прозрачного раствора*. Если полного растворения продукта при нагревании не происходит, можно добавить ~1 мл дистиллированной воды и вновь нагреть содержимое стакана.

Охладить полученный раствор до комнатной температуры *при постоянном перемешивании стеклянной палочкой*. Для увеличения выхода продукта можно дополнительно охладить содержимое стакана в кристаллизаторе со льдом в течение ~10 мин.

Полученные кристаллы отфильтровать на воронке Бюхнера (фильтр «желтая лента»), промыть ~10 мл этилового спирта и просушить током воздуха в течение 10-15 мин. Вещество перенести в тарированную чашку Петри и взвесить.

Рассчитать молярную концентрацию раствора серной кислоты, используемого в данном синтезе (концентрированная H_2SO_4 (96 масс. %) имеет плотность 1,84 г/см³).

Написать уравнение проведенной реакции. Какой из реагентов используется в избытке? Рассчитать выход полученного продукта.

К какому классу неорганических соединений относится полученное вещество?

Написать уравнения реакций, которые будут происходить с полученным веществом, и описать наблюдаемые при этом изменения:

1) при нагревании его а) до ~ 300 °С; б) выше ~ 700 °С;

2) при добавлении к его водному раствору а) раствора хлорида бария; б) разбавленного раствора гидроксида натрия; в) раствора сульфида натрия; г) разбавленного раствора иодида калия.

Общая характеристика пентагидрата сульфата меди(II)

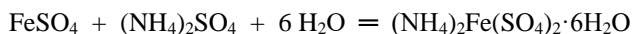
Пентагидрат сульфата меди(II) – голубовато-синие кристаллы, хорошо растворимые в воде (растворимость в 100 г воды: 25 °С – 34,9 г; 90 °С – 98,2 г). При нагревании (~ 260 °С) сначала образует безводную соль практически белого цвета; выше 650 °С разлагается с образованием черного оксида меди(II).

Лабораторная работа № 5.3 «Синтез соли Мора»

Сульфат аммония-железа(II) (соль Мора) $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ представляет собой смешанную соль светло-зеленого цвета. Молярная масса гексагидрата составляет 392,14 г/моль. Соединение хорошо растворяется в воде, ограниченно растворимо в этаноле. Обычный сульфат железа(II) FeSO_4 неустойчив при хранении и легко окисляется кислородом воздуха. Однако образование смешанной соли повышает устойчивость железа в степени окисления Fe^{2+} . Поэтому соль Мора часто используется в химии для приготовления растворов Fe^{2+} .

При температуре от 0° до 60°С растворимость в воде смешанной соли $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ниже, чем каждого образующего ее компонента в отдельности. Поэтому соль Мора легко выделяется при смешивании концентрированных растворов FeSO_4 и $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$.

Для выделения $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ сначала получают сульфат железа(II) FeSO_4 путем взаимодействия железных опилок и серной кислоты. После этого смешивают равные количества растворов FeSO_4 и $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, полученную смесь нагревают, упаривают избыток воды, а затем охлаждают. При этом выкристаллизовывается двойная соль $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.



Синтез сульфата железа(II) $FeSO_4$

4,2 г железных опилок (или порошка) поместить в коническую колбу, залить 25 мл серной кислоты H_2SO_4 (1:4) и нагревать в вытяжном шкафу (!) на водяной бане или на плитке при перемешивании до тех пор, пока не перестанет выделяться водород (не допускать перегрева реакционной смеси и удаления растворителя!). По мере испарения раствора доливать дистиллированную воду. По окончании реакции отфильтровать нерастворившуюся часть осадка на воронке Бюхнера под уменьшенным давлением. Осадок для дальнейшей работы не нужен, его следует выбросить. Если отфильтрованный раствор мутный, то к нему следует добавить несколько капель серной кислоты (1:4).

Синтез соли Мора $(NH_4)_2Fe(SO_4)_2 \cdot 6H_2O$

Фильтрат перенести в широкий стакан на 100 мл и добавить к нему 8 г сульфата аммония $(NH_4)_2SO_4$. Полученную смесь нагреть на электрической плите и перемешивать палочкой до полного растворения сульфата аммония. Продолжить нагревание до тех пор, пока сверху не начнут образовываться кристаллы $(NH_4)_2Fe(SO_4)_2 \cdot 6H_2O$. Реакционную смесь охладить до комнатной температуры и отфильтровать на воронке Бюхнера под уменьшенным давлением с помощью колбы Бунзена. Выделенные кристаллы два раза промыть небольшим количеством этанола, переложить в чашку Петри и оставить сушиться до следующего занятия. Полученный продукт взвесить и рассчитать выход в расчете на количество железа, использованное в синтезе. Вещество сохранить для дальнейших синтезов.

Вопросы:

1. Для чего проводят нагревание растворов в данном синтезе?
2. Какое вещество на стадии получения $FeSO_4$ берется в избытке: железо или серная кислота? Почему?
3. Почему в процессе получения $(NH_4)_2Fe(SO_4)_2 \cdot 6H_2O$ раствор должен иметь кислую среду?

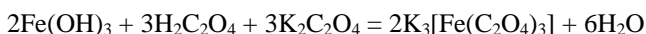
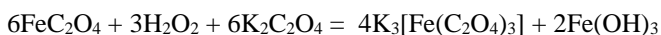
Лабораторная работа № 5.4

«Синтез тригидрата триоксалатоферрата(III) калия»

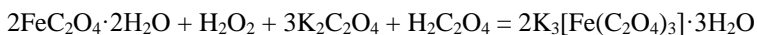
Тригидрат триоксалатоферрата(III) калия $K_3[Fe(C_2O_4)_3] \cdot 3H_2O$ – комплексная соль железа, калия и щавелевой кислоты, существует в виде кристаллов изумрудно-зеленого цвета. Молярная масса тригидрата составляет 491,24 г/моль. Хорошо растворяется в воде (при температуре

0°С – 4,7 г/100 г воды, при температуре 100°С – 117,7 г/100 г воды), плохо растворим в органических растворителях. Тригидрат триоксалатоферрата(III) калия имеет важное значение как катализатор для некоторых реакций органической химии, а также как предшественник для получения мелкодисперсного активированного металлического железа, также используемого в качестве катализатора.

Образование комплекса происходит при смешении оксалата железа(II) $\text{Fe}(\text{C}_2\text{O}_4)$, оксалата калия $\text{K}_2\text{C}_2\text{O}_4$ и окислителя. При этом одновременно происходит образование гидроксида железа(III) $\text{Fe}(\text{OH})_3$. Для того чтобы этого избежать, добавляют небольшое количество щавелевой кислоты $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$.



Итоговую реакцию можно представить следующим уравнением:



Синтез оксалата железа (II) $\text{FeC}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$

Поместить 5,0 грамм ранее полученного твердого гексагидрата сульфата аммония-железа(II) $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (соль Мора) в стакан на 100 мл, добавить 40 мл дистиллированной воды и 5 капель H_2SO_4 (2 моль/л). Нагреть полученную смесь до полного растворения соли Мора. После этого добавить 2,0 г твердой щавелевой кислоты $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ и нагреть до кипения при непрерывном перемешивании. При этом образуются желтые кристаллы оксалата железа(II) $\text{FeC}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Реакционной смеси дать отстояться и методом декантации слить с осадка реакционный раствор. К оставшемуся осадку прилить 20 мл дистиллированной воды, нагреть при перемешивании и снова дать отстояться. Водную фазу декантировать с осадка.

Синтез тригидрата триоксалатоферрата(III) калия $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{C}_2\text{O}_4)_3] \cdot 3\text{H}_2\text{O}$

К осадку оксалата железа $\text{FeC}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ добавить 10 мл дистиллированной воды, при перемешивании добавить 3,5 грамма твердого оксалата калия $\text{K}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$. После этого нагреть на водяной бане до 40°С и при перемешивании медленно по каплям прилить 12 мл 6% раствора перекиси водорода H_2O_2 . Следить за тем, чтобы температура

сохранялась около 40°C. При этом будет образовываться осадок гидроксида железа(III) $\text{Fe}(\text{OH})_3$. Раствор нагреть почти до кипения и при перемешивании медленно порциями добавить 1,2 г твердой щавелевой кислоты $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. При этом осадок гидроксида железа должен раствориться, а реакционная смесь превратится в прозрачный раствор зеленого цвета. Если раствор продолжает оставаться мутным, то к нему следует добавить еще несколько капель пероксида водорода. К полученному прозрачному раствору добавить 10 мл этанола и оставить его стоять на неделю, пока из него не образуются кристаллы $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{C}_2\text{O}_4)_3] \cdot 3\text{H}_2\text{O}$. Выпавшие кристаллы отделить декантацией, промыть этанолом, просушить фильтровальной бумагой и взвесить. Рассчитать выход конечного продукта.

Вопросы:

1. *Может ли упаривание раствора увеличить выход соединения? Почему?*
2. *Какую роль выполняет этанол, добавляемый в конечной стадии синтеза?*

Лабораторная работа № 6
«Синтез хлорида гексаамминникеля(II)»

Эту работу каждый студент выполняет индивидуально!
Полученный продукт необходимо сохранить каждому студенту в
бюксе для выполнения лабораторных работ № 8 и 10!

Получение хлорида гексаамминникеля(II), $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$

В стакан объемом 50 мл поместить 5 г гексагидрата хлорида никеля(II) и прилить ~7 мл воды. При перемешивании стеклянной палочкой добавить к полученному раствору 10 мл концентрированного раствора аммиака порциями по ~1 мл до полного растворения первоначально выпавшего осадка. Полученный раствор профильтровать через бумажный фильтр («красная лента») в стакан объемом 100 мл.

В стакане объемом 50 мл приготовить аммиачный раствор хлорида аммония. Для этого к 15 мл концентрированного раствора аммиака добавить равный объем насыщенного при комнатной температуре раствора хлорида аммония (растворимость NH_4Cl при 25 °C составляет 39,3 г / 100 г воды).

Добавить к ранее полученному прозрачному раствору комплекса 30 мл аммиачного раствора NH_4Cl и выдержать раствор при комнатной температуре в течение ~ 10 мин. Отфильтровать осадок на воронке Бюхнера (фильтр «желтая лента»). Промыть его сначала ~ 5 мл концентрированного раствора аммиака, а затем – ~ 10 мл этанола, просушить током воздуха в течение ~ 5 мин. Перенести полученное вещество вместе с бумажным фильтром в тарированную чашку Петри и оставить сушиться до следующего занятия.

На следующем занятии продукт аккуратно перенести с бумажного фильтра в бюкс, взвесить и вычислить массу полученного вещества.

Написать уравнение реакции и рассчитать выход продукта.

Для полученного комплексного соединения: а) указать координационное число центрального атома; б) привести структурную формулу и геометрию внутренней сферы; в) написать уравнение реакции диссоциации в водном растворе; г) привести выражение для суммарной константы β_6 .

Изучение некоторых свойств полученного вещества

1. Небольшое количество полученного вещества (на кончике шпателя) поместить в сухую пробирку и нагреть в пламени спиртовки.

Что наблюдается? Написать уравнение реакции.

2. Поместить в две пробирки немного (на кончике шпателя) полученного вещества и добавить по ~ 1 мл воды. К раствору в первой пробирке добавить равный объем разбавленного раствора сульфида натрия, во второй – 1–2 капли раствора нитрата серебра.

Отметить все наблюдения и написать уравнения реакций.

Общая характеристика хлорида гексаамминникеля(II)

Хлорид гексаамминникеля(II) – сине-фиолетовые кристаллы, хорошо растворимые в воде, нерастворимые в этаноле. В разбавленном водном растворе устойчив в присутствии избытка раствора NH_3 , разлагается горячей водой. При нагревании в твердом виде разлагается при температуре выше 177°C .

Титриметрические методы анализа

Титриметрический анализ – метод количественного анализа, основанный на измерении объема раствора реактива точно известной концентрации (*титранта*), расходуемого для реакции с определяемым (*титруемым*) веществом. **Титрование** – процесс определения концентрации исследуемого вещества путем добавления раствора титранта к раствору титруемого вещества по каплям.

Титриметрический анализ может быть основан на различных типах химических реакций:

- кислотно-основное титрование – реакции нейтрализации;
- комплексометрическое титрование – реакции образования комплексных соединений с комплексом (обычно ЭДТА);
- окислительно-восстановительное титрование – окислительно-восстановительные реакции.

По способу выполнения чаще всего используют прямое и обратное титрование.

При *прямом титровании* к раствору определяемого вещества добавляют небольшими порциями раствор титранта.

При *обратном титровании* к раствору определяемого вещества добавляют сначала заведомый избыток реагента и затем титрантом оттитровывают его остаток, не вступивший в реакцию.

Точка эквивалентности – это точка на кривой титрования, в которой количество затраченного титранта эквивалентно количеству реагирующего с ним вещества. Экспериментально конец титрования устанавливают по изменению цвета индикатора, эта точка называется **конечной точкой титрования** (не следует путать с точкой эквивалентности). По количеству затраченного на титрование титранта рассчитывают результаты анализа. **Индикаторами** называются вещества, цвет которых меняется в зависимости от концентрации ионов водорода $[H^+]$ (в кислотно-основном титровании), концентрации ионов металла $[M^{n+}]$ (в комплексометрическом титровании) и значения окислительно-восстановительного потенциала E титруемой или титрующей системы (в окислительно-восстановительном титровании).

Для титриметрического определения необходимо знать концентрацию титранта. Титрант с известной концентрацией называют **стандартным раствором**. Первичный стандартный раствор готовят растворением

точного количества чистого химического вещества известного стехиометрического состава в определенном объеме растворителя. Вторичный стандарт получают следующим образом: готовят раствор с приблизительной концентрацией, близкой к желаемой, и определяют его концентрацию (стандартизируют) по подходящему первичному стандарту.

Расчеты в титриметрии

В титриметрии обычно используют два типа расчета концентрации определяемого вещества. Если между реагирующими частицами в растворе устанавливаются стехиометрические отношения, например, в реакции



где A – титрант, B – титруемое вещество.

Расчет массы или концентрации определяемого компонента в титриметрии базируется на *законе эквивалентов*, который гласит о том, что *в точке эквивалентности количество молей титруемого вещества (n_1) равно количеству молей титранта (n_2): $n_1 = n_2$.*

Если титрование ведется *по методу пипетирования*, то закон эквивалентов можно представить в виде:

$$aC_B V_B = bC_A V_A,$$

где C_B , V_B – молярная концентрация и объем анализируемого раствора, C_A , V_A – молярная концентрация и объем титранта, a и b – стехиометрические коэффициенты реакции.

Если титрование ведется *по методу отдельных навесок*, то закон эквивалентов принимает вид:

$$a \frac{m_{нав}}{M} = bCV,$$

где $m_{нав}$ – масса навески анализируемого вещества или первичного стандарта; M – молярная масса титруемого вещества, C и V – молярная концентрация и объем титранта, a и b – стехиометрические коэффициенты реакции.

Техника работы с мерной посудой в титриметрии

Мерные колбы представляют собой круглые плоскодонные стеклянные сосуды с длинным узким горлом с кольцевой меткой. Узкое горло обеспечивает более точное измерение объема жидкости по положению мениска около кольцевой метки.

Мерные колбы рассчитаны на объемы 5, 10, 25, 50, 100, 200, 250, 500, 1000 и 2000 см³. Мерные колбы нужны для приготовления раствора строго определенного объема с погрешностью 0,5 % и менее. Они бывают различного исполнения: калиброваны на вливание и выливание жидкости. В практикуме вы будете работать с колбами, калиброванными на вливание. Такие колбы рассчитаны на вмещение указанного на них объема жидкости, о чем свидетельствует отметка в виде буквы «Н».

При доведении уровня жидкости до метки метка должна слиться в одну линию. Для этого она должна находиться на уровне глаз аналитика. Указанный объем достигнут, когда нижний край мениска касается линии метки. Мениск – искривление свободной поверхности жидкости вследствие ее соприкосновения с поверхностью твердого тела или (реже) другой жидкости. Образуется в каналах и порах, около стенок сосудов, у края тел, помещенных в жидкость.

Мерные колбы моют с использованием моющих средств, тщательно промывают водопроводной водой, а после это ополаскивают три раза дистиллированной водой. Колба считается чистой, если:

- 1) отсутствуют видимые загрязнения на стенках;
- 2) отсутствуют отдельные капли на горле выше метки.

В противном случае мытье колбы повторяют.

Колбы со шлифом закрывают притертыми стеклянными или пластиковыми пробками. Колбы с гладким горлом закрывают резиновыми пробками.

Правила работы

Колбу берут за верхнюю часть горла, избегая прикосновений руками к ее выпуклой части. От тепла, сообщаемого руками стенкам колбы, емкость колбы и, следовательно, объем вмещаемой ею жидкости увеличиваются.

Для растворения в мерной колбе твердого вещества его помещают в колбу, которую заполняют растворителем не более чем на 1/2 или 2/3. Затем содержимое колбы взбалтывают плавными круговыми движениями

до полного растворения вещества. Лишь после этого добавляют в колбу новые количества растворителя. Последние 1–2 мл растворителя добавляют по каплям. При добавлении последних капель жидкости глаза экспериментатора и метка колбы должны находиться на одном уровне. После доведения раствора до метки колбу закрывают хорошо пригнанной пробкой, раствор тщательно перемешивают, переворачивая колбу вверх дном и обратно.

Пипетки Мора представляют собой длинные узкие стеклянные трубки, расширенные в средней части; один конец трубки оттянут; трубка снабжена кольцевой меткой. Некоторые пипетки имеют цилиндрическую форму. Узкая трубка пипетки обеспечивает более точное измерение объема жидкости по положению мениска около кольцевой метки. Пипетки служат для отмеривания небольших объемов растворов и перенесения определенного объема раствора из одного сосуда в другой.

Правила работы

Во время работы с пипеткой избегают прикосновения рукой к ее средней части. От тепла, сообщаемого рукой стеклу, емкость пипетки и, следовательно, объем вмещаемой ею жидкости увеличиваются.

При работе пипетку берут за верхнюю часть большим и средним пальцами правой руки и глубоко (почти до самого дна) погружают нижний конец пипетки в раствор. Всасывают жидкость в пипетку так, чтобы уровень в ней поднялся на 2–3 см выше метки. Затем быстро закрывают верхнее отверстие пипетки указательным пальцем, чтобы жидкость не выливалась из пипетки. Избыток жидкости медленно сливают из пипетки, приоткрыв слегка верхнее ее отверстие. Когда нижняя полоса мениска коснется метки, отверстие пипетки плотно закрывают, усилив нажим указательного пальца на верхнее отверстие, и переносят содержимое пипетки в колбу для титрования. При этом пипетку держат так, чтобы метка находилась на уровне глаза.

Поскольку нагревать мерную посуду нельзя, то перед отбором аликвот раствора необходимо дважды ополоснуть ее этим раствором по следующей схеме:

- 1) протереть пипетку снаружи фильтровальной бумагой;
- 2) жидкость из пипетки выдуть грушей, а последние капли убрать, приложив кончик пипетки к фильтровальной бумаге;
- 3) опустить пипетку в раствор и набрать его примерно до половины объема пипетки;

4) быстро и плотно закрыть верхнее отверстие пипетки указательным пальцем (влажный палец плотнее закрывает отверстие), чтобы как можно меньше раствора вылилось из пипетки, и извлечь пипетку из раствора;

5) расположить пипетку горизонтально и вращать вокруг продольной оси, чтобы раствор мог полностью смочить стенки;

6) после этого вылить раствор из пипетки в слив, повторить промывание еще раз.

Во время сливания жидкости пипетку держат в вертикальном положении. Выливать содержимое пипетки в другой сосуд необходимо медленно, давая всей жидкости равномерно стечь. При быстром сливании раствора его значительная часть, особенно в случае вязких растворов, может остаться на стенках пипетки. К концу сливания в пипетке все же остается некоторая часть жидкости, поэтому по окончании сливания нижним концом пипетки на мгновение прикасаются к внутренней стенке или дну сосуда, в который сливают раствор.

Пипетки, промытые дистиллированной водой, хранят в специальных штативах. Во избежание попадания пыли в пипетку верхнее отверстие закрывают бумажным колпачком.

Бюретки представляют собой узкие, градуированные по длине цилиндрические стеклянные трубки. Один конец бюретки сужен и снабжен краном или резиновой трубкой, соединенной с капилляром, позволяющим выливать из бюретки раствор. Резиновая трубка зажимается снаружи металлическим зажимом или закрывается изнутри стеклянным шариком. При надавливании на зажим указательным и большим пальцами или при оттягивании резиновой трубки в том месте, где помещается шарик, из бюретки выливается жидкость.

Обычно бюретки градуируют на миллилитры и доли миллилитра. Для отсчета объемов растворов, расходуемых на титрование, на бюретке нанесены деления и цифры. Нулевое деление помещено в верхней части бюретки.

В макрометодe применяют бюретки емкостью 25–50 мл. Такие бюретки градуируют с точностью до 0,1 мл. Расстояние между двумя соседними делениями делят на глаз. Это дает возможность проводить отсчет с точностью до сотых долей миллилитра. Объемы бесцветных растворов отсчитывают по нижней части мениска, окрашенных – по верхней части. Результаты отсчета записывают в лабораторный журнал с двумя десятичными знаками. Отсчет ведется сверху вниз:

- 1) записывают, сколько миллилитров затрачено на титрование;
- 2) отсчитывают количество промежуточных делений (каждое +0,1 мл);
- 3) пространство между двумя штрихами разбивают по крайней мере на четыре части: пополам (+0,05 мл) и еще пополам (выше 0,05 мл: + 0,02 мл, ниже 0,05 мл: + 0,08 мл).

Наполняют бюретки с помощью абсолютно чистой и сухой маленькой стеклянной воронки. После употребления воронку немедленно вынимают, чтобы оставшиеся в ней капли не помешали правильно определить объем. Есть специальные автоматически заполняемые бюретки, снабженные внутренним капилляром, позволяющим устанавливать мениск раствора на уровне нулевого деления.

Правила работы

Бюретку укрепляют в штативе в строго вертикальном положении. Перед каждым новым титрованием ее заполняют до верхнего (нулевого) деления, предварительно заполнив титрованным раствором нижний оттянутый конец бюретки или крана.

В момент отсчета показаний бюретки глаза экспериментатора должны находиться на уровне мениска.

Отсчет проводят по нижней части вогнутого или верхней части выгнутого мениска. Всякий раз установка уровня раствора на нулевое деление должна соответствовать способу отсчета уровня оставшегося в бюретке раствора.

Выливать жидкость из бюретки следует медленно, давая возможность всей жидкости стечь со стенок бюретки, что имеет особое значение при титровании неводными растворами. Под конец титрования раствор выливают по каплям. Титрование нужно выполнять несколько раз. За окончательный результат принимают среднюю величину, вычисляемую на основании ряда параллельных определений. Объем расходуемого на титрование стандартного раствора не должен превышать емкость бюретки.

По окончании титрования остающийся в бюретке раствор сливают. После этого бюретку дважды ополаскивают дистиллированной водой, а затем, заполнив ее доверху водой, закрывают верхний конец бюретки пробкой.

Перед употреблением сливают дистиллированную воду до сужения бюретки. Затем бюретку дважды ополаскивают тем раствором, которым будут титровать. Лишь после этого бюретку заполняют стандартным раствором.

Нужно следить, чтобы в носике пипетки не образовывались пузырьки воздуха, поскольку они могут внести ошибку в определение объема, затраченного на титрование. Если в носике бюретки образовались пузырьки воздуха, то их удаление проводят следующим образом:

- 1) загибают носик вверх кончиком, чтобы пузырь всплыл;
- 2) нажимают на шарик, чтобы раствор вытеснил воздух.

Метод кислотно-основного титрования

В основе метода кислотно-основного титрования в водных растворах лежит реакция

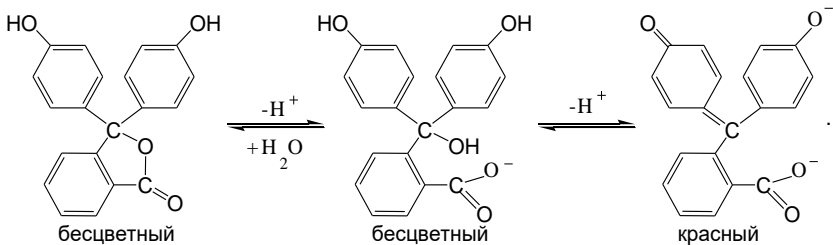


В процессе титрования изменяется рН раствора, поэтому этим методом проводят определение кислот, оснований и некоторых солей слабых кислот и слабых оснований. В качестве титрантов обычно используют сильные кислоты и основания.

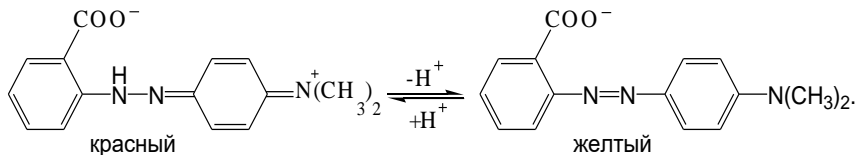
Определение конечной точки основано на резком изменении рН, наблюдаемом вблизи точки эквивалентности. Если титрант и титруемое вещество являются сильной кислотой и сильным основанием, то в точке эквивалентности $[\text{OH}^-] = [\text{H}^+]$ и при 25 °С значение рН = 7,00. Конечную точку титрования устанавливают с помощью кислотно-основных индикаторов. Кислотно-основные индикаторы – это органические красители, у которых протонированная и депротонированная формы различаются по окраске. Середина области перехода окраски индикатора (при этом $\text{pH} = \text{pK}_{a \text{ инд}}$) называется показателем индикатора рТ и фактически совпадает с конечной точкой титрования.

Для определения конечной точки титрования подбирают такой индикатор, у которого величина рТ максимально близко к значению рН титруемого раствора в точке эквивалентности.

Одним из наиболее распространенных индикаторов является фенолфталеин. Он бесцветен в умеренно кислых средах и окрашен в щелочной среде. Интервал перехода окраски фенолфталеина лежит в области значений рН = 8,2–10,0, следовательно, для него значение показателя титрования рТ = 9,1. Структурные изменения фенолфталеина в растворе представлены на схеме:



Одним из широко применяемых двухцветных индикаторов является метиловый красный. Интервал перехода окраски метилового красного лежит в области значений $pH = 4,2-6,2$, следовательно, для него значение показателя титрования $pT = 5,0$. Структурные изменения, которые претерпевает метиловый красный в растворе, представлены ниже:



В методе кислотно-основного титрования в качестве титранта часто применяют раствор гидроксида натрия. Гидроксид натрия сильно поглощает углекислый газ из воздуха, при этом образуется карбонат натрия $CO_2 + 2OH^- \leftrightarrow CO_3^{2-} + H_2O$. Поэтому гидроксид натрия не может быть первичным стандартом.

В качестве первичного стандарта для установления концентрации раствора гидроксида натрия можно использовать раствор сильной кислоты (например, соляной, азотной, серной), приготовленный из соответствующего стандарт-титра. **Стандарт-титр** любой из перечисленных кислот представляет собой стеклянную ампулу, в которую помещено такое количество концентрированной кислоты, которое необходимо для приготовления 1000 мл 0,1000 Н раствора данной кислоты. При титровании 0,10 М раствора сильной кислоты 0,10 М раствором сильного основания интервал резкого изменения pH составляет 4,3 / 9,7, поэтому для регистрации конечной точки можно использовать как метиловый красный ($pT = 5,0$), так и фенолфталеин ($pT = 9,0$).

Также в качестве первичного стандарта для определения концентрации раствора гидроксида натрия используют янтарную кислоту $HOOCCH_2CH_2COOH$. Это двухосновная кислота, причем константы ее

ионизации близки: $K_{a1} = 1,6 \cdot 10^{-5}$; $K_{a2} = 2,3 \cdot 10^{-6}$, следовательно, оба протона кислоты будут титроваться одновременно. Так как точка эквивалентности при титровании 0,050 М раствора янтарной кислоты 0,10 М раствором гидроксида натрия находится при рН ~ 9,0, а скачок титрования, рассчитанный при допустимой погрешности титрования $\pm 0,1 \%$, составляет 1,4 единицы рН (от 8,3 до 9,7), то для фиксации конечной точки подходящим индикатором является фенолфталеин (рТ = 9,1).

Лабораторная работа № 7

«Определение концентрации гидроксида натрия методом кислотно-основного титрования»

Необходимые реагенты и посуда

1. Гидроксид натрия, концентрированный раствор (плотность указана).
2. Стандарт-титр (фиксанал) соляной или серной кислоты.
3. Метилловый красный, 0,10 %-й раствор в 60 %-м этаноле.
4. Янтарная кислота, первичный стандарт.
5. Фенолфталеин, 0,10 %-й раствор в 60 %-м этаноле.
6. Конические колбы для титрования объемом 250 мл – 3 шт.
7. Бюретка на 25,00 мл – 1 шт.
8. Мерная колба объемом 250,0 мл.
9. Пипетка Мора объемом 20,00 мл – 1 шт.
10. Стаканы (250 мл, 25 мл), бутылка вместимостью ~ 1 л.

Биологическая роль и значение в медицине: соляная кислота – естественная составная часть желудочного сока человека. При клиническом анализе желудочного содержимого важнейшее значение имеет содержание кислот. Обычно определяют общую кислотность и свободную соляную кислоту. Кислотность желудочного сока определяется количеством миллилитров 0,10 М раствора щелочи, которое нужно, чтобы нейтрализовать 100 мл профильтрованного желудочного содержимого. Растворы соляной кислоты 0,3–0,5 % обычно в смеси с ферментом пепсином назначают внутрь больным с недостаточной кислотностью. Концентрированная соляная кислота – едкое вещество, при попадании на кожу вызывает сильные химические ожоги. Особенно опасно попадание кислоты в глаза.

Янтарная кислота участвует в процессе клеточного дыхания аэробных организмов – в цикле трикарбоновых кислот. Летальные дозы (LD₅₀): орально – 2,26 г/кг (крысы), внутривенно – 1,4 г/кг (мышь). Предельно допустимая концентрация янтарной кислоты в воде водоемов — 0,01 мг/л. В лекарственных препаратах янтарная кислота применяется в качестве активного вещества как метаболическое средство, улучшающее метаболизм и энергообеспечение тканей, уменьшающее гипоксию тканей.

Приготовление раствора гидроксида натрия

Для выполнения работы необходимо приготовить 0,5 л ~ 0,10 М раствора гидроксида натрия, используя концентрированный раствор NaOH указанной плотности, объем которого рассчитывают по формуле:

$$V_{\text{NaOH}_{\text{конц}}} [\text{мл}] = \frac{V_{\text{NaOH}} [\text{мл}] C_{\text{NaOH}} [\text{моль/л}]}{C_{\text{NaOH}_{\text{конц}}} [\text{моль/л}]},$$

В бутылку емкостью 1 л наливают не более 200 мл воды, а затем рассчитанное количество щелочи, отмеренное мерным цилиндром, и доводят объем раствора водой до ~ 0,5 л. Полученный раствор тщательно перемешивают, переворачивая бутылку 10–12 раз, удерживая пробку. На бутылку наносят надпись с указанием вещества, его примерной концентрации и фамилии студента.

Точная концентрация приготовленного раствора гидроксида натрия устанавливается двумя способами: **методом пипетирования** с помощью стандартного раствора соляной кислоты и **методом отдельных навесок** янтарной кислоты.

Приготовление стандартного раствора соляной кислоты

Для приготовления раствора соляной кислоты из стандарт-титра нужно разбить чистую сухую ампулу с двух сторон над специальной воронкой с пробивным устройством, перенести содержимое ампулы в мерную колбу объемом 1000 мл, разбавить водой до метки и тщательно (10–12 раз) перемешать. Мерную колбу с раствором обязательно подписать: 0,1000 М HCl, дата приготовления раствора.

Стандартный раствор соляной кислоты используют для установления точной концентрации раствора гидроксида натрия по методу пипетирования.

Определение концентрации NaOH по стандартному раствору HCl методом пипетирования

Предварительно бюретку ополаскивают два-три раза малыми порциями приготовленного раствора NaOH. Заполняют бюретку раствором щелочи до нулевой отметки и закрывают ее пробкой, открывать бюретку нужно только непосредственно перед началом титрования и закрывать всякий раз по окончании процесса. Вымытую до химической чистоты пипетку для отбора аликвот промывают небольшим объемом стандартного раствора HCl.

Отбирают аликвоту (20,00 мл) стандартного раствора соляной кислоты в коническую колбу для титрования и добавляют 2–3 капли метилового красного и титруют раствором щелочи сначала быстро (первые 10 мл), а под конец по каплям до перехода окраски индикатора из красной в лимонно-желтую. Ближе к концу титрования внутренние стенки колбы омывают небольшим количеством воды из промывалки.

При титровании удобно пользоваться раствором «свидетеля»: для его приготовления в коническую колбу для титрования наливают ~ 40–50 мл дистиллированной воды, 2 капли метилового красного и 1–2 капли 0,1 М раствора гидроксида натрия.

Для процесса стандартизации титрование повторяют до получения не менее трех сходящихся результатов, в которых разница между максимальным и минимальным значениями объемов титранта, пошедшего на титрование аликвот HCl, не превышает 0,10 мл.

Для трех сходящихся результатов титрования рассчитывают значения молярной концентрации раствора гидроксида натрия по формуле:

$$C^{(i)}_{NaOH} [\text{моль/л}] = \frac{V_{HCl} [\text{мл}] C_{HCl} [\text{моль/л}]}{V^{(i)}_{NaOH} [\text{мл}]},$$

где V_{HCl} – объем пипетки, с помощью которой отбирали аликвоты соляной кислоты; V_{NaOH} – объем гидроксида натрия, израсходованного на титрование кислоты. Затем находят среднее значение молярной концентрации раствора гидроксида натрия \bar{C}_{NaOH} .

Определение концентрации NaOH по навескам янтарной кислоты

Концентрацию раствора гидроксида натрия дополнительно определяют по методу отдельных навесок. Первичным стандартом является янтарная кислота $\text{HOOCCH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$ (H_2A), $M = 118,09$ г/моль. Из закона эквивалентов рассчитывают навеску янтарной кислоты, чтобы на ее

титрование расходовалось ~ 20 мл раствора гидроксида натрия с концентрацией ~ 0,10 М.

$$m_{\text{янт.к.}}[\text{г}] = \frac{C_{\text{NaOH}}[\text{моль/л}] \cdot V_{\text{NaOH}}[\text{мл}] \cdot \frac{1}{2} M_{\text{янт.к.}}[\text{г/моль}]}{1000}$$

В три конические колбы для титрования помещают по одной навеске янтарной кислоты, взвешенной на кальке на аналитических весах. Взвешивание проводят следующим образом: из массы кальки с навеской вычитают массу кальки после высыпания вещества в колбу для титрования, так как часть навески может остаться на поверхности кальки. Не следует тратить время на взятие абсолютно одинаковых навесок.

Навеску янтарной кислоты растворяют в 20 мл дистиллированной воды, смывая мелкие кристаллы, попавшие на стенки колбы, добавляют 1–2 капли фенолфталеина и титруют полученный раствор раствором гидроксида натрия. Титрование заканчивают, когда окраска раствора становится бледно-розовой и сохраняется в течение 30 секунд.

Для каждого из трех параллельных определений рассчитывают молярную концентрацию раствора гидроксида натрия по формуле

$$C_{\text{NaOH}}^{(i)}[\text{моль/л}] = \frac{2 \cdot m^{(i)}_{(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2}[\text{г}] \cdot 1000}{M_{(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2}[\text{г/моль}] \cdot V^{(i)}_{\text{NaOH}}[\text{мл}]}$$

Затем вычисляют среднее значение молярной концентрации гидроксида натрия. Раствор можно считать стандартизованным, если для трех последовательных результатов титрования разница между крайними значениями концентрации, отнесенная к среднему значению, не превышает 0,5 %.

$$\frac{C_{\text{max}} - C_{\text{min}}}{\bar{C}} \cdot 100\% \leq 0.5\%$$

Представление результатов анализа

С помощью методов математической статистики решают, можно ли объединить результаты определения процентного содержания NaOH, полученные двумя методами. Если объединение возможно, то результат анализа представляют в виде процентного содержания NaOH с доверительным интервалом. Если объединение невозможно, то отдельно представляют результаты, полученные каждым методом.

Лабораторная работа № 8
«Определение концентрации ацетилсалициловой кислоты
в фармацевтических препаратах
методом кислотно-основного титрования»

Необходимые реагенты и посуда

1. Гидроксид натрия, ~ 0,10 М раствор.
2. Янтарная кислота, первичный стандарт.
3. Фенолфталеин, 0,10 %-й раствор в 60 %-м этаноле.
4. Аспирин, фармацевтический препарат в таблетках.
5. Этанол.
6. Конические колбы для титрования на 250 мл – 3 шт.
7. Бюретка на 25,00 мл – 1 шт.
8. Пипетка Мора объемом 20,00 мл – 1 шт.
9. Стаканы (250 мл, 25 мл), бутылка вместимостью ~ 1 л.
10. Бюкс.

Биологическая роль и значение в медицине: ацетилсалициловая кислота оказывает противовоспалительное, жаропонижающее и болеутоляющее действие, и ее широко применяют при лихорадочных состояниях, головной боли, невралгиях и др. и в качестве противоревматического средства.

Противовоспалительное действие ацетилсалициловой кислоты (и других салицилатов) объясняется ее влиянием на процессы, протекающие в очаге воспаления: уменьшением проницаемости капилляров, понижением активности гиалуронидазы, ограничением энергетического обеспечения воспалительного процесса путем торможения образования АТФ и др. В механизме противовоспалительного действия имеет значение ингибирование биосинтеза простагландинов.

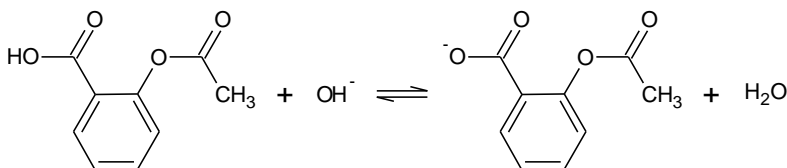
Жаропонижающее действие связано также с влиянием на гипоталамические центры терморегуляции. Анальгезирующий эффект обусловлен влиянием на центры болевой чувствительности, а также способностью салицилатов уменьшать альгогенное действие брадикинина. Кроворазжижающее действие аспирина позволяет применять его для снижения внутричерепного давления при головных болях.

Раствор гидроксида натрия в данной работе стандартизуют по методу отдельных навесок. Первичным стандартом является янтарная кислота. Из закона эквивалентов рассчитывают навеску янтарной кислоты, чтобы

на ее титрование расходовалось ~ 20 мл раствора гидроксида натрия с концентрацией ~ 0,10 М.

$$m_{\text{янт.к.}} [г] = \frac{M_{\text{NaOH}} [\text{моль/л}] \cdot V_{\text{NaOH}} [\text{мл}] \cdot \frac{1}{2} M_{\text{янт.к.}} [г/\text{моль}]}{1000}$$

Объектом анализа в задаче является ацетилсалициловая кислота (аспирин), которая является слабой кислотой ($pK_a = 3,7$), поэтому ее содержание можно определить прямым титрованием сильным основанием с фенолфталеином в качестве индикатора:



Приготовление раствора гидроксида натрия

Для выполнения работы необходимо приготовить 0,5 л ~ 0,10 М раствора гидроксида натрия, используя концентрированный раствор NaOH указанной плотности, объем которого рассчитывают по формуле

$$V_{\text{NaOH}_{\text{конц}}} [\text{мл}] = \frac{V_{\text{NaOH}} [\text{мл}] C_{\text{NaOH}} [\text{моль/л}]}{C_{\text{NaOH}_{\text{конц}}} [\text{моль/л}]}$$

В бутылку емкостью 1 л наливают не более 200 мл воды, а затем рассчитанное количество щелочи, отмеренное мерным цилиндром, и доводят объем раствора водой до ~ 0,5 л. Полученный раствор тщательно перемешивают, переворачивая бутылку 10–12 раз, удерживая пробку. На бутылку наносят надпись с указанием вещества, его примерной концентрации и фамилии студента.

Стандартизация раствора NaOH по навескам янтарной кислоты

Янтарную кислоту получают в чистый сухой подписанный бюкс. В три конические колбы для титрования помещают по одной навеске янтарной кислоты, взвешенной на кальке на аналитических весах. Взвешивание проводят следующим образом: из массы кальки с навеской вычитают массу кальки после высыпания вещества в колбу для титрования, так как часть навески может остаться на поверхности кальки. Не следует тратить время на взятие абсолютно одинаковых навесок.

Навеску янтарной кислоты растворяют в 20 мл дистиллированной воды, смывая мелкие кристаллы, попавшие на стенки колбы, добавляю 1–2 капли фенолфталеина и титруют полученный раствор раствором гидроксида натрия. Титрование заканчивают, когда окраска раствора становится бледно-розовой и сохраняется в течение 30 секунд.

Для каждого из трех параллельных определений рассчитывают молярную концентрацию раствора гидроксида натрия по формуле

$$C_{\text{NaOH}}^{(i)} [\text{моль/л}] = \frac{2 \cdot m^{(i)}_{(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2} [\text{г}] \cdot 1000}{M_{(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2} [\text{г/моль}] \cdot V_{\text{NaOH}}^{(i)} [\text{мл}]}$$

Затем вычисляют среднее значение молярной концентрации гидроксида натрия. Раствор можно считать стандартизованным, если для трех последовательных результатов титрования разница между крайними значениями концентрации, отнесенная к среднему значению, не превышает 0,5 %.

Определение содержания ацетилсалициловой кислоты

Получают у преподавателя бюкс с таблетками ацетилсалициловой кислоты (4 таблетки по 0,5 г), тщательно измельчают в ступке и переносят обратно в бюкс.

Навеску анализируемого аспирина массой 0,35–0,40 г, взятую на аналитических весах, растворяют в 10 мл этанола (из-за наполнителя, содержащегося в таблетках, полностью образец не растворяется), добавляют 1–2 капли фенолфталеина и титруют стандартным раствором гидроксида натрия. Титрование заканчивают, когда окраска раствора становится бледно-розовой и сохраняется в течение 30 секунд. Титрование повторяют до получения четырех сходящихся результатов.

Для каждого из 4 сходящихся параллельных определений вычисляют значение объема титранта, далее рассчитывают массу ацетилсалициловой кислоты (г), содержащейся в навеске.

$$m_{\text{аспирин}} [\text{г}] = \frac{N_{\text{NaOH}} [\text{моль/л}] \cdot V_{\text{NaOH}} [\text{мл}] \cdot M_{\text{аспирин}} [\text{г/моль}]}{1000}$$

Представление результата анализа

Исходя из массы аспирина и массы навески фармацевтического препарата, рассчитывают процентное содержание ацетилсалициловой кислоты в таблетках. Результат анализа представляют в виде $\bar{\omega} \pm \Delta\omega$, где $\bar{\omega}$ – среднее значение содержания ацетилсалициловой кислоты в

препарате; $\Delta\omega$ – доверительный интервал определяемой величины ($P_{довер} = 0,95$). Для расчета результатов можно воспользоваться справочными данными.

Гравиметрический анализ

Гравиметрия – один из самых точных методов определения больших количеств веществ. В основе метода лежат законы сохранения массы и постоянства состава вещества. В ходе гравиметрического анализа определяемый компонент, как правило, селективно переводят в малорастворимую форму, затем осадок отделяют, высушивают либо прокаливают и точно взвешивают. Таким образом, гравиметрия – не только один из самых точных, но и один из самых трудоемких методов анализа.

Биологическая роль и значение в медицине: гравиметрический метод применяется при анализе фармацевтических препаратов на содержание летучих компонентов, влаги, остаточной золы. Этим методом определяют содержание основного компонента в ряде лекарственных препаратов кальция (хлорид, лактат, глюконат и др.), железа (сульфат, глицерофосфат), кобальта (цианокобаламин), сульфатах натрия, магния, хинина, атропина, канамицина, 8-оксихинолина, гидробромиде тиамина, гидрохлориде хинина и т. д.

Успешное проведение гравиметрического анализа зависит от правильности выполнения целого ряда важных операций, перечисленных ниже.

1. **Подготовка** раствора (создать оптимальные условия для осаждения: концентрация, pH, объем раствора, температура).

2. **Осаждение** соединения, содержащего определяемый компонент (его называют *осаждаемой формой*).

2.1. Проводят из *разбавленных* растворов.

2.2. Раствор осадителя добавляют *медленно* при интенсивном перемешивании.

2.3. Проводят из *горячих* растворов.

2.4. Осадитель добавляют в *небольшом избытке*.

2.5. Проверяют раствор на *полноту осаждения*.

3. **Старение** осадка (происходит растворение мелких кристаллов и рост крупных кристаллов – *оствальдовское созревание*, улучшается кристаллическая структура и увеличивается степень чистоты осадка).

4. **Фильтрация** (для отделения осадка от маточного раствора).

5. **Промывание** осадка (для удаления маточного раствора и адсорбированных примесей).

6. **Высушивание** (для удаления воды при $\sim 110\text{--}120\text{ }^\circ\text{C}$) или прокаливание (при высоких температурах для перевода осадка в другую химическую форму – *гравиметрическую или весовую форму*).

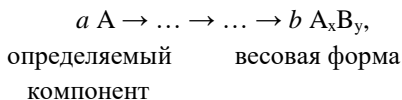
7. **Взвешивание** осадка.

8. **Расчет** содержания определяемого компонента.

В гравиметрическом анализе используется линейная зависимость между массой весовой формы и массой определяемого вещества с коэффициентом пропорциональности, который представляет собой **гравиметрический фактор F** (безразмерная величина):

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

Представим схему определения вещества A в виде весовой формы A_xB_y :



где a и b – целые числа, уравнивающие число атомов A в левой и правой частях схемы, $a = b \cdot x$. Тогда гравиметрический фактор вычисляют по формуле

$$F = \frac{a \cdot M_A}{b \cdot M_{A_xB_y}}$$

При расчете гравиметрического фактора атомные и молярные массы должны быть взяты со всеми значащими цифрами, а вычисленный гравиметрический фактор округлен до числа, содержащего четыре значащие цифры.

Правила взвешивания на аналитических весах

1. На плиту, на которой установлены весы, нельзя облакачиваться. Помещать на нее можно только лабораторный журнал и посуду, в которую будут перенесены взвешенные навески, – колбы, стаканчики, бюксы. Для всего остального в весовой комнате есть столы.

2. Перед взвешиванием нужно проверить, чтобы весы стояли ровно. Для этого весы имеют встроенный уровень. Нужно убедиться, что пузырек воздуха находится строго по центру.

3. Во время взвешивания и калибровки дверцы весов должны быть закрыты.

4. Перед взвешиванием на электронных весах необходимо проверить установку нуля. Если весы показывают не «0,0000 g», то нажимают клавишу «0/T» (tare, тарирование) и ждут, когда на электронном табло появится надпись «0,0000 g».

5. Нагрузка на чашку весов не должна превышать предельную массу: для механических весов, имеющихся в практикуме, – 250 г, для электронных – от 50 г до 210 г (зависит от модели). Если есть подозрения, что масса взвешиваемого предмета больше вышеуказанных значений, то его необходимо предварительно взвесить на технических весах.

6. Взвешиваемые вещества должны находиться в чистой, сухой таре, летучие и гигроскопичные вещества нужно взвешивать в хорошо закрытых бюксах.

7. Взвешиваемый предмет следует класть по центру чашки.

8. Нельзя взвешивать теплые предметы: температура взвешиваемого предмета и температура воздуха в весовой комнате должны быть одинаковыми.

9. При необходимости изменить массу навески нужно сначала снять ее с чашки, добавить (или убрать) вещество, потом снова взвесить.

10. Соблюдайте чистоту. Если вы рассыпали вещество внутри весов, то с чашки весов его лучше аккуратно сдуть, а со дна аккуратно убрать кисточкой, которая есть в весовой.

11. Массу определяют с точностью до десяти тысячных долей грамма и сразу записывают в лабораторный журнал.

При переписывании числа в журнал необходимо следить за правильностью расположения цифр, не переставлять цифры местами. Например, 0,1026 г вместо 0,1206 г.

12. При неисправности весов следует обращаться к инженеру или преподавателю.

13. Если требуется взять точную навеску, поступают следующим образом:

1) сначала взвешивают кальку;

2) затем, не тарируя кальку, взвешивают кальку с навеской и записывают массу;

3) после перенесения навески в колбу кальку аккуратно возвращают на весы и записывают массу.

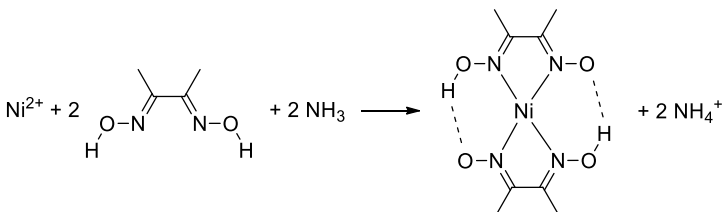
Поскольку на кальке могут остаться частицы вещества, то масса вещества в колбе – это разность массы кальки с веществом (п. 2) и массы кальки *после* перенесения вещества в колбу (п. 3).

При приготовлении растворов по навеске требуется знать массу вещества, которое вы пересыпали в колбу, а не мимо. Поэтому не нужно пытаться пересыпать в колбу всю навеску с кальки без остатка, поскольку при этом часть навески может просыпаться мимо колбы. Ваша цель – перенести в колбу основную часть вещества и точно взвесить массу кальки с остатками вещества.

Лабораторная работа № 9

«Гравиметрическое определение содержания никеля в комплексном соединении $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$ »

Лучшим гравиметрическим методом определения никеля является осаждение никеля(II) с диметилглиоксимом. Диметилглиоксим (H_2D) – слабая кислота ($K_{a1} = 2,6 \cdot 10^{-11}$), поэтому в кислых растворах он находится в недепротонированной форме и его реакция с никелем не протекает. Щелочные растворы способствуют депротонированию диметилглиоксима и его координации к иону Ni^{2+} с последующим образованием красного осадка диметилглиоксимата никеля(II):



Количественное осаждение достигается при $\text{pH} = 5 - 10$ в присутствии небольшого избытка диметилглиоксима (как правило, около 30 %). Суть методики заключается в прибавлении диметилглиоксима к кислому раствору никеля(II) с последующим постепенным подщелачиванием раствора аммиаком при перемешивании. Это приводит к медленному и контролируемому образованию осадка. Медленное осаждение необходимо для получения осадка относительно хорошего качества. Этой же цели служит так называемое старение осадка при повышенной температуре (т. е. выдерживание осадка в контакте с горячим маточным раствором в течение какого-то времени), поскольку оно ведет

к постоянной перекристаллизации частиц осадка и укрупнению кристаллов комплекса за счет растворения мелких кристаллов. После старения осадок отфильтровывают, высушивают и взвешивают. Исходя из массы диметилглиоксимата никеля, рассчитывают массу никеля, содержащегося в исходном растворе.

Необходимые реагенты и оборудование

1. Комплекс никеля – $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$, синтезированный в работе № 6.
2. 1 %-й раствор (m/V) диметилглиоксима в этиловом спирте.
3. Раствор соляной кислоты 0,1 М.
4. Раствор соляной кислоты 1:1.
5. Раствор аммиака 1:1.
6. Тигли Шотта с пористостью 16 и 40 – 2 шт.
7. Стаканы (объемом 250 мл) – 4 шт.

Определение содержания никеля(II) в комплексе $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$ проводят по двум параллельным навескам. Массу навесок комплекса необходимо рассчитать исходя из того, что в определяемом растворе должно находиться до 0,035 г никеля(II).

$$m_{[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2}[\text{г}] = \frac{m_{\text{Ni}}[\text{г}]}{M_{\text{Ni}}[\text{г/моль}]} \cdot M_{[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2}[\text{г/моль}]$$

Перед выполнением работы следует также рассчитать объем раствора диметилглиоксима, необходимый для осаждения никеля(II), исходя из того, что масса никеля в растворе не превышает 0,035 г., и для количественного осаждения никеля необходим 30 %-й избыток диметилглиоксима.

$$V_{\text{H}_2\text{D}}[\text{мл}] = \frac{2 \cdot \frac{m_{\text{Ni}}[\text{г}]}{M_{\text{Ni}}[\text{г/моль}]} \cdot M_{\text{H}_2\text{D}}[\text{г/моль}] \cdot 1,3}{\omega_{\text{H}_2\text{D}}[\text{г/мл}]}$$

Подготовка фильтрующих тиглей Шотта

Для отфильтровывания осадка диметилглиоксимата никеля используют тигли Шотта. Эти тигли имеют пористое стеклянное дно, задерживающее частицы осадка и пропускающее маточный раствор. Для вычисления массы осадка необходимо предварительно довести тигли Шотта до постоянной массы. Пару тиглей (пористость 16 и пористость 40) выдерживают 40 мин при 120 °С в сушильном шкафу, извлекают, охлаждают до комнатной температуры в эксикаторе (не менее 20–25 мин)

и взвешивают на аналитических весах с точностью до $\pm 0,0002$ г. Затем их снова помещают в сушильный шкаф ($120\text{ }^\circ\text{C}$) и выдерживают там 20 мин. После извлечения из шкафа и охлаждения тигли повторно взвешивают. Тигли доведены до постоянной массы, если масса каждого тигля во втором взвешивании не отличается от массы по данным первого взвешивания более чем на $0,0002\text{--}0,0003$ г.

Определение никеля в синтезированном $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$

На разных стадиях выполнения задачи будет необходима горячая дистиллированная вода (не менее 500 мл). Ее подогревают на плитке почти до кипения в термически стойких стаканах.

В два химических стакана помещают по одной навеске комплекса никеля $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$, навески взвешивают на кальке на аналитических весах. Взвешивание проводят следующим образом: из массы кальки с навеской вычитают массу кальки после высыпания вещества в стакан, так как часть навески может остаться на поверхности кальки. Не следует тратить время на взятие абсолютно одинаковых навесок.

В стаканы с навесками комплекса никеля помещают стеклянные палочки. К навескам комплекса добавляют по 20 мл 0,1 М соляной кислоты, при этом образуется раствор голубого цвета, затем к полученному раствору добавляют 10 капель HCl 1:1, при этом раствор приобретает светло-зеленый цвет. К каждому из полученных растворов прибавляют раствор HCl (1:1, 5–6 капель), аккуратно перемешивают и приливают по палочке раствор диметилглиоксима (на этой стадии мы должны иметь прозрачный раствор; если вдруг в нем образовались красные частицы осадка диметилглиоксимата никеля, необходимо прибавить еще 1–2 капли раствора HCl 1:1). Стаканы с растворами закрывают листом фильтровальной бумаги, нагревают на водяной бане до $80\text{ }^\circ\text{C}$ – на ощупь стаканы с растворами должны быть горячими, на стенках стаканов должны образоваться капли конденсата. После этого к нагретым растворам никеля(II) (с водяной бани не снимать) прибавляют раствор аммиака (1:1) (при аккуратном перемешивании) до тех пор, пока растворы не приобретут крепкий аммиачный (не спиртовый) запах.

Рекомендуется прибавлять первые капли раствора аммиака медленно при постоянном аккуратном перемешивании растворов никеля(II). Обычно для полного осаждения диметилглиоксимата никеля необходимо не менее 10 полных пипеток раствора аммиака, меньшее количество аммиака может привести к неполному осаждению никеля(II).

По завершении осаждения к полученным растворам с осадком по палочке прибавляют горячую дистиллированную воду до объема 100 мл, прибавляют полную пипетку раствора аммиака, закрывают листом фильтровальной бумаги и оставляют в таком состоянии на час (для старения осадка). По истечении этого времени осадок становится более компактным и собирается на дне стакана или всплывает, после чего его можно отфильтровать. Перед отфильтровыванием осадка к растворам вновь прибавляют аммиак (по одной полной пипетке). Тигли Шотта укрепляют в отверстиях резиновой пробки, подходящей по диаметру к используемой для приема маточного раствора колбе Бунзена, и подсоединяют шланг водоструйного насоса. Перед отфильтровыванием осадка рекомендуется проверить, насколько быстро через тигель проходит вода при включенном водоструйном насосе – если процесс идет медленно, необходимо использовать более плотную пробку.

Фильтрация проходит при пониженном давлении в колбе Бунзена. Хотя колбы Бунзена являются толстостенными и специально предназначены для такого фильтрации, для большей безопасности во время фильтрации необходимо надевать на колбу специальную сетку.

После этого приступают непосредственно к отфильтровыванию осадка. Включают водоструйный насос, из стакана с осадком извлекают палочку и держат ее над тиглем. Содержимое стакана переносят на тигель, не теряя ни капли (тигель не заполнять более чем на 2/3). Частицы осадка, оставшиеся в стакане, смывают со стенок *небольшими порциями* горячей воды из промывалки. стакан во время этой процедуры наклоняют носиком вперед, чтобы минимизировать расползание осадка по задней стенке стакана, палочку фиксируют указательным пальцем той же руки, которой держат стакан, упирая нижний конец палочки в стык стенок и дна стакана, жидкость собирают в этом углублении между стенками и дном стакана, после чего ее с плавающими в ней частицами осадка переносят на тигель (по палочке). Во избежание расползания осадка по стенкам стакана рекомендуется минимизировать объем воды, используемый для смывания осадка. Эту процедуру повторяют несколько раз до полного перенесения осадка в тигель.

Важно не дать осадку присохнуть к стенкам стакана – это может привести к незначительному перенесению его в тигель и занижению результата определения.

После количественного перенесения осадка в тигель его промывают два раза небольшими порциями воды, уменьшают ток воды в водоструйном насосе, *аккуратно* извлекают тигель с осадком и высушивают его в сушильном шкафу при 120 °С в течение часа. После охлаждения до комнатной температуры в эксикаторе (не менее 20 мин) тигли с осадком взвешивают. Для доведения их до постоянной массы повторяют процедуру высушивания (достаточно 20 мин), охлаждают в эксикаторе и взвешивают. Тигли с осадком доведены до постоянной массы, если масса каждого тигля во втором взвешивании не отличается от массы по данным первого взвешивания более чем на 0,0002–0,0003 г.

Зная массы тиглей с осадком и пустых тиглей, вычисляют массу диметилглиоксимата никеля в каждом из тиглей, пересчитывают ее в массу никеля и рассчитывают ее среднее значение.

Гравиметрический фактор $F = 0,2031$.

Представление результата анализа

Все полученные данные вносят в таблицу:

Пористость тиглей	16	40
Масса тиглей (I взвешивание), г	$m_{16(I)}$	$m_{40(I)}$
Масса тиглей (II взвешивание), г	$m_{16(II)}$	$m_{40(II)}$
Разница между массами, г	$m_{16(I)} - m_{16(II)} \leq 0,0002$	$m_{40(I)} - m_{40(II)} \leq 0,0002$
Масса тиглей с осадком (I взвешивание), г	$m_{16+oc(I)}$	$m_{40+oc(I)}$
Масса тиглей с осадком (II взвешивание), г	$m_{16+oc(II)}$	$m_{40+oc(II)}$
Разница между массами, г	$m_{16+oc(I)} - m_{16+oc(II)} \leq 0,0002$	$m_{40+oc(I)} - m_{40+oc(II)} \leq 0,0002$
Масса осадка, г	$m_{oc} = m_{16+oc(II)} - m_{16(II)}$	$m_{oc} = m_{40+oc(II)} - m_{40(II)}$
Масса никеля, г	$m_{Ni} = m_{oc} \cdot F$	$m_{Ni} = m_{oc} \cdot F$
Содержание никеля в комплексе, %	$\omega_{Ni}[\%] = \frac{m_{Ni}[z]}{m_{[Ni(NH_3)_6]Cl_2} \cdot 100\%}$	$\omega_{Ni}[\%] = \frac{m_{Ni}[z]}{m_{[Ni(NH_3)_6]Cl_2} \cdot 100\%}$

Результат анализа представляют в виде двух значений массы никеля и процентного содержания в образце комплекса $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$: по одному для каждого из параллельных измерений.

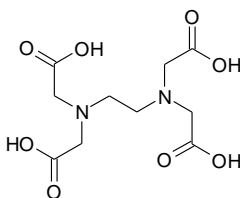
Полученное содержание никеля в комплексе $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$ сравнивают с теоретически рассчитанным, исходя из формулы соединения.

Комплексонометрическое титрование

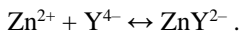
Комплексонометрическое титрование – метод, основанный на использовании реакций образования комплексонатов – комплексных соединений катионов металлов с комплексонами. Для определения конечной точки титрования используют металлохромные индикаторы или органические вещества, образующие окрашенные комплексы с катионами определяемых металлов.

В процессе комплексонометрического титрования в растворе протекает реакция связывания катионов металла в комплексонат.

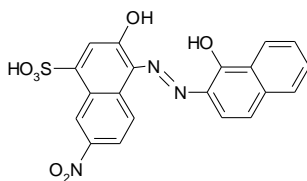
Комплексонометрически определяют содержание в лекарственных препаратах магния, кальция, свинца, висмута, алюминия. Чаще всего в качестве титранта применяют раствор этилендиаминтетраацетата натрия (ЭДТА) – двунариевую соль этилендиаминтетрауксусной кислоты ($\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y}$).



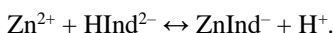
В работе 10.1 определение основано на взаимодействии раствора ЭДТА (Y^{4-}) со стандартным раствором цинка при $\text{pH} \sim 10$ по уравнению реакции:



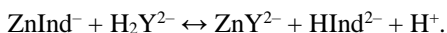
Для определения конечной точки титрования применяется металлохромный индикатор эриохром черный-Т. Эриохром черный-Т – металлохромный индикатор из группы азокрасителей, который представляет собой трехосновную кислоту H_3Ind и образует окрашенные внутрикислотные соединения с катионами более 20 металлов.



В интервале pH 8–10 эриохром черный-Т существует в растворе в виде формы HInd^{2-} и имеет синюю окраску. Комплекс цинка с эриохромом черным-Т в этом диапазоне pH окрашен в винно-красный цвет.

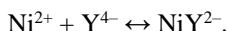


При титровании раствора цинка с эриохромом черным-Т раствором ЭДТА вблизи точки эквивалентности комплексы ZnInd^{-} разрушаются, образуются более прочные комплексы цинка с ЭДТА, а высвободившийся индикатор HInd^{2-} окрашивает раствор в синий цвет.



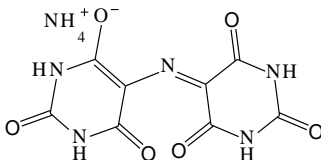
вино-красный синий

Определение содержания никеля в анализируемом растворе основано на взаимодействии ионов никеля с ЭДТА в слабощелочной среде (pH ~ 8-9) по уравнению реакции:



Титрование можно проводить в слабощелочной аммиачной среде. Для определения конечной точки титрования применяется металлохромный индикатор мурексид.

Мурексид – это аммониевая соль 5,5'-нитрилобарбитуровой кислоты.



Мурексид образует протонированные комплексы разного состава, имеющие различную окраску, вследствие чего может играть роль металлохромного индикатора при различных значениях pH. В водных

растворах мурексид быстро разрушается, поэтому его применяют в виде смеси с NaCl (1:100).

В процессе титрования раствора комплекса никеля с мурексидом в слабощелочной среде (pH ~ 8) раствором ЭДТА наблюдается переход окраски раствора от желтой (цвет комплекса никеля с мурексидом) в фиолетовую (цвет свободного индикатора).

Лабораторная работа № 10.1
«Комплексонометрическое определение содержания никеля в комплексном соединении $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$ »;

Необходимые реагенты и посуда

1. Комплекс $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$, полученный в работе 6.
2. Буфер аммиачный (pH ~ 10).
3. Аммиак, раствор (1:1).
4. Эриохром черный-Т, тщательно растертая смесь с хлоридом натрия (1:100).
5. Мурексид, тщательно растертая смесь с хлоридом натрия (1:100).
6. ЭДТА, ~ 0,05 М раствор.
7. Цинк металлический.
8. Соляная кислота, раствор (1:1).
9. Соляная кислота, 0,1 М.
10. Конические колбы для титрования на 250 мл – 3 шт.
11. Бюретка на 25 мл – 1 шт.
12. Мерные колбы объемом 1000,0 мл и 250,0 мл.
13. Пипетка Мора объемом 20,00 мл – 1 шт.
14. Стаканы (на 250 мл, 25 мл), бутыль вместимостью ~ 1 л.

Приготовление стандартного раствора цинка

Раствор цинка готовят на всю группу. Рассчитывают массу навески металлического цинка ($M_{\text{Zn}} = 65,38 \text{ г/моль}$), необходимую для приготовления 1000,0 мл раствора хлорида цинка с концентрацией ~ 0,01 М.

$$m_{\text{Zn}}[г] = C_{\text{Zn}}[\text{моль/л}] \cdot V_{\text{колбы}}[\text{л}] \cdot M_{\text{Zn}}[\text{г/моль}]$$

Взвешивают необходимое количество гранул цинка на аналитических весах и помещают в коническую колбу для титрования, добавляют ~ 10 мл соляной кислоты (1:1) и ставят растворяться на плитку при слабом нагревании (в вытяжном шкафу!). Во избежание выброса раствора

и быстрого испарения легколетучей кислоты колбу накрывают воронкой и следят за количеством кислоты в процессе растворения цинка. В случае быстрого испарения соляной кислоты до полного растворения гранул цинка добавляют еще ~ 5 мл HCl (1:1). После полного растворения цинка и получения «влажной соли» колбу охлаждают до комнатной температуры, после чего содержимое количественно переносят через воронку в мерную колбу объемом 1000,0 мл. Коническую колбу три-четыре раза ополаскивают дистиллированной водой, сливая все в мерную колбу, после чего раствор в мерной колбе доводят до метки водой и тщательно перемешивают.

Исходя из массы навески металлического цинка, рассчитывают точную концентрацию приготовленного стандартного раствора.

Стандартизация раствора ЭДТА

Для работы в бутылку получают 150 мл раствора ЭДТА с приблизительной концентрацией 0,05 моль/л, добавляют 450 мл дистиллированной воды и тщательно перемешивают. Заполняют раствором ЭДТА бюретку.

В конические колбы для титрования с помощью пипетки Мора отбирают аликвоты стандартного раствора цинка (20,00 мл), добавляют к пробам 10 мл аммиачного буфера с $\text{pH} = 10$ и небольшое количество индикатора эриохрома черного Т (на кончике шпателя) до получения фиолетовой окраски – очень интенсивная окраска не рекомендуется, так как при этом затрудняется наблюдение перехода окраски в конечной точке титрования. Далее титруют раствором ЭДТА до перехода окраски в синюю (без примеси фиолетового), при этом последние капли титранта следует добавлять медленно, хорошо перемешивая раствор. Синяя окраска раствора обусловлена цветом свободного индикатора, который образовался в результате разрушения фиолетового комплекса индикатора с цинком. По показаниям бюретки определяют объем раствора ЭДТА, пошедшего на титрование.

Для облегчения определения конечной точки титрования можно приготовить раствор-свидетель, добавив к 50 мл дистиллированной воды аммиачного буфера и индикатор.

Для каждого из трех сходящихся результатов титрования (относительная погрешность не более 0,5 %) рассчитывают концентрацию раствора ЭДТА, а затем ее среднее значение (четыре значащие цифры).

$$C^{(i)}_{ЭДТА}[\text{моль/л}] = \frac{V_{Zn}[\text{мл}]C_{Zn}[\text{моль/л}]}{V^{(i)}_{ЭДТА}[\text{мл}]}$$

Определение содержания никеля

Массу навески комплекса никеля необходимо рассчитать исходя из того, что необходимо приготовить 250,0 мл ~ 0,01 М раствора никеля(II).

$$m_{[Ni(NH_3)_6]Cl_2}[\text{г}] = M_{[Ni(NH_3)_6]Cl_2}[\text{г/моль}] \cdot C_{Ni}[\text{моль/л}] \cdot V_{\text{колбы}}[\text{л}]$$

В мерную колбу объемом 250,0 мл помещают навеску комплекса никеля $[Ni(NH_3)_6]Cl_2$, навеску взвешивают на кальке на аналитических весах. Взвешивание проводят следующим образом: из массы кальки с навеской вычитают массу кальки после высыпания вещества в колбу, так как часть навески может остаться на поверхности кальки. Наливают в колбу ~ 150 мл раствора соляной кислоты с концентрацией 0,1 М, перемешивают до полного растворения комплекса, после чего доводят до метки дистиллированной водой и тщательно перемешивают.

С помощью пипетки Мора на 20,00 мл в конические колбы для титрования отбирают аликвоты анализируемого раствора никеля и добавляют небольшое количество индикатора мурексида (на кончике шпателя) до образования желтого раствора. Полученный раствор начинают титровать стандартным раствором ЭДТА. После добавления 10–12 мл титранта к титруемому раствору добавляют 2–3 пипетки раствора аммиака 1:1. Титруют далее раствором ЭДТА до перехода окраски из желтой в фиолетовую. По показаниям бюретки определяют объем раствора ЭДТА, пошедший на титрование.

По сходящимся результатам трех титрований (относительная погрешность не более 0,5 %) рассчитывают массу никеля в анализируемом растворе.

$$C^{(i)}_{Ni}[\text{моль/л}] = \frac{V^{(i)}_{ЭДТА}[\text{мл}] \bar{C}_{ЭДТА}[\text{моль/л}]}{V_{Ni}[\text{мл}]}$$

$$m^{(i)}_{Ni}[\text{г}] = C^{(i)}_{Ni}[\text{моль/л}] \cdot V_{\text{колбы}}[\text{л}] \cdot M_{Ni}[\text{г/моль}]$$

Представление результата анализа

Исходя из массы никеля в растворе и массы навески комплекса $[Ni(NH_3)_6]Cl_2$ рассчитывают процентное содержание никеля. Результат анализа представляют в виде $\bar{\omega} \pm \Delta\omega$, где $\bar{\omega}$ – среднее значение

содержания никеля в комплексе; $\Delta\omega$ – доверительный интервал определяемой величины ($P_{\text{доп}} = 0,95$). Для расчета результатов можно воспользоваться справочными данными.

Полученное содержание сравнивают с содержанием, полученным в работе № 9, и с теоретически рассчитанным для формулы $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$.

Лабораторная работа № 10.2

«Комплексонометрическое определение кальция в фармацевтическом препарате глюконата кальция»;

Глюконат кальция – кальциевая соль глюконовой кислоты, в медицине в основном используется в качестве минеральной добавки при гипокальциемии. Кальций необходим для осуществления процесса передачи нервных импульсов, сокращения скелетных и гладких мышц, деятельности миокарда, формирования костной ткани, свертывания крови.

Для определения содержания кальция в фармацевтическом препарате глюконата кальция в данной работе использован метод комплексонометрии с эриохромовым черным Т в качестве индикатора при $pH = 10,0$. При определении содержания кальция в таблетках нет необходимости в отделении нерастворимого остатка (крахмал, тальк и т. п.), следует только больше разбавить титруемый раствор и прибавить достаточное количество индикатора.

Эриохромовый черный Т образует с ионами кальция комплекс $\text{CaIn}d^-$, окрашенный в винно-красный цвет. В конечной точке титрования комплекс кальция с эриохромовым черным Т распадается с образованием более прочного бесцветного комплекса кальция с ЭДТА и освобождением индикатора, имеющего в области $pH = 8-10$ синюю окраску.

Необходимые реагенты и посуда

1. Глюконат кальция, фармацевтический препарат в таблетках.
2. Буфер аммиачный ($pH \sim 10$).
3. Эриохром черный-Т, тщательно растертая смесь с NaCl (1:100).
4. ЭДТА, $\sim 0,05$ М раствор.
5. Соляная кислота, раствор (1:1).
6. Гидроксид натрия, раствор известной плотности.
7. Карбонат кальция, первичный стандарт.
8. Метиловый красный, 0,10 %-ый раствор в 60 %-ом этаноле.
9. Конические колбы для титрования на 250 мл – 3 шт.
10. Бюретка на 25 мл – 1 шт.

11. Мерная колба объемом 250,0 мл.
12. Пипетка Мора объемом 20,00 мл – 1 шт.
13. Бутыль вместимостью ~ 1 л.
14. Мерный цилиндр.
15. Фарфоровая ступка и пестик.
16. Бюкс – 1 шт.

Приготовление 2,0 М раствора гидроксида натрия

Готовят 2,0 М раствор гидроксида натрия на всю группу из концентрированного раствора известной плотности. Во избежание поглощения углекислого газа из воздуха приготовленный раствор щелочи хранят закрытым.

Приготовление стандартного раствора кальция

Готовят 250,0 мл примерно 0,040 М раствора кальция по точной навеске карбоната кальция. Навеску карбоната кальция пересыпают с кальки в воронку, вставленную в мерную колбу, затем по стенкам воронки аккуратно (*происходит бурная реакция!*) добавляют 3–5 мл раствора соляной кислоты (1:1), стараясь растворить карбонат кальция прямо на воронке. После растворения вещества воронку тщательно промывают водой и убирают. Для нейтрализации избытка кислоты к содержимому колбы добавляют 2–3 капли метилового красного и по каплям 2,0 М раствор гидроксида натрия до желтой окраски, после чего раствор в колбе доводят до метки водой и хорошо перемешивают. Исходя из массы навески карбоната кальция, рассчитывают точную концентрацию приготовленного стандартного раствора, которую необходимо указать на мерной колбе.

Стандартизация раствора ЭДТА

Для работы в бутыль получают ~ 500 мл раствора ЭДТА с приблизительной концентрацией 0,05 моль/л. Промывают и заполняют бюретку раствором ЭДТА.

В конические колбы для титрования с помощью пипетки Мора отбирают аликвоты нейтрального стандартного раствора кальция (20,00 мл), добавляют к пробам 10-15 мл аммиачного буфера с рН = 10 и небольшое количество индикатора эриохрома черного Т (на кончике шпателя) до получения винно-красной окраски – очень интенсивная окраска не рекомендуется, так как при этом затрудняется наблюдение перехода окраски в конечной точке титрования. Далее титруют раствором ЭДТА до перехода окраски в синюю (без примеси фиолетового), при этом

последние капли титранта следует добавлять медленно, хорошо перемешивая раствор. По показаниям бюретки определяют объем раствора ЭДТА, пошедшего на титрование.

Для облегчения определения конечной точки титрования можно приготовить раствор-свидетель, добавив к 50 мл дистиллированной воды аммиачного буфера и индикатор.

Для каждого из трех сходящихся результатов титрования (относительная погрешность не более 0,5 %) рассчитывают концентрацию раствора ЭДТА, а затем ее среднее значение (четыре значащие цифры).

$$C_{\text{ЭДТА}}^{(i)} [\text{моль/л}] = \frac{V_{\text{Ca}} [\text{мл}] C_{\text{Ca}} [\text{моль/л}]}{V_{\text{ЭДТА}}^{(i)} [\text{мл}]}$$

Определение содержания кальция в фармацевтическом препарате

При анализе фармацевтических препаратов таблетки глюконата кальция тщательно растирают в фарфоровой ступке и переносят в бюкс.

Навеску анализируемого глюконата кальция массой 0,40–0,45 г (содержание кальция ~40 мг), взятую на аналитических весах, помещают в колбы для титрования и растворяют в 25–30 мл воды (из-за наполнителя, содержащегося в таблетках, полностью образец не растворяется).

В каждую коническую колбу к анализируемому раствору добавляют 10–15 мл аммиачного буфера, небольшое количество индикатора эриохромового черного Т и сразу же титруют стандартным раствором ЭДТА до перехода окраски из винно-красной в синюю.

По сходящимся результатам 4-5 титрований (относительная погрешность не более 0,5 %) рассчитывают массу кальция в анализируемом растворе.

$$m_{\text{глюконата кальция}} [\text{г}] = \frac{C_{\text{ЭДТА}} [\text{моль/л}] \cdot V_{\text{ЭДТА}} [\text{мл}] \cdot M_{\text{глюконата кальция}} [\text{г/моль}]}{1000}$$

Представление результата анализа

Исходя из массы глюконата кальция и массы навески фармацевтического препарата, рассчитывают процентное содержание глюконата кальция в таблетках. Результат анализа представляют в виде $\bar{\omega} \pm \Delta\omega$, где $\bar{\omega}$ – среднее значение содержания глюконата кальция в препарате; $\Delta\omega$ – доверительный интервал определяемой величины ($P_{\text{доп}} = 0,95$). Для расчета результатов можно воспользоваться справочными данными.

Рассчитывают содержание основного вещества в препарате или стехиометрию кристаллогидрата (глюконат кальция в фармацевтических препаратах находится в форме моногидрата).

Лабораторная работа № 10.3 **«Комплексонометрическое определение магния в фармацевтическом препарате сульфата магния»;**

Необходимые реагенты и посуда

1. Сульфат магния, фармацевтический препарат в виде порошка.
2. Буфер аммиачный (рН ~ 10).
3. Эриохром черный-Т, тщательно растертая смесь с хлоридом натрия (1:100).
4. ЭДТА, ~ 0,05 М раствор.
5. Соляная кислота, раствор (1:1).
6. Гидроксид натрия, раствор известной плотности.
7. Карбонат кальция, первичный стандарт.
8. Метиловый красный, 0,10 %-ый раствор в 60 %-ом этаноле.
9. Конические колбы для титрования на 250 мл – 3 шт.
10. Бюретка на 25 мл – 1 шт.
11. Мерная колба объемом 250,0 мл.
12. Пипетка Мора объемом 20,00 мл – 1 шт.
13. Бутыль вместимостью ~ 1 л.

Приготовление 2,0 М раствора гидроксида натрия

Готовят 2,0 М раствор гидроксида натрия на всю группу из концентрированного раствора известной плотности. Во избежание поглощения углекислого газа из воздуха приготовленный раствор щелочи хранят закрытым.

Приготовление стандартного раствора кальция

Готовят 250,0 мл примерно 0,040 М раствора кальция по точной навеске карбоната кальция. Навеску карбоната кальция пересыпают с кальки в воронку, вставленную в мерную колбу, затем по стенкам воронки аккуратно (*происходит бурная реакция!*) добавляют 3–5 мл раствора соляной кислоты (1:1), стараясь растворить карбонат кальция прямо на воронке. После растворения вещества воронку тщательно промывают водой и убирают. Для нейтрализации избытка кислоты к содержимому колбы добавляют 2–3 капли метилового красного и по каплям 2,0 М раствор гидроксида натрия до желтой окраски, после чего раствор в колбе

доводят до метки водой и хорошо перемешивают. Исходя из массы навески карбоната кальция, рассчитывают точную концентрацию приготовленного стандартного раствора, которую необходимо указать на мерной колбе.

Стандартизация раствора ЭДТА

Для работы в бутылку получают ~ 500 мл раствора ЭДТА с приблизительной концентрацией 0,05 моль/л. Промывают и заполняют бюретку раствором ЭДТА.

В конические колбы для титрования с помощью пипетки Мора отбирают аликвоты нейтрального стандартного раствора кальция (20,00 мл), добавляют к пробам 10-15 мл аммиачного буфера с $\text{pH} = 10$ и небольшое количество индикатора эриохрома черного Т (на кончике шпателя) до получения винно-красной окраски – очень интенсивная окраска не рекомендуется, так как при этом затрудняется наблюдение перехода окраски в конечной точке титрования. Далее титруют раствором ЭДТА до перехода окраски в синюю (без примеси фиолетового), при этом последние капли титранта следует добавлять медленно, хорошо перемешивая раствор. По показаниям бюретки определяют объем раствора ЭДТА, пошедшего на титрование.

Для облегчения определения конечной точки титрования можно приготовить раствор-свидетель, добавив к 50 мл дистиллированной воды аммиачного буфера и индикатор.

Для каждого из трех сходящихся результатов титрования (относительная погрешность не более 0,5 %) рассчитывают концентрацию раствора ЭДТА, а затем ее среднее значение (четыре значащие цифры).

$$C^{(i)}_{\text{ЭДТА}}[\text{моль/л}] = \frac{V_{\text{Ca}}[\text{мл}]C_{\text{Ca}}[\text{моль/л}]}{V^{(i)}_{\text{ЭДТА}}[\text{мл}]}$$

Определение содержания магния в фармацевтическом препарате

Получают у преподавателя препарат сульфата магния и пересыпают в бюкс. Навеску анализируемого сульфата магния массой 0,18–0,20 г, взятую на аналитических весах, помещают в колбы для титрования и растворяют в 20 мл воды. В каждую коническую колбу к анализируемому раствору добавляют 5–10 мл аммиачного буфера, небольшое количество индикатора эриохромового черного Т и сразу же титруют стандартным раствором ЭДТА до перехода окраски из винно-красной в синюю.

По сходящимся результатам 4-5 титрований (относительная погрешность не более 0,5 %) рассчитывают массу сульфата магния в анализируемом растворе.

$$m_{\text{сульфата магния}}[\text{г}] = \frac{C_{\text{ЭДТА}}[\text{моль/л}] \cdot V_{\text{ЭДТА}}[\text{мл}] \cdot M_{\text{сульфата магния}}[\text{г/моль}]}{1000}$$

Представление результата анализа

Исходя из массы сульфата магния и массы навески фармацевтического препарата, рассчитывают процентное содержание сульфата магния в препарате. Результат анализа представляют в виде $\bar{\omega} \pm \Delta\omega$, где $\bar{\omega}$ – среднее значение содержания сульфата магния в препарате; $\Delta\omega$ – доверительный интервал определяемой величины ($P_{\text{доп}} = 0,95$). Для расчета результатов можно воспользоваться справочными данными.

Дополнительно необходимо рассчитать стехиометрию кристаллогидрата $\text{MgSO}_4 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ (по данным производителя препарат является гептагидратом).

Окислительно-восстановительное титрование

Окислительно-восстановительное титрование (редокс-метрия) – метод определения окислителей или восстановителей, основанный на использовании окислительно-восстановительных реакций, протекающих между определяемым веществом и титрантом.

Для обнаружения конечной точки титрования используют:

- 1) исчезновение или появление окраски титранта или титруемого вещества;
- 2) окислительно-восстановительные индикаторы.

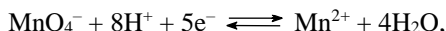
Окислительно-восстановительные (редокс) индикаторы – это в основном органические соединения, способные к окислению или восстановлению, причем их окисленная и восстановленная формы имеют разную окраску.

Расчеты в окислительно-восстановительном титровании основываются на законе эквивалентов. Для того чтобы найти фактор эквивалентности и молярную массу эквивалента применительно к данному типу реакций, нужно для каждого участника окислительно-восстановительного превращения написать *полуреакцию*.

Эквивалент окислителя или восстановителя – такая частица вещества, которая в данной полуреакции принимает или отдает один электрон.

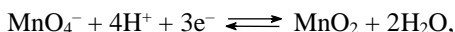
Фактор эквивалентности окислителя или восстановителя равен обратной величине от числа электронов, принимающих участие в полуреакции.

Например, при перманганатометрических определениях в сильноокислой среде



где фактор эквивалентности титранта $f_{\text{экв.}}(\text{KMnO}_4) = 1/5$ и эквивалентом является $1/5$ молекулы KMnO_4 , $M_{\text{экв.}}(1/5 \text{ KMnO}_4) = M(\text{KMnO}_4) / 5 = 31,6068 \text{ г/моль}$.

При титровании перманганатом калия в слабоокислой или нейтральной среде:



где фактор эквивалентности титранта $f_{\text{экв.}}(\text{KMnO}_4) = 1/3$ и эквивалентом является условная частица $1/3$ молекулы KMnO_4 , $M_{\text{экв.}}(1/3 \text{ KMnO}_4) = M(\text{KMnO}_4) / 3 = 52,6780 \text{ г/моль}$.

В настоящей работе предлагается осуществить дихроматометрическое определение железа(II).

Лабораторная работа № 11.1

«Дихроматометрическое определение содержания железа(II)»

Дихромат калия в кислой среде является сильным окислителем и может быть использован для прямого определения многих восстановителей. Дихромат калия находит широкое применение, так как его растворы устойчивы и инертны по отношению к соляной кислоте.

Промышленность выпускает дихромат калия в виде высокочистого вещества. Прокаленный дихромат калия и его растворы устойчивы при хранении, поэтому подобные растворы используют в качестве первичных стандартов.

В титриметрии применяют только одну полуреакцию восстановления дихромата:

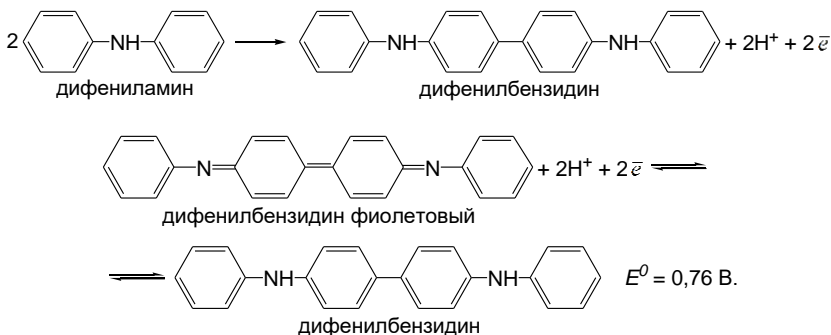


Формальный потенциал полуреакции зависит от применяемой кислоты: в 1 М HCl он равен 1,00 В, в 1 М H₂SO₄ – 1,03 В.

Конечную точку титрования в дихроматометрии фиксируют с помощью окислительно-восстановительных индикаторов.

Определение железа(II) является важнейшим примером применения дихроматометрии. Титрование проводят в сернокислой среде с дифениламином в качестве индикатора. Следует отметить, что умеренные количества соляной кислоты не влияют на правильность результатов титрования.

Дифениламин является одним из окислительно-восстановительных индикаторов. Окисление индикатора обычно происходит медленно. В присутствии сильного окислителя бесцветный дифениламин сначала необратимо превращается в бесцветный дифенилбензидин, который затем обратимо окисляется до фиолетового продукта – дифенилбензидина фиолетового:



Окислительно-восстановительный потенциал индикатора меньше потенциала системы Fe³⁺/Fe²⁺ в точке эквивалентности. Поэтому переход окраски дифениламина происходит слишком рано. По этой причине при определении железа в титруемый раствор вводят фосфорную кислоту. Фосфорная кислота связывает Fe³⁺ в бесцветный комплекс [FeH₂PO₄]²⁺, что понижает формальный потенциал пары Fe³⁺/Fe²⁺, и уменьшает величину потенциала титруемой системы в точке эквивалентности. В результате интервал перехода окраски дифениламина попадает в интервал резкого изменения потенциала титруемой системы, рассчитанный с погрешностью ± 0,1 %, что позволяет правильно фиксировать конечную точку титрования.

Необходимые реагенты

1. Дихромат калия, первичный стандарт.
2. Серная кислота, раствор (1:4).
3. Фосфорная кислота, концентрированная.
4. Дифениламин, 1 %-й раствор в концентрированной серной кислоте.
5. Конические колбы для титрования на 250 мл – 3 шт.
6. Бюретка на 25 мл – 1 шт.
7. Мерные колбы объемом 100,0 мл и 250,0 мл.
8. Пипетка Мора объемом 20,00 мл.

Приготовление стандартного раствора дихромата калия

Массу навески дихромата калия рассчитывают исходя из того, что необходимо приготовить 250,0 мл ~ 0,017 М раствора (молярная масса дихромата калия – 294,22 г/моль).

$$m_{K_2Cr_2O_7} [г] = M_{K_2Cr_2O_7} [г/моль] \cdot C_{K_2Cr_2O_7} [моль/л] \cdot V_{колбы} [л]$$

Взвешивают необходимое количество дихромата калия на аналитических весах, аккуратно через воронку пересыпают с кальки в мерную колбу объемом 250,0 мл, пустую кальку взвешивают повторно. По разности масс вычисляют точную массу дихромата калия и по этой величине рассчитывают точную концентрацию приготовленного раствора:

$$C_{K_2Cr_2O_7} [моль/л] = \frac{m_{K_2Cr_2O_7} [г]}{V_{колбы} [л] \cdot M_{(K_2Cr_2O_7)} [г/моль]}$$

Дихромат калия смывают с воронки в мерную колбу водой из промывалки, после чего воронку ополаскивают и вынимают из колбы. Добавляют в колбу воды примерно до 2/3 объема и полностью растворяют вещество, перемешивая содержимое колбы плавными круговыми движениями. Когда вещество растворится, доливают воду до метки и полученный раствор перемешивают.

Определение железа(II)

В мерную колбу объемом 100,0 мл получают раствор соли железа, доводят его до метки водой и перемешивают.

В колбу для титрования отбирают 20,00 мл анализируемого раствора железа(II), прибавляют 10 мл раствора серной кислоты (1:4), 5 мл фосфорной кислоты и 2–3 капли дифениламина.

Заполняют бюретку стандартным раствором дихромата калия и титруют полученные растворы при хорошем перемешивании

до появления сине-фиолетовой окраски. Вблизи точки эквивалентности титруют медленно, с интервалом между каплями в 10 с.

Из трех сходящихся результатов титрования вычисляют концентрацию анализируемого раствора железа (для этого необходимо написать уравнение реакции и учесть стехиометрические коэффициенты), а затем массу железа в анализируемом растворе

$$m_{Fe}[г] = C_{Fe}[моль/л] \cdot M_{Fe}[г/моль] \cdot V_{колбы}[л]$$

Представление результата анализа

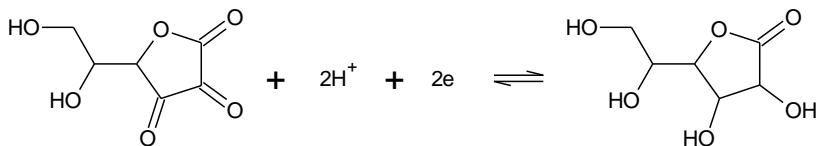
Результат анализа представляют в виде $\bar{m} \pm \Delta m$, где \bar{m} – среднее значение массы железа в растворе, Δm – доверительный интервал определяемой величины ($P_{доп} = 0,95$). Для расчета результатов можно воспользоваться справочными данными.

Лабораторная работа № 11.2

«Определение аскорбиновой кислоты методом броматометрии»

Витамином С называют L-стереоизомер аскорбиновой кислоты $C_6H_8O_6$. Впервые в чистом виде витамин С был выделен в 1928 году венгерско-американским химиком Альбертом Сент-Дьерди, а в 1932 году было доказано, что именно отсутствие аскорбиновой кислоты в пище человека вызывает цингу. Аскорбиновая кислота и ее соли применяются в пищевой промышленности в качестве антиоксидантов Е300-Е305, предотвращающих окисление продуктов. Аскорбиновая кислота хорошо растворима в воде: 33,3 г в 100 мл. В водном растворе аскорбиновая кислота является двухосновной кислотой H_2A , по первой ступени – слабой, по второй – очень слабой ($K_{a1} = 9,1 \cdot 10^{-5}$, $K_{a2} = 4,6 \cdot 10^{-12}$).

Растворы аскорбиновой кислоты обладают сильными восстановительными свойствами. Применение аскорбиновой кислоты в качестве восстановителя основано на полуреакции ее окисления до дегидроаскорбиновой кислоты (DA):



Существует ряд окислительно-восстановительных методов определения аскорбиновой кислоты, например, иодометрический,

броматометрический, метод титрования солью железа(III). В предлагаемой работе используется броматометрическое определение аскорбиновой кислоты.

Бромат-ион – сильный окислитель, в реакции с аскорбиновой кислотой он восстанавливается до бромид-иона:



В кислых растворах бромат-ион способен реагировать с бромид-ионом с образованием молекулярного брома:



При взаимодействии в кислой среде с восстановителями более сильными, чем Br^- , бромат-ионы первоначально количественно восстанавливаются до бромид-ионов. После того, как определяемое вещество количественно прореагирует с бромат-ионами, начинается окисление бромид-ионов избытком бромат-ионов до брома. Появление окраски брома может служить индикатором при титровании. Кроме того, для установления конечной точки титрования можно вводить индикаторы, например, метиловый оранжевый, метиловый красный, которые необратимо бродируются с образованием неокрашенных продуктов.

Бромат калия может быть получен в чистом виде и обычно используется в качестве первичного стандарта. Растворы бромата калия устойчивы в течение длительного время и могут храниться на воздухе.

Необходимые реагенты

1. Аскорбиновая кислота, фармацевтический или химический препарат.
2. Бромат калия, первичный стандарт.
3. Соляная кислота, раствор (1:1).
4. Метиловый красный, 0,10 %-ый раствор в этаноле.
5. Мерная колба объемом 1000,0 мл.
6. Бюретка на 25,00 мл – 1 шт.
7. Бюкс.
8. Фарфоровая ступка и пестик.
9. Конические колбы для титрования на 250 мл – 3 шт.

Приготовление стандартного раствора бромата калия

Массу навески бромата калия рассчитывают исходя из того, что необходимо приготовить 1000,0 мл ~ 0,017 М раствор (молярная масса бромата калия – 167,00 г/моль).

$$m_{KBrO_3} [г] = M_{KBrO_3} [г/моль] \cdot C_{KBrO_3} [моль/л] \cdot V_{колбы} [л]$$

Взвешивают необходимое количество бромата калия на аналитических весах, аккуратно через воронку пересыпают с кальки в мерную колбу объемом 1000,0 мл, пустую кальку взвешивают повторно. По разности масс вычисляют точную массу бромата калия и по этой величине рассчитывают точную концентрацию приготовленного раствора:

$$C_{KBrO_3} [моль/л] = \frac{m_{KBrO_3} [г]}{V_{колбы} [л] \cdot M_{(KBrO_3)} [г/моль]}$$

Бромат калия смывают с воронки в мерную колбу водой из промывалки, после чего воронку ополаскивают и вынимают из колбы. Добавляют в колбу воды примерно до 2/3 объема и полностью растворяют вещество, перемешивая содержимое колбы плавными круговыми движениями. Когда вещество растворится, доливают воду до метки и полученный раствор перемешивают.

Стандартный раствор бромата калия используют для установления точной концентрации аскорбиновой кислоты по методу пипетирования.

Определение содержания аскорбиновой кислоты

Получают у преподавателя бюкс с препаратом аскорбиновой кислоты. При необходимости тщательно измельчают препарат в ступке и переносят обратно в бюкс. В зависимости от содержания витамина С в таблетках (w) рассчитывают массу навески анализируемого препарата аскорбиновой кислоты, исходя из того, что на ее титрование должно пойти около 20 мл стандартного раствора бромата калия.

$$m_{\text{витамина С}} [г] = \frac{3 \cdot M_{\text{аскорб. кислоты}} [г/моль] \cdot C_{KBrO_3} [моль/л] \cdot V_{KBrO_3} [л]}{W_{\text{аскорб. кислоты}}}$$

Навеску анализируемого препарата, взятую на аналитических весах, растворяют в 20 мл воды, добавляют 20 мл раствора соляной кислоты (1:1). К полученному раствору прибавляют 2-3 капли метилового красного и титруют стандартным раствором бромата калия до исчезновения красной окраски индикатора*. Вблизи конца титрования титрант прибавляют

* В некоторых препаратах содержатся красители, которые окрашивают титруемый раствор (например, желтый рибофлавин-5-фосфат натрия). В этом случае при добавлении индикатора

медленно, с интервалом между каплями в 10-15 с при хорошем перемешивании. При быстром добавлении титранта анализируемый раствор легко перетитровать, при этом избыток бромат-ионов реагирует с бромид-ионами и раствор становится желтым (бром!).

В этом случае содержимое колбы следует немедленно вылить в специальную емкость для слива растворов, содержащих бром. Если же количество брома невелико, то содержимое колбы можно вылить в раковину, после чего пропустить через нее большое количество холодной воды.

Из 4-5 сходящихся результатов титрования вычисляют процентное содержание аскорбиновой кислоты в анализируемом образце.

Представление результата анализа

Исходя из массы аскорбиновой кислоты и массы навески фармацевтического препарата, рассчитывают процентное содержание аскорбиновой кислоты в таблетках. Результат анализа представляют в виде $\bar{\omega} \pm \Delta\omega$, где $\bar{\omega}$ – среднее значение содержания аскорбиновой кислоты в препарате (%); $\Delta\omega$ – доверительный интервал определяемой величины ($P_{дог} = 0,95$). Для расчета результатов можно воспользоваться справочными данными.

Лабораторная работа № 11.3

«Иодометрическое определение цистенна»

Необходимые реагенты и посуда

1. Цистеин, БАД в виде капсул.
2. Стандарт-титр иода.
3. Соляная кислота, 1 М раствор.
4. Иодид калия, порошок.
5. Крахмал, свежеприготовленный 1,0 %-ый раствор.
6. Конические колбы для титрования на 250 мл – 3 шт.
7. Бюретка на 25,00 мл – 1 шт.
8. Стаканы (250 мл, 25 мл).
9. Бюкс.
10. Фарфоровая ступка и пестик.

Биологическая роль и значение в медицине:

цвет раствора может отличаться от красного, титрование проводят до появления первоначального цвета красителя.

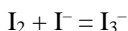
Цистеин (α -амино- β -тиопропионовая кислота) – алифатическая серосодержащая аминокислота, которая может находиться в составе белка в двух формах: либо в форме *цистеина*, либо в форме дипептида – *цистина*, который представляет собой две молекулы цистеина, ковалентно связанные друг с другом при помощи дисульфидного мостика. Благодаря этому свойству цистеин выполняет важную функцию по стабилизации структуры белковых молекул. Он играет ключевую роль в формировании инсулина и иммуноглобулинов (антител).

Цистеин входит в состав α -кератинов (основного белка волос, кожи, ногтей), способствует формированию коллагена и улучшает эластичность и текстуру кожи. Разрушение дисульфидных связей в кератине, формирующем структуру волос, лежит в основе процесса химической завивки. Для этого используют тиоловые соединения, под действием которых происходит разрыв поперечных дисульфидных связей в кератине. После укладки волос действие кислорода воздуха приводит к образованию новых поперечных связей, которые закрепляют новую форму волос.

Данная аминокислота участвует в процессах трансаминирования, синтезе глутатион пероксидазы, обмене веществ хрусталика глаза, а также в активизации лимфоцитов и лейкоцитов. Дефицит аминокислоты может привести к образованию цистеиновых мочевых камней, развитию катаракты, выпадению волос, ломкости ногтей и сухости кожи. Помимо этого, при дефиците цистеина возможно появление болезней сердечно-сосудистой системы, нарушений пищеварения, ослабление иммунитета.

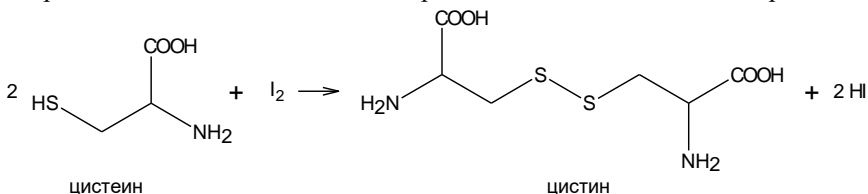
Иод как окислитель средней силы используется в качестве титранта для определения достаточно сильных восстановителей. Этот вид титриметрии называют *иодиметрией*. Конец титрования устанавливают по появлению синей окраски иод-крахмального соединения либо по появлению светло-желтого окрашивания раствора, обусловленного присутствием свободного иода в растворе. Титрование можно проводить как в нейтральном, так и в слабокислом / слабощелочном растворе. В сильнокислой среде титрование может быть затруднено разложением крахмала, что приводит к невозможности точной индикации конечной точки титрования. Следует учитывать, что при повышении температуры синее соединение крахмала с иодом также распадается. В сильнощелочной среде иод диспропорционирует до гипоиодата и иодида.

В данной работе используется стандарт-титр иода, который представляет собой раствор иода в иодиде калия поскольку растворимость иода в воде мала. Фактически титрантом служит I_3^- .



Иодные растворы хранятся в склянках с хорошо притертыми пробками и по возможности не приводятся в соприкосновение с обыкновенными или каучуковыми трубками и пробками (бюретки берут со стеклянными кранами и пр.). Титр раствора довольно быстро меняется, что зависит, с одной стороны, от испарения иода и с другой — от медленного взаимодействия между иодом и водой (жидкость постепенно обогащается HI). Такое изменение идет энергичнее при освещении раствора прямыми солнечными лучами и при доступе воздуха; почему хранить эти растворы советуют в темном месте и в сосудах небольшой емкости, доверху наполненных жидкостью.

Объектом анализа в данной задаче служит цистеин, который является восстановителем, поэтому его содержание можно определить прямым титрованием окислителем иодом с крахмалом в качестве индикатора:



Приготовление стандартного раствора иода

Для приготовления раствора иода из стандарт-титра нужно разбить чистую сухую ампулу с двух сторон над специальной воронкой с пробивным устройством, перенести содержимое ампулы в мерную колбу объемом 1000 мл, разбавить водой до метки и тщательно (10-12 раз) перемешать. Мерную колбу с раствором обязательно подписать: 0,02500 M I_2 , дата приготовления раствора.

Стандартный раствор иода используют для установления точной концентрации цистеина по методу отдельных навесок.

Определение содержания цистеина

Получают у преподавателя бюкс с капсулами цистеина, тщательно измельчают в ступке и переносят обратно в бюкс.

Навеску анализируемого цистеина массой 0,14-0,16 г, взятую на аналитических весах, переносят в коническую колбу, растворяют в 20 мл 1 М раствора соляной кислоты (из-за наполнителя, содержащегося в капсулах, полностью образец не растворяется), добавляют 0,5 г иодида калия (предварительно взвешенного на весах) и титруют раствором иода. Вблизи точки эквивалентности титруют медленно, с интервалом между каплями в 10 с. Титрование заканчивают, когда окраска раствора становится бледно-желтой и сохраняется в течение 30 секунд. Конец титрования также можно установить по появлению синей окраски иод-крахмального соединения: для этого вблизи точки эквивалентности следует добавить несколько капель крахмала. Титрование повторяют до получения 4-5 сходящихся результатов.

Для каждого из сходящихся параллельных определений рассчитывают массу цистеина (г), содержащегося в навеске.

$$m_{\text{цистеин}}[\text{г}] = \frac{2 \cdot C_{I_2}[\text{моль/л}] \cdot V_{I_2}[\text{мл}] \cdot M_{\text{цистеин}}[\text{г/моль}]}{1000}$$

Представление результата анализа

Исходя из массы цистеина и массы навески фармацевтического препарата, рассчитывают процентное содержание цистеина в капсулах. Результат анализа представляют в виде $\bar{\omega} \pm \Delta\omega$, где $\bar{\omega}$ – среднее значение содержания цистеина в препарате (%); $\Delta\omega$ – доверительный интервал определяемой величины ($P_{\text{доп}} = 0,95$). Для расчета результатов можно воспользоваться справочными данными.

Обработка результатов эксперимента

Из независимых результатов эксперимента рассчитываются следующие основные характеристики.

1. Среднее значение случайной величины из n равнооточных результатов (оценка матожидания, среднее арифметическое, выборочное среднее):

$$\bar{x} = \frac{\sum_{i=1}^n x_i}{n}.$$

2. Стандартное отклонение единичного измерения (среднеквадратичное отклонение):

$$S = \sqrt{\frac{\sum_{i=1}^n (x_i - \bar{x})^2}{(n - 1)}}.$$

Данная величина характеризует воспроизводимость результатов от опыта к опыту и зависит от выбранного метода.

4. Стандартное отклонение средней величины:

$$S_{\bar{x}} = \frac{S}{\sqrt{n}} = \sqrt{\frac{\sum_{i=1}^n (x_i - \bar{x})^2}{n \cdot (n - 1)}}.$$

5. Относительное стандартное отклонение:

$$S_r = \frac{S}{\bar{x}}.$$

6. Размах варьирования (размах выборки, размах):

$$R = x_{\max} - x_{\min}.$$

Построение доверительных интервалов

μ – среднее значение (матожидание) генеральной совокупности;

σ^2 – дисперсия генеральной совокупности.

Оценками μ и σ^2 являются среднее арифметическое \bar{x} и выборочная дисперсия s^2 . Используя критерий Стьюдента, можно найти границы около \bar{x} , в которых с принятой доверительной вероятностью находится среднее значение генеральной совокупности μ :

$$\mu = \bar{x} \pm \frac{t(P_{\text{дог}}, f)S}{\sqrt{n}} = \bar{x} \pm \Delta x.$$

где f – число степеней свободы $f = n - 1$, $t(P_{\text{дог}}, f)$ – коэффициент Стьюдента.

Значение коэффициента Стьюдента t для расчета доверительных границ

f	1	2	3	4	5	6	7	8	9
$P_{\text{дов}} = 0,99$	63,7	9,92	5,84	4,60	4,03	3,71	3,50	3,36	3,25
$P_{\text{дов}} = 0,95$	12,7	4,30	3,18	2,78	2,57	2,45	2,36	2,31	2,26

Критерий Стьюдента используется в том случае, когда экспериментальные результаты имеют нормальное распределение или близкое к нему. Этот же критерий можно использовать для сравнения экспериментально найденного среднего с действительным (паспортным или эталонным) значением.

Список рекомендуемой литературы

1. Аналитическая химия : в 2 т. / Г. Кристиан; пер. с англ. М. : Бином. Лаборатория знаний, 2008.
2. Основы аналитической химии : учеб. для вузов: в 2 кн. / Ю. А. Золотов, Е. Н. Дорохова, В. И. Фадеева и др.; под ред. Ю. А. Золотова. 2-е изд., перераб. и доп. М. : Высш. шк., 2000. Кн. 1. Общие вопросы. Методы разделения 351 с.
3. Аналитическая химия. Проблемы и подходы : учеб пособие : в 2 т. / Р. Кельнер; пер. с англ. М. : Мир, 2013.
4. *Лайтинен Г. А., Харрис В. Е.* Химический анализ / под ред. Ю. А. Клячко. М. : Химия, 1979. 624 с.
5. *Лавренова Л. Г., Миронов И. В., Федотова Т. Д. и др.* Основы аналитической химии. Новосибирск : НГУ, 2005. 206 с.
6. Химические методы анализа: практикум по аналитической химии / сост. Е. А. Притчина, Л. Г. Лавренова, Т. Д. Федотова; Новосиб. гос. ун-т. Новосибирск : РИЦ НГУ, 2014. 201 с.
7. *Селезнев К. А.* Аналитическая химия. М. : Высш. шк., 1963. 287 с.
8. Практикум по аналитической химии : учеб. пособие для вузов / В. П. Васильев, Р. П. Морозова, Л. А. Кочергина; под ред. В. П. Васильева. М. : Химия, 2000. 328 с.
9. Справочные данные для расчетов в аналитической химии : учеб.-метод. пособие / сост. И. В. Миронов, Л. Г. Лавренова, Е. А. Притчина, Е. И. Берус. 4-е изд., перераб. и доп. Новосиб. гос. ун-т. Новосибирск : РИЦ НГУ, 2014. 145 с.
10. *Лурье Ю. Ю.* Справочник по аналитической химии. М. : Альянс, 2013. 448 с.

Справочные данные

Плотность и концентрации некоторых растворов кислот и щелочей (t = 20 °С)

Плотность, г/мл	Массовые проценты	С, моль/л	Плотность, г/мл	Массовые проценты	С, моль/л
Серная кислота					
1,000	0,261	0,027	1,340	44,17	6,035
1,020	3,242	0,337	1,360	46,33	6,424
1,040	6,237	0,661	1,380	48,45	6,817
1,060	9,129	0,987	1,400	50,50	7,208
1,080	11,96	1,317	1,420	52,51	7,603
1,100	14,73	1,652	1,440	54,49	8,000
1,120	17,43	1,990	1,460	56,41	8,397
1,140	20,08	2,334	1,480	58,31	8,799
1,160	22,67	2,681	1,500	60,17	9,202
1,180	25,21	3,033	1,520	62,00	9,608
1,200	27,72	3,391	1,580	67,35	10,85
1,220	30,18	3,754	1,640	72,52	12,13
1,240	32,61	4,123	1,700	77,63	13,46
1,260	35,01	4,498	1,750	82,09	14,65
1,280	37,36	4,876	1,800	87,69	16,09
1,300	39,68	5,259	1,820	91,11	16,91
1,320	41,95	5,646	1,835	95,72	17,91
Соляная кислота					
1,000	0,360	0,099	1,110	22,33	6,796
1,010	2,364	0,655	1,120	24,25	7,449
1,020	4,388	1,227	1,130	26,20	8,118
1,030	6,433	1,817	1,140	28,18	8,809
1,040	8,490	2,421	1,150	30,14	9,505
1,050	10,52	3,029	1,160	32,14	10,225
1,060	12,51	3,638	1,170	34,18	10,97
1,070	14,50	4,253	1,180	36,23	11,73
1,080	16,47	4,878	1,190	38,32	12,50
1,090	18,43	5,510	1,195	39,37	12,90
1,100	20,39	6,150	1,198	40,00	13,14
Гидроксид натрия					
1,000	0,159	0,040	1,240	21,90	6,788
1,020	1,94	0,494	1,260	23,73	7,475
1,040	3,74	0,971	1,280	25,56	8,178
1,060	5,56	1,474	1,300	27,41	8,906

Плотность, г/мл	Массовые проценты	С, моль/л	Плотность, г/мл	Массовые проценты	С, моль/л
1,080	7,38	1,992	1,320	29,26	9,656
1,100	9,19	2,527	1,340	31,14	10,43
1,120	11,01	3,082	1,360	33,06	11,24
1,140	12,83	3,655	1,380	35,01	12,08
1,160	14,64	4,244	1,400	36,99	12,95
1,180	16,44	4,850	1,420	38,99	13,84
1,200	18,26	5,476	1,460	43,12	15,74
1,220	20,07	6,122	1,500	47,33	17,75

Произведения растворимости малорастворимых веществ

Формула вещества	K_s	Формула вещества	K_s
AgBr	$5,3 \cdot 10^{-13}$	FePO ₃	$1,3 \cdot 10^{-22}$
AgBrO ₃	$5,5 \cdot 10^{-5}$	Hg ₂ CO ₃	$8,9 \cdot 10^{-17}$
AgCN	$1,4 \cdot 10^{-16}$	HgS	$1,6 \cdot 10^{-52}$
Ag ₂ CO ₃	$1,2 \cdot 10^{-12}$	Hg ₂ S	$1 \cdot 10^{-47}$
AgCl	$1,78 \cdot 10^{-10}$	K ₂ [SiF ₆]	$8,7 \cdot 10^{-7}$
Ag ₂ CrO ₄	$1,1 \cdot 10^{-12}$	Li ₂ CO ₃	$4,0 \cdot 10^{-3}$
AgI	$8,3 \cdot 10^{-17}$	LiF	$1,7 \cdot 10^{-3}$
Ag ₃ PO ₄	$1,3 \cdot 10^{-20}$	Li ₃ PO ₄	$3,2 \cdot 10^{-9}$
Ag ₂ S	$6,3 \cdot 10^{-50}$	MgCO ₃	$2,1 \cdot 10^{-5}$
Ag ₂ C ₂ O ₄	$3,5 \cdot 10^{-11}$	Mg ₃ (PO ₄) ₂	$1 \cdot 10^{-13}$
Al(OH) ₃	$3,2 \cdot 10^{-34}$	MgF ₂	$6,5 \cdot 10^{-9}$
AlPO ₃	$5,75 \cdot 10^{-19}$	Mg(OH) ₂	$6,0 \cdot 10^{-10}$
BaCO ₃	$4,0 \cdot 10^{-10}$	Mn(OH) ₂	$1,9 \cdot 10^{-13}$
BaCrO ₄	$1,2 \cdot 10^{-10}$	MnNH ₄ PO ₄	$1 \cdot 10^{-12}$
BaF ₂	$1,1 \cdot 10^{-6}$	MnS	$2,5 \cdot 10^{-10}$
Ba(OH) ₂	$5,0 \cdot 10^{-3}$	MnCO ₃	$1,8 \cdot 10^{-11}$
BaSO ₃	$8 \cdot 10^{-7}$	Na ₃ [AlF ₆]	$4,1 \cdot 10^{-10}$
BaSO ₄	$1,1 \cdot 10^{-10}$	NiCO ₃	$1,3 \cdot 10^{-7}$
Be(OH) ₂	$4,9 \cdot 10^{-22}$	Ni(OH) ₂	$2,0 \cdot 10^{-15}$
CaCO ₃	$3,8 \cdot 10^{-9}$	NiS	$3,2 \cdot 10^{-19}$
CaCrO ₄	$7,1 \cdot 10^{-4}$	Ni(ClO ₃) ₂	$1 \cdot 10^{-4}$
CaF ₂	$4,0 \cdot 10^{-11}$	PbBr ₂	$9,1 \cdot 10^{-6}$
Ca(OH) ₂	$6,5 \cdot 10^{-6}$	PbCO ₃	$7,5 \cdot 10^{-14}$
Ca ₃ (PO ₄) ₂	$2,0 \cdot 10^{-29}$	PbCl ₂	$1,6 \cdot 10^{-5}$

Формула вещества	K_s	Формула вещества	K_s
CaSO_4	$2,5 \cdot 10^{-5}$	$\text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2$	$7,9 \cdot 10^{-43}$
CdS	$1,6 \cdot 10^{-28}$	PbS	$2,5 \cdot 10^{-27}$
$\text{Co}_3(\text{AsO}_4)_2$	$7,6 \cdot 10^{-29}$	PtBr_4	$3 \cdot 10^{-41}$
$\text{Co}(\text{OH})_3$	$4,0 \cdot 10^{-45}$	PtCl_4	$8,0 \cdot 10^{-29}$
$\text{Cr}(\text{OH})_3$	$6,3 \cdot 10^{-31}$	PtS	$8 \cdot 10^{-73}$
CsClO_4	$4 \cdot 10^{-3}$	$\text{Rb}[\text{BF}_4]$	$1 \cdot 10^{-3}$
CuBr	$5,25 \cdot 10^{-9}$	RbBrO_3	$2 \cdot 10^{-2}$
CuCO_3	$2,5 \cdot 10^{-10}$	RbClO_4	$2,5 \cdot 10^{-3}$
CuCl	$1,2 \cdot 10^{-6}$	RbMnO_4	$2,9 \cdot 10^{-3}$
CuCN	$3,2 \cdot 10^{-20}$	$\text{Sn}(\text{OH})_2$	$6,3 \cdot 10^{-27}$
CuI	$1,1 \cdot 10^{-12}$	$\text{Sn}(\text{OH})_4$	$1 \cdot 10^{-57}$
Cu_2S	$2,5 \cdot 10^{-48}$	SnS	$2,5 \cdot 10^{-27}$
$\text{Fe}(\text{OH})_2$	$7,1 \cdot 10^{-16}$	SrCO_3	$1,1 \cdot 10^{-10}$
$\text{Fe}(\text{OH})_3$	$3,2 \cdot 10^{-40}$	SnI_2	$8,3 \cdot 10^{-6}$
SrSO_3	$4 \cdot 10^{-8}$	$\text{Zn}_3(\text{AsO}_4)_2$	$1,3 \cdot 10^{-28}$
SrSO_4	$3,2 \cdot 10^{-7}$	$\text{Zn}(\text{CN})_2$	$2,6 \cdot 10^{-13}$
SrCrO_4	$3,6 \cdot 10^{-5}$	ZnCO_3	$1,45 \cdot 10^{-11}$
SrF_2	$2,5 \cdot 10^{-9}$	$\text{Zn}(\text{OH})_2$	$1,4 \cdot 10^{-17}$
$\text{Sr}(\text{OH})_2$	$3,2 \cdot 10^{-4}$	$\text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2$	$9,1 \cdot 10^{-33}$
$\text{U}(\text{OH})_3$	$1 \cdot 10^{-19}$	ZnS	$2,5 \cdot 10^{-22}$
$\text{W}(\text{OH})_4$	$1 \cdot 10^{-50}$	$\text{Zr}(\text{OH})_4$	$7,9 \cdot 10^{-55}$

Константы ионизации важнейших кислот, K_a

Кислота		K_a
HNO_2	Азотистая	$5,1 \cdot 10^{-4}$
$\text{NH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$	Аминоуксусная (глицин)	$1,7 \cdot 10^{-7}$
$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$	Бензойная	$6,3 \cdot 10^{-5}$
HBrO_3	Бромноватая	$2,0 \cdot 10^{-1}$
HBrO	Бромноватистая	$2,2 \cdot 10^{-9}$
$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	Дихромовая	$2,3 \cdot 10^{-2}$
CHCl_2COOH	Дихлоруксусная	$5,0 \cdot 10^{-2}$
HIO_3	Иодноватая	$1,7 \cdot 10^{-1}$
HIO	Иодноватистая	$2,3 \cdot 10^{-11}$
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$	Масляная (норм.)	$1,5 \cdot 10^{-5}$
$\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{COOH}$	Молочная	$1,5 \cdot 10^{-4}$
HCOOH	Муравьиная	$1,8 \cdot 10^{-4}$
H_2O_2	Пероксид водорода	$2,0 \cdot 10^{-12}$
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$	Пропионовая	$1,3 \cdot 10^{-5}$
HSCN	Роданистоводородная	10
$\text{C}_6\text{H}_4(\text{OH})\text{COOH}$	Салициловая	$1,1 \cdot 10^{-3}$
H_2SeO_3	Селенистая	$K_{a1} = 1,8 \cdot 10^{-3};$ $K_{a2} = 3,2 \cdot 10^{-9}$
H_2SO_4	Серная	$K_{a2} = 1,15 \cdot 10^{-2}$
H_2SO_3	Сернистая	$K_{a1} = 1,4 \cdot 10^{-2};$ $K_{a2} = 6,2 \cdot 10^{-8}$
H_2S	Сероводородная	$K_{a1} = 1,0 \cdot 10^{-7};$ $K_{a2} = 2,5 \cdot 10^{-13}$
HCN	Синильная	$5,0 \cdot 10^{-10}$
$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Тиосерная	$K_{a1} = 2,5 \cdot 10^{-1};$ $K_{a2} = 1,9 \cdot 10^{-2}$
CCl_3COOH	Трихлоруксусная	$2,0 \cdot 10^{-1}$
H_2CO_3	Угольная	$K_{a1} = 4,5 \cdot 10^{-7};$ $K_{a2} = 4,8 \cdot 10^{-11}$
CH_3COOH	Уксусная	$1,74 \cdot 10^{-5}$
$\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$	Фенол	$1,0 \cdot 10^{-10}$
H_3PO_3	Фосфористая	$K_{a1} = 3,1 \cdot 10^{-2};$ $K_{a2} = 1,6 \cdot 10^{-7}$

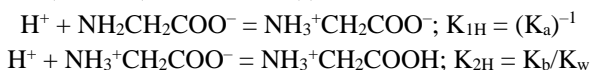
H_3PO_4	Фосфорная (орто-)	$K_{a1} = 7,1 \cdot 10^{-3};$ $K_{a2} = 6,2 \cdot 10^{-8};$ $K_{a3} = 5,0 \cdot 10^{-13}$
H_3PO_2	Фосфорноватистая	$5,9 \cdot 10^{-2}$
HF	Фтороводородная	$6,2 \cdot 10^{-4}$
HClO_2	Хлористая	$1,1 \cdot 10^{-2}$
HClO	Хлорноватистая	$2,95 \cdot 10^{-8}$
H_2CrO_4	Хромовая	$K_{a1} = 1,6 \cdot 10^{-1};$ $K_{a2} = 3,2 \cdot 10^{-7}$
$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	Щавелевая	$K_{a1} = 5,6 \cdot 10^{-2};$ $K_{a2} = 5,4 \cdot 10^{-5}$
$\text{C}_{10}\text{H}_{16}\text{N}_2\text{O}_8$	Этилендиамин-тетрауксусная	$K_{a1} = 1,0 \cdot 10^{-2};$ $K_{a2} = 2,1 \cdot 10^{-3};$ $K_{a3} = 6,9 \cdot 10^{-7};$ $K_{a4} = 5,5 \cdot 10^{-11}$
$\text{HOOCCH}(\text{OH})\text{CH}_2\text{COOH}$	Яблочная	$K_{a1} = 3,5 \cdot 10^{-4};$ $K_{a2} = 8,9 \cdot 10^{-5}$
$\text{HOOCCH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$	Янтарная	$K_{a1} = 1,6 \cdot 10^{-5};$ $K_{a2} = 2,3 \cdot 10^{-6}$

Константы ионизации важнейших оснований, K_b

Основание		K_b
$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$	Аммиака раствор	$1,76 \cdot 10^{-5}$
$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O}$	Анилин	$4,3 \cdot 10^{-10}$
$\text{Ba}(\text{OH})_2$	Бария гидроксид	$K_{b2} = 2,3 \cdot 10^{-4}$
$\text{N}_2\text{H}_4 + \text{H}_2\text{O}$	Гидразин	$9,3 \cdot 10^{-7}$
$\text{NH}_2\text{OH} + \text{H}_2\text{O}$	Гидроксиламин	$8,9 \cdot 10^{-9}$
$(\text{CH}_3)_2\text{NH} + \text{H}_2\text{O}$	Диметиламин	$5,4 \cdot 10^{-4}$
$(\text{C}_6\text{H}_5)_2\text{NH} + \text{H}_2\text{O}$	Дифениламин	$6,2 \cdot 10^{-14}$
$\text{Ca}(\text{OH})_2$	Кальция гидроксид	$K_{b2} = 4,0 \cdot 10^{-2}$
LiOH	Лития гидроксид	$6,8 \cdot 10^{-1}$
$\text{CH}_3\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O}$	Метиламин	$4,6 \cdot 10^{-3}$
$\text{Pb}(\text{OH})_2$	Свинца гидроксид	$K_{b1} = 9,55 \cdot 10^{-4}; K_{b2} = 3,0 \cdot 10^{-8}$
AgOH	Серебра гидроксид	$5,0 \cdot 10^{-3}$
$(\text{CH}_3)_3\text{N} + \text{H}_2\text{O}$	Триметиламин	$6,5 \cdot 10^{-5}$

Константы протонирования кислотных остатков некоторых аминокислот

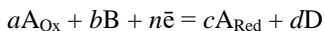
В таблице приведены ступенчатые константы протонирования кислотных остатков ряда аминокислот при 25 °С. Протонирование функциональных групп осуществляется в следующей последовательности: 1) S⁻, 2) NH₂⁻ или NH=, 3) COO⁻. Например, протонирование аминокетат-иона и связь констант его протонирования с константами кислотной и основной ионизации глицина имеют вид:



Название кислоты	Формула остатка	lgK _{iH}
Глицин	NH ₂ CH ₂ COO ⁻	lgK _{1H} = 9,78 lgK _{2H} = 2,35
α-Аланин	CH ₃ CH(NH ₂)COO ⁻	lgK _{1H} = 9,87 lgK _{2H} = 2,34
β-Аланин	NH ₂ CH ₂ CH ₂ COO ⁻	lgK _{1H} = 10,23 lgK _{2H} = 3,55
Серин	HOCH ₂ CH(NH ₂)COO ⁻	lgK _{1H} = 9,15 lgK _{2H} = 2,21
Валин	CH ₃ CH(CH ₃)CH(NH ₂)COO ⁻	lgK _{1H} = 9,72 lgK _{2H} = 2,29
Аспарагиновая кислота	⁻ OOCCH ₂ CH(NH ₂)COO ⁻	lgK _{1H} = 9,47 lgK _{2H} = 3,63 lgK _{3H} = 1,91
Лейцин	(CH ₃) ₂ CH ₂ CH(NH ₂)COO ⁻	lgK _{1H} = 9,60 lgK _{2H} = 2,36
Метионин	CH ₃ S(CH ₂) ₂ CH(NH ₂)COO ⁻	lgK _{1H} = 9,21 lgK _{2H} = 2,28
Фенилаланин	C ₆ H ₅ CH ₂ CH(NH ₂)COO ⁻	lgK _{1H} = 9,13 lgK _{2H} = 1,83
изо-Лейцин	C ₂ H ₅ CH(CH ₃)CH(NH ₂)COO ⁻	lgK _{1H} = 9, 67 lgK _{2H} = 2,32
Цистеин	⁻ SCH ₂ CH(NH ₂)COO ⁻	lgK _{1H} = 10,51 lgK _{2H} = 8,69 lgK _{3H} = 1,96

**Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы (E^0)
по отношению к потенциалу стандартного водородного электрода
при 25 °С**

Согласно уравнению Нернста, величина окислительно-восстановительного потенциала для полуреакции



зависит от активностей всех участвующих в ней веществ. При 25 °С уравнение Нернста для данной окислительно-восстановительной пары имеет вид:

$$E = E_{A_{Ox}/A_{Red}}^0 - \frac{0.0592}{n} \lg \frac{a_{A_{Red}}^a a_B^b}{a_{A_{Ox}}^c a_D^d}.$$

Обозначения: ↓ – насыщенный раствор твердого или жидкого вещества в присутствии этого вещества; ↑ – раствор, насыщенный газом при давлении 101325 Па (760 мм. рт. ст.).

Элемент	Высшая степень окисления	+nē	Нижшая степень окисления	E^0, B
Ag	Ag ²⁺	+ ē	Ag ⁺	+2,00
	Ag ⁺	+ ē	Ag↓	+0,7994
	AgBr↓	+ ē	Ag↓ + Br ⁻	+0,071
	AgBrO ₃ ↓	+ ē	Ag↓ + BrO ₃ ⁻	+0,55
	AgC ₂ H ₃ O ₂ ↓	+ ē	Ag↓ + C ₂ H ₃ O ₂ ⁻	+0,64
	AgCN↓	+ ē	Ag↓ + CN ⁻	-0,04
	Ag(CN) ₂ ⁻	+ ē	Ag↓ + 2CN ⁻	-0,29
	Ag(CN) ₃ ²⁻	+ ē	Ag↓ + 3CN ⁻	-0,51
	AgCNO↓	+ ē	Ag↓ + CNO ⁻	+0,41
	Ag ₂ CO ₃ ↓	+ 2ē	2Ag↓ + CO ₃ ²⁻	+0,46
	Ag ₂ C ₂ O ₄ ↓	+ 2ē	2Ag↓ + C ₂ O ₄ ²⁻	+0,465
	AgCl↓	+ ē	Ag↓ + Cl ⁻	+0,222
	Ag ₂ CrO ₄ ↓	+ 2ē	2Ag↓ + CrO ₄ ²⁻	+0,447
	Ag ₄ Fe(CN) ₆ ↓	+ 4ē	4Ag↓ + Fe(CN) ₆ ⁴⁻	+0,148
	AgI↓	+ ē	Ag↓ + I ⁻	-0,152

Элемент	Высшая степень окисления	+nē	Нижшая степень окисления	E°, В
	AgIO ₃ ↓	+ ē	Ag↓ + IO ₃ ⁻	+0,35
	Ag(NH ₃) ₂ ⁺	+ ē	Ag↓ + 2NH ₃	+0,373
	AgNO ₂ ↓	+ ē	Ag↓ + NO ₂ ⁻	+0,59
	AgN ₃	+ ē	Ag↓ + N ₃ ⁻	+0,293
	2AgO↓ + H ₂ O	+ 2ē	Ag ₂ O↓ + 2OH ⁻	+0,60
	Ag ₂ O↓ + H ₂ O	+ 2ē	2Ag↓ + 2OH ⁻	+0,342
	Ag ₂ O ₃ ↓ + H ₂ O	+ 2ē	2AgO↓ + 2OH ⁻	+0,74
	Ag ₂ S↓	+ 2ē	2Ag↓ + S ²⁻	-0,71
	Ag ₂ S↓ + H ⁺	+ 2ē	2Ag↓ + HS ⁻	-0,272
	AgSCN↓	+ ē	Ag↓ + SCN ⁻	+0,09
	Ag(SO ₃) ₂ ³⁻	+ ē	Ag↓ + 2SO ₃ ²⁻	+0,43
	Ag(S ₂ O ₃) ₂ ³⁻	+ ē	Ag↓ + 2S ₂ O ₃ ²⁻	+0,01
	Ag ₂ SO ₄ ↓	+ 2ē	2Ag↓ + SO ₄ ²⁻	+0,653
	Ag ₂ WO ₄ ↓	+ 2ē	2Ag↓ + WO ₄ ²⁻	+0,53
Al	Al ³⁺	+ 3ē	Al↓	-1,66
	AlO ₂ ⁻ + 2H ₂ O	+ 3ē	Al↓ + 4OH ⁻	-2,35
	Al(OH) ₃ ↓	+ 3ē	Al↓ + 3OH ⁻	-2,29
	AlF ₆ ³⁻ ↓	+ 3ē	Al↓ + 6F ⁻	-2,07
Bi	BiO ⁺ + 2H ⁺	+ 3ē	Bi↓ + H ₂ O	+0,32
	Bi↓ + 3H ⁺	+ 3ē	BiH ₃ ↑	< -0,8
	BiCl ₄ ⁻	+ 3ē	Bi↓ + 4Cl ⁻	+0,16
	Bi ₂ O ₃ ↓ + 3H ₂ O	+ 6ē	2Bi↓ + 6OH ⁻	-0,46
	BiOCl↓ + 2H ⁺	+ 3ē	Bi↓ + H ₂ O + Cl ⁻	+0,16
	NaBiO ₃ ↓ + 4H ⁺	+ 2ē	BiO ⁺ + Na ⁺ + 2H ₂ O	> +1,8
Br	Br ₂	+ 2ē	2Br ⁻	+1,087
	2HBrO + 2H ⁺	+ 2ē	Br ₂ + 2H ₂ O	+1,6

Элемент	Высшая степень окисления	+nē	Низшая степень окисления	E°, В
	2BrO ⁻ + 2H ₂ O	+ 2ē	Br ₂ + 4OH ⁻	+0,45
	HBrO + H ⁺	+ 2ē	Br ⁻ + H ₂ O	+1,34
	BrO ⁻ + H ₂ O	+ 2ē	Br ⁻ + 2OH ⁻	+0,76
	BrO ₃ ⁻ + 5H ⁺	+ 4ē	HBrO + 2H ₂ O	+1,45
	BrO ₃ ⁻ + 2H ₂ O	+ 4ē	BrO ⁻ + 4OH ⁻	+0,54
	2BrO ₃ ⁻ + 12H ⁺	+ 10ē	Br ₂ + 6H ₂ O	+1,52
	2BrO ₃ ⁻ + 6H ₂ O	+ 10ē	Br ₂ + 12OH ⁻	+0,50
	BrO ₃ ⁻ + 6H ⁺	+ 6ē	Br ⁻ + 3H ₂ O	+1,45
	BrO ₃ ⁻ + 3H ₂ O	+ 6ē	Br ⁻ + 6OH ⁻	+0,61
Cl	Cl ₂ ↑	+ 2ē	2Cl ⁻	+1,359
	2HClO + 2H ⁺	+ 2ē	Cl ₂ ↑ + H ₂ O	+1,63
	2ClO ⁻ + 2H ₂ O	+ 2ē	Cl ₂ ↑ + 4OH ⁻	+0,40
	HClO + H ⁺	+ 2ē	Cl ⁻ + H ₂ O	+1,50
	ClO ⁻ + H ₂ O	+ 2ē	Cl ⁻ + 2OH ⁻	+0,88
	HClO ₂ + 2H ⁺	+ 2ē	HClO + H ₂ O	+1,64
	2HClO ₂ + 6H ⁺	+ 6ē	Cl ₂ ↑ + 4H ₂ O	+1,63
	HClO ₂ + 3H ⁺	+ 4ē	Cl ⁻ + 2H ₂ O	+1,56
	ClO ₂ ⁻ + H ₂ O	+ 2ē	ClO ⁻ + 2OH ⁻	+0,66
	ClO ₂ ⁻ + 2H ₂ O	+ 4ē	Cl ⁻ + 4OH ⁻	+0,77
	ClO ₃ ⁻ + 3H ⁺	+ 2ē	HClO ₂ + H ₂ O	+1,21
	ClO ₃ ⁻ + H ₂ O	+ 2ē	ClO ₂ ⁻ + 2OH ⁻	+0,33
	ClO ₃ ⁻ + H ₂ O	+ ē	ClO ₂ ↑ + H ₂ O	+1,15
	ClO ₂ ↑ + H ⁺	+ ē	HClO ₂	+1,27

Элемент	Высшая степень окисления	+nē	Нижшая степень окисления	E°, В
	$\text{ClO}_3^- + 6\text{H}^+$	+ 6ē	$\text{Cl}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	+1,45
	$2\text{ClO}_3^- + 12\text{H}^+$	+ 10ē	$\text{Cl}_2\uparrow + 6\text{H}_2\text{O}$	+1,47
	$\text{ClO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O}$	+ 6ē	$\text{Cl}^- + 6\text{OH}^-$	+0,63
	$\text{ClO}_2\uparrow + 4\text{H}^+$	+ 5ē	$\text{Cl}^- + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,50
	$\text{ClO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$	+ 5ē	$\text{Cl}^- + 4\text{OH}^-$	+0,85
	$\text{ClO}_4^- + 2\text{H}^+$	+ 2ē	$\text{ClO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$	+1,19
	$\text{ClO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O}$	+ 2ē	$\text{ClO}_3^- + 2\text{OH}^-$	+0,36
	$2\text{ClO}_4^- + 16\text{H}^+$	+ 14ē	$\text{Cl}_2\uparrow + 8\text{H}_2\text{O}$	+1,39
	$\text{ClO}_4^- + 8\text{H}^+$	+ 8ē	$\text{Cl}^- + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,38
	$\text{ClO}_4^- + 4\text{H}_2\text{O}$	+ 8ē	$\text{Cl}^- + 8\text{OH}^-$	+0,56
Co	Co^{3+}	+ ē	Co^{2+}	+1,95
	Co^{3+}	+ 3ē	$\text{Co}\downarrow$	+0,46
	Co^{2+}	+ 2ē	$\text{Co}\downarrow$	-0,29
	$\text{CoCO}_3\downarrow$	+ 2ē	$\text{Co}\downarrow + \text{CO}_3^{2-}$	-0,58
	$\text{Co}(\text{NH}_3)_6^{3+}$	+ ē	$\text{Co}(\text{NH}_3)_6^{2+}$	+0,1
	$\text{Co}(\text{NH}_3)_6^{2+}$	+ 2ē	$\text{Co}\downarrow + 6\text{NH}_3$	-0,42
	$\text{Co}(\text{OH})_2\downarrow$	+ 2ē	$\text{Co}\downarrow + 2\text{OH}^-$	-0,71
	$\text{Co}(\text{OH})_3\downarrow$	+ ē	$\text{Co}(\text{OH})_2\downarrow + \text{OH}^-$	+0,17
	$\text{CoS}\downarrow\alpha$	+ 2ē	$\text{Co}\downarrow + \text{S}^{2-}$	-0,89
	$\text{CoS}\downarrow\beta$	+ 2ē	$\text{Co}\downarrow + \text{S}^{2-}$	-1,02
Cr	Cr^{3+}	+ ē	Cr^{2+}	-0,41
	Cr^{3+}	+ 3ē	$\text{Cr}\downarrow$	-0,74
	Cr^{2+}	+ 2ē	$\text{Cr}\downarrow$	-0,91
	$\text{Cr}(\text{CN})_6^{3-}$	+ ē	$\text{Cr}(\text{CN})_6^{2-}$	-1,28

Элемент	Высшая степень окисления	+nē	Низшая степень окисления	E°, В
	Cr(OH) ₃ ↓	+ 3ē	Cr↓ + 3OH ⁻	-1,3
	Cr(OH) ₂ ↓	+ 2ē	Cr↓ + 2OH ⁻	-1,4
	CrO ₂ ⁻ + 2H ₂ O	+ 3ē	Cr↓ + 4OH ⁻	-1,2
	Cr ₂ O ₇ ²⁻ + 14H ⁺	+ 6ē	2Cr ³⁺ + 7H ₂ O	+1,33
	CrO ₄ ²⁻ + 4H ₂ O	+ 3ē	Cr(OH) ₃ ↓ + 5OH ⁻	-0,13
Cu	Cu ²⁺	+ 2ē	Cu↓	+0,345
	Cu ⁺	+ ē	Cu↓	+0,531
	Cu ²⁺	+ ē	Cu ⁺	+0,159
	Cu ²⁺ + Br ⁻	+ ē	CuBr↓	+0,64
	Cu ²⁺ + Cl ⁻	+ ē	CuCl↓	+0,54
	Cu ²⁺ + I ⁻	+ ē	CuI↓	+0,86
	CuBr↓	+ ē	Cu↓ + Br ⁻	+0,033
	Cu(CN) ₂ ⁻	+ ē	Cu↓ + 2CN ⁻	-0,43
	CuCl↓	+ ē	Cu↓ + Cl ⁻	+0,137
	CuI↓	+ ē	Cu↓ + I ⁻	-0,185
	Cu(NH ₃) ₄ ²⁺	+ ē	Cu(NH ₃) ₂ ⁺ + 2NH ₃	-0,01
	Cu(NH ₃) ₂ ⁺	+ ē	Cu↓ + 2NH ₃	-0,12
	Cu(NH ₃) ₄ ²⁺	+ 2ē	Cu↓ + 4NH ₃	-0,07
	2Cu(OH) ₂ ↓	+ 2ē	Cu ₂ O↓ + 2OH ⁻ + H ₂ O	-0,08
	Cu ₂ O↓ + H ₂ O	+ 2ē	2Cu↓ + 2OH ⁻	-0,36
	Cu(OH) ₂ ↓	+ 2ē	Cu↓ + 2OH ⁻	-0,22
	CuS↓	+ 2ē	Cu↓ + S ²⁻	-0,70
	Cu ₂ S↓	+ 2ē	2Cu↓ + S ²⁻	-0,88
	CuSCN↓	+ ē	Cu↓ + SCN ⁻	-0,27
Fe	Fe(OH) ₃ ↓	+ ē	Fe(OH) ₂ ↓ + OH ⁻	-0,56

Элемент	Высшая степень окисления	+nē	Низшая степень окисления	E°, В
	Fe(OH) ₂ ↓	+ 2ē	Fe↓ + 2OH ⁻	-0,877
	Fe ₃ O ₄ ²⁻ + 8H ⁺	+3e ⁻	Fe ³⁺ + 4H ₂ O	+1,9
	Fe ₃ O ₄ ↓ + 8H ⁺	+ 2ē	3Fe ²⁺ + 4H ₂ O	+1,21
	Fe ₃ O ₄ ↓ + 8H ⁺	+ 8ē	3Fe↓ + 4H ₂ O	-0,085
	FeS	+ 2ē	Fe↓ + S ²⁻	-0,95
Н	2H ⁺	+ 2ē	H ₂ ↑	0,000
	2H ⁺ (10 ⁻⁷ M)	+ 2ē	H ₂ ↑	-0,414
	H ₂ ↑	+ 2ē	2H ⁻	-2,25
	2H ₂ O	+ 2ē	H ₂ ↑ + 2OH ⁻	-0,828
	H ₂ O ₂ +2H ⁺	+ 2ē	2H ₂ O	+1,77
	HO ₂ ⁻ + H ₂ O	+ 2ē	3OH ⁻	+0,88
I	I ₂ ↓	+ 2ē	2I ⁻	+0,536
	I ₂	+ 2ē	2I ⁻	+0,621
	I ₃ ⁻	+ 2ē	3I ⁻	+0,545
	2IBr	+ 2ē	I ₂ ↓ + 2Br ⁻	+1,02
	2IBr ₂ ⁻	+ 2ē	I ₂ ↓ + 4Br ⁻	+0,87
	ICN↑	+ 2ē	I ⁻ + CN ⁻	+0,30
	2ICN↑ + 2H ⁺	+ 2ē	I ₂ ↓ + 2HCN	+0,63
	2ICl↑	+ 2ē	I ₂ ↓ + 2Cl ⁻	+1,19
	2ICl ₂ ⁻	+ 2ē	I ₂ ↓ + 4Cl ⁻	+1,06
	2ICl ₃ ↑	+ 6ē	I ₂ ↓ + 6Cl ⁻	+1,28
	2HIO + 2H ⁺	+ 2ē	I ₂ ↓ + 2H ₂ O	+1,45
	2IO ⁻ + 2H ₂ O	+ 2ē	I ₂ ↓ + 4OH ⁻	+0,45
	HIO + H ⁺	+ 2ē	I ⁻ + H ₂ O	+0,99
	IO ⁻ + H ₂ O	+ 2ē	I ⁻ + 2OH ⁻	+0,49
	IO ₃ ⁻ + 5H ⁺	+ 4ē	HIO + 2H ₂ O	+1,14

Элемент	Высшая степень окисления	+nē	Низшая степень окисления	E°, В
	$\text{IO}_3^- + 2\text{H}_2\text{O}$	+ 4ē	$\text{IO}^- + 4\text{OH}^-$	+0,14
	$2\text{IO}_3^- + 12\text{H}^+$	+ 10ē	$\text{I}_2\downarrow + 6\text{H}_2\text{O}$	+1,19
	$2\text{IO}_3^- + 6\text{H}_2\text{O}$	+ 10ē	$\text{I}_2\downarrow + 12\text{OH}^-$	+0,21
	$\text{IO}_3^- + 6\text{H}^+$	+ 6ē	$\text{I}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	+1,08
	$\text{IO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O}$	+ 6ē	$\text{I}^- + 6\text{OH}^-$	+0,26
	$\text{H}_3\text{IO}_6 + \text{H}^+$	+ 2ē	$\text{IO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O}$	≈ +1,6
	$\text{H}_3\text{IO}_6^{2-}$	+ 2ē	$\text{IO}_3^- + 3\text{OH}^-$	≈ +0,7
	$\text{H}_3\text{IO}_6 + 7\text{H}^+$	+ 8ē	$\text{I}^- + 6\text{H}_2\text{O}$	≈ +1,24
	$\text{H}_3\text{IO}_6^{2-} + 3\text{H}_2\text{O}$	+ 8ē	$\text{I}^- + 9\text{OH}^-$	≈ +0,37
Mn	Mn^{3+}	+ ē	Mn^{2+}	+1,51
	Mn^{2+}	+ 2ē	$\text{Mn}\downarrow$	-1,17
	$\text{Mn}(\text{CN})_6^{3-}$	+ ē	$\text{Mn}(\text{CN})_6^{4-}$	-0,244
	$\text{MnCO}_3\downarrow$	+ 2ē	$\text{Mn}\downarrow + \text{CO}_3^{2-}$	-1,48
	$\text{Mn}(\text{OH})_2\downarrow$	+ 2ē	$\text{Mn}\downarrow + 2\text{OH}^-$	-1,55
	$\text{Mn}(\text{OH})_3\downarrow$	+ ē	$\text{Mn}(\text{OH})_2\downarrow + \text{OH}^-$	+0,1
	$\text{Mn}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{H}^+$	+ ē	$\text{Mn}^{2+} + 3\text{H}_2\text{O}$	+1,84
	$\text{Mn}_3\text{O}_4\downarrow + 8\text{H}^+$	+ 2ē	$3\text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,75
	$\text{MnO}_2\downarrow + 4\text{H}^+$	+ 2ē	$\text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,23
	$\text{MnO}_4^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}$	+ 2ē	$\text{MnO}_2\downarrow + 4\text{OH}^-$	+0,58
	MnO_4^-	+ ē	MnO_4^{2-}	+0,558
	$\text{MnO}_4^- + 4\text{H}^+$	+ 3ē	$\text{MnO}_2\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,69
	$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O}$	+ 3ē	$\text{MnO}_2\downarrow + 4\text{OH}^-$	+0,60
	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+$	+ 5ē	$\text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,51
N	$\text{HN}_3 + 11\text{H}^+$	+ 8ē	3NH_4^+	+0,69
	$\text{N}_3^- + 7\text{H}_2\text{O}$	+ 6ē	$\text{N}_2\text{H}_4 + \text{NH}_3 + 7\text{OH}^-$	-0,62
	$3\text{N}_2\uparrow + 2\text{H}^+$	+ 2ē	2NH_3	-3,1

Элемент	Высшая степень окисления	+nē	Низшая степень окисления	E°, В
	$3\text{N}_2\uparrow$	+ 2ē	N_3^-	-3,4
	$\text{N}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{H}^+$	+ 2ē	$2\text{NH}_2\text{OH}\cdot\text{H}^+$	-1,87
	$\text{N}_2\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$	+ 2ē	$2\text{NH}_2\text{OH} + 2\text{OH}^-$	-3,04
	$\text{N}_2\uparrow + 5\text{H}^+$	+ 4ē	$\text{N}_2\text{H}_4\cdot\text{H}^+$	-0,23
	$\text{N}_2\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$	+ 4ē	$\text{N}_2\text{H}_4 + 4\text{OH}^-$	-1,16
	$\text{N}_2\uparrow + 8\text{H}^+$	+ 6ē	2NH_4^+	+0,26
	$\text{N}_2\uparrow + 8\text{H}_2\text{O}$	+ 6ē	$2\text{NH}_4\text{OH} + 6\text{OH}^-$	-0,74
	$\text{N}_2\text{H}_4\cdot\text{H}^+ + 3\text{H}^+$	+ 2ē	2NH_4^+	+1,27
	$\text{N}_2\text{H}_4 + 4\text{H}_2\text{O}$	+ 2ē	$2\text{NH}_4\text{OH} + 2\text{OH}^-$	+0,1
	$\text{NH}_2\text{OH}\cdot\text{H}^+ + 2\text{H}^+$	+ 2ē	$\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O}$	+1,35
	$\text{NH}_2\text{OH} + \text{H}_2\text{O}$	+ 2ē	$\text{NH}_{3\text{aq}} + 2\text{OH}^-$	+0,42
	$\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+$	+ 2ē	$\text{N}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$	+2,65
	$\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2 + 6\text{H}^+$	+ 4ē	$2\text{NH}_2\text{OH}\cdot\text{H}^+$	+0,50
	$2\text{HNO}_2 + 4\text{H}^+$	+ 4ē	$\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,83
	$\text{HNO}_2 + \text{H}^+$	+ ē	$\text{NO}\uparrow + \text{H}_2\text{O}$	+0,98
	$\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O}$	+ ē	$\text{NO}\uparrow + 2\text{OH}^-$	-0,46
	$\text{HNO}_2 + 4\text{H}^+$	+ 4ē	$\text{N}_2\text{O}\uparrow + 3\text{H}_2\text{O}$	+1,29
	$2\text{NO}_2^- + 4\text{H}_2\text{O}$	+ 6ē	$\text{N}_2\uparrow + 8\text{OH}^-$	+0,41
	$\text{HNO}_2 + 6\text{H}^+$	+ 6ē	$\text{N}_2\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,44
	$\text{HNO}_2 + 7\text{H}^+$	+ 6ē	$\text{NH}_4^+ + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,86
	$\text{NO}_2^- + 5\text{H}_2\text{O}$	+ 6ē	$\text{NH}_{3\text{aq}} + 7\text{OH}^-$	-0,15
	$\text{N}_2\text{O}\uparrow + 2\text{H}^+$	+ 2ē	$\text{N}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$	+1,77
	$\text{N}_2\text{O}\uparrow + \text{H}_2\text{O}$	+ 2ē	$\text{N}_2\uparrow + 2\text{OH}^-$	+0,94
	$2\text{NO}\uparrow + 4\text{H}^+$	+ 4ē	$\text{N}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,68
	$2\text{NO}\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$	+ 4ē	$\text{N}_2\uparrow + 4\text{OH}^-$	+0,85
	$\text{N}_2\text{O}_4\uparrow + 2\text{H}^+$	+ 2ē	2HNO_2	+1,07

Элемент	Высшая степень окисления	+nē	Низшая степень окисления	E°, В
	N ₂ O ₄ ↑	+ 2ē	2NO ₂ ⁻	+0,88
	N ₂ O ₄ ↑ + 8H ⁺	+ 8ē	N ₂ ↑ + 4H ₂ O	+1,35
	N ₂ O ₄ ↑ + 4H ₂ O	+ 8ē	N ₂ ↑ + 8OH ⁻	+0,53
	NO ₃ ⁻ + 3H ⁺	+ 2ē	HNO ₂ + H ₂ O	+0,94
	NO ₃ ⁻ + H ₂ O	+ 2ē	NO ₂ ⁻ + 2OH ⁻	+0,01
	NO ₃ ⁻ + 2H ⁺	+ ē	NO ₂ ↑ + H ₂ O	+0,80
	NO ₃ ⁻ + H ₂ O	+ ē	NO ₂ ↑ + 2OH ⁻	-0,86
	NO ₃ ⁻ + 4H ⁺	+ 3ē	NO↑ + 2H ₂ O	+0,96
	NO ₃ ⁻ + 2H ₂ O	+ 3ē	NO↑ + 4OH ⁻	-0,14
	2 NO ₃ ⁻ + 12H ⁺	+ 10ē	N ₂ ↑ + 6H ₂ O	+1,24
	NO ₃ ⁻ + 8H ⁺	+ 6ē	NH ₂ OH·H ⁺ + 2H ₂ O	+0,73
	2 NO ₃ ⁻ + 17H ⁺	+ 14ē	N ₂ H ₄ ·H ⁺ + 6H ₂ O	+0,84
	NO ₃ ⁻ + 10H ⁺	+ 8ē	NH ₄ ⁺ + 3H ₂ O	+0,87
	NO ₃ ⁻ + 6H ₂ O	+ 8ē	NH _{3aq} + 9OH ⁻	-0,12
Ni	Ni ²⁺	+ 2ē	Ni↓	-0,228
	Ni(CN) ₄ ²⁻	+ ē	Ni(CN) ₃ ²⁻ + CN ⁻	-0,4
	NiCO ₃ ↓	+ 2ē	Ni↓ + CO ₃ ²⁻	-0,45
	Ni(OH) ₂ ↓	+ 2ē	Ni↓ + 2OH ⁻	-0,72
	Ni(NH ₃) ₆ ²⁺	+ 2ē	Ni↓ + 6NH ₃	-0,49
	NiO ₂ ↓ + 4H ⁺	+ 2ē	Ni ²⁺ + 2H ₂ O	+1,68
	NiO ₂ ↓ + 2H ₂ O	+ 2ē	Ni(OH) ₂ ↓ + 2OH ⁻	+0,49
	NiO ₄ ²⁻ + 8H ⁺	+ 4ē	Ni ²⁺ + 4H ₂ O	+1,8
	NiS↓ α	+ 2ē	Ni↓ + S ²⁻	-0,86
O	O ₂ ↑ + 4H ⁺	+ 4ē	2H ₂ O	+1,229
	O ₂ ↑ + 4H ⁺ (10 ⁻⁷ M)	+ 4ē	2H ₂ O	+0,815
	O ₂ ↑ + 2H ₂ O	+ 4ē	4OH ⁻	+0,401

Элемент	Высшая степень окисления	+nē	Нижшая степень окисления	E°, В
	$O_2 \uparrow + 2H^+$	+ 2ē	H_2O_2	+0,682
	$O_2 \uparrow + H_2O$	+ 2ē	$HO_2^- + OH^-$	-0,076
	$H_2O_2 + 2H^+$	+ 2ē	$2H_2O$	+1,77
	$HO_2^- + H_2O$	+ 2ē	$3OH^-$	+0,88
	$O_3 \uparrow + 2H^+$	+ 2ē	$O_2 \uparrow + H_2O$	+2,07
	$O_3 \uparrow + H_2O$	+ 2ē	$O_2 \uparrow + 2OH^-$	+0,02
P	$P \downarrow + 3H^+$	+ 3ē	$PH_3 \uparrow$	+0,06
	$P \downarrow + 3H_2O$	+ 3ē	$PH_3 \uparrow + 3OH^-$	-0,89
	$H_3PO_2 + H^+$	+ ē	$P \downarrow + 2H_2O$	-0,51
	$H_2PO_2^-$	+ ē	$P \downarrow + 2OH^-$	-2,05
	$H_3PO_3 + 3H^+$	+ 3ē	$P \downarrow + 3H_2O$	-0,50
	$H_3PO_3 + 2H^+$	+ 2ē	$H_3PO_2 + H_2O$	-0,50
	$HPO_3^{2-} + 2H_2O$	+ 2ē	$H_2PO_2^- + 3OH^-$	-1,57
	$H_4P_2O_6 + 2H^+$	+ 2ē	$2H_3PO_3$	+0,38
	$H_3PO_4 + 5H^+$	+ 5ē	$P \downarrow + 4H_2O$	-0,41
	$H_3PO_4 + 4H^+$	+ 4ē	$H_3PO_2 + 2H_2O$	-0,39
	$2H_3PO_4 + 2H^+$	+ 2ē	$H_4P_2O_6 + 2H_2O$	-0,94
	$H_3PO_4 + 2H^+$	+ 2ē	$H_3PO_3 + H_2O$	-0,276
	$PO_4^{3-} + 2H_2O$	+ 2ē	$HPO_3^{2-} + 3OH^-$	-1,12
S	$S \downarrow$	+ 2ē	S^{2-}	-0,476
	$S \downarrow + 2H^+$	+ 2ē	$H_2S \uparrow$	+0,171
	$S_4O_6^{2-}$	+ 2ē	$2S_2O_3^{2-}$	+0,09
	$S_2O_3^{2-} + 6H^+$	+ 4ē	$2S \downarrow + 3H_2O$	+0,5
	$H_2SO_3 + 4H^+$	+ 4ē	$S \downarrow + 3H_2O$	+0,45
	$SO_3^{2-} + 3H_2O$	+ 4ē	$S \downarrow + 6OH^-$	-0,66
	$2H_2SO_3 + 2H^+$	+ 4ē	$S_2O_3^{2-} + 3H_2O$	+0,40

Элемент	Высшая степень окисления	+nē	Низшая степень окисления	E°, В
	2SO ₃ ²⁻ + 3H ₂ O	+ 4ē	S ₂ O ₃ ²⁻ + 6OH ⁻	-0,58
	2H ₂ SO ₃ + H ⁺	+ 2ē	HS ₂ O ₄ ⁻ + 2H ₂ O	-0,08
	2SO ₃ ²⁻ + 2H ₂ O	+ 2ē	S ₂ O ₄ ²⁻ + 4OH ⁻	-1,12
	SO ₄ ²⁻ + 4H ⁺	+ 2ē	H ₂ SO ₃ + H ₂ O	+0,17
	SO ₄ ²⁻ + H ₂ O	+ 2ē	SO ₃ ²⁻ + 2OH ⁻	-0,93
	2SO ₄ ²⁻ + 10H ⁺	+ 8ē	S ₂ O ₃ ²⁻ + 5H ₂ O	+0,29
	2SO ₄ ²⁻ + 5H ₂ O	+ 8ē	S ₂ O ₃ ²⁻ + 10OH ⁻	-0,76
	SO ₄ ²⁻ + 8H ⁺	+ 6ē	S↓ + 4H ₂ O	+0,36
	SO ₄ ²⁻ + 4H ₂ O	+ 6ē	S↓ + 8OH ⁻	-0,75
	SO ₄ ²⁻ + 10H ⁺	+ 8ē	H ₂ S↓ + 4H ₂ O	+0,31
	SO ₄ ²⁻ + 4H ₂ O	+ 8ē	S ²⁻ + 8OH ⁻	-0,68
	S ₂ O ₈ ²⁻	+ 2ē	2SO ₄ ²⁻	+2,01
Zn	Zn ²⁺	+ 2ē	Zn↓	-0,764
	Zn(CN) ₄ ²⁻	+ 2ē	Zn↓ + 4CN ⁻	-1,26
	Zn(OH) ₂ ↓	+ 2ē	Zn↓ + 2OH ⁻	-1,245
	ZnO ₂ ²⁻ + 2H ₂ O	+ 2ē	Zn↓ + 4OH ⁻	-1,216
	ZnS↓	+ 2ē	Zn↓ + S ²⁻	-1,40

Учебное издание

Ильин Максим Анатольевич,
Ельцов Илья Владимирович,
Лидер Елизавета Викторовна
Голубева Юлия Андреевна
Смирнова Ксения Сергеевна

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ И АНАЛИТИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Лабораторные работы для студентов 1-го курса
направления «Лечебное дело»
Института медицины и психологии В. Зельмана

Учебно-методическое пособие

Верстка *Е. В. Лидер*

Дизайн обложки *Е. В. Неклюдовой*

Подготовка к печати *Д. И. Ковалева*

Подписано в печать 01.01.2023 г.

Формат 60×84 1/16. Уч.-изд. л. 6,7. Усл. печ. л. 6,2.

Тираж 75 экз. Заказ № 13

Издательско-полиграфический центр НГУ.

630090, Новосибирск, ул. Пирогова, 2.

Таблица растворимости в воде

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

P – Растворимые
M – Малорастворимые
H – Нерастворимые
? – Не существуют
"-" – Разлагаются в воде

Ряд активности металлов:

Li Cs Rb K Ba Sr Ca Na Mg Be Al Mn Zn Cr Fe Cd Co Ni Sn Pb H Sb Bi Cu Hg Ag Pd Pt Au

Увеличение активности