

Министерство науки и высшего образования Российской Федерации  
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение  
высшего образования  
«Кузбасский государственный технический университет  
имени Т. Ф. Горбачева»  
Институт профессионального образования  
Кафедра теории и методики профессионального образования

Составители  
Евгения Александровна Ивлева  
Виктория Эдуардовна Суровая

## **ХИМИЯ**

**Методические указания  
к лабораторным работам для студентов 1 курса  
всех специальностей СПО очной формы обучения**

Рекомендовано цикловой методической комиссией  
математических и естественнонаучных дисциплин  
в качестве электронного издания  
для использования в образовательном процессе

Кемерово 2025

Рецензенты: Кабачевская Е. В. – канд. пед. наук, доцент, заведующий кафедрой теории и методики профессионального образования ИПО  
Струкова Ю. В. – председатель цикловой методической комиссии математических и естественнонаучных дисциплин СПО

**Ивлева Евгения Александровна**

**Суровая Виктория Эдуардовна**

**Химия** : методические указания к лабораторным работам для студентов 1 курса всех специальностей СПО очной формы обучения / Кузбасский государственный технический университет имени Т. Ф. Горбачева ; кафедра теории и методики профессионального образования ; составители Е. А. Ивлева, В. Э. Суровая. – Кемерово : КузГТУ, 2025. – 1 файл (1463 Кб). – Текст : электронный.

Настоящие методические материалы составлены в соответствии с рабочей программой дисциплины «Химия» для обучающихся всех специальностей и предназначены для проведения лабораторных работ.

© Кузбасский государственный  
технический университет имени Т. Ф.  
Горбачева, 2025

© Ивлева Е. А., Суровая В. Э.,  
составление, 2025

## Содержание

Пояснительная записка	3
2 СЕМЕСТР	7
Лабораторная работа № 1 ИЗУЧЕНИЕ ОСНОВНЫХ КЛАССОВ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ И НОМЕНКЛАТУРЫ	7
Лабораторная работа № 2 СВОЙСТВА РАСТВОРОВ ЭЛЕКТРОЛИТОВ	13
Лабораторная работа № 3 ИССЛЕДОВАНИЕ ПРОЦЕССА ЭЛЕКТРОЛИЗА ВОДНЫХ РАСТВОРОВ ЭЛЕКТРОЛИТОВ	18
Лабораторная работа № 4 ОБНАРУЖЕНИЕ НЕПРЕДЕЛЬНЫХ СОЕДИНЕНИЙ В КЕРОСИНЕ, СКИПИДАРЕ	24
Лабораторная работа № 5 ОКИСЛЕНИЕ СПИРТОВ РАЗЛИЧНОГО СТРОЕНИЯ ХРОМОВОЙ СМЕСЬЮ	27
Лабораторная работа № 6 ИЗУЧЕНИЕ ХИМИЧЕСКИХ СВОЙСТВ УКСУСНОЙ КИСЛОТЫ	33
Лабораторная работа № 7 ИЗУЧЕНИЕ СВОЙСТВ БЕЛКОВ	38
Лабораторная работа № 8 ОБНАРУЖЕНИЕ ВИТАМИНА А, С И D В ПОДСОЛНЕЧНОМ МАСЛЕ, ЯБЛОЧНОМ СОКЕ И В КУРИНОМ ЖЕЛТКЕ, СООТВЕТСТВЕННО	44
Список литературы	49
Приложение	51

## Пояснительная записка

Цель лабораторных работ по дисциплине «Химия» – закрепление теоретического материала, проведение и анализ определенных исследований в рамках предложенной тематики.

В процессе выполнения лабораторных работ изучаются основные законы и теоретические положения химии, свойства наиболее важных элементов и их соединений, выявляются отклонения экспериментальных и теоретических результатов и их причины, проводится анализ полученных результатов.

В результате изучения дисциплины «Химия» формируется современное мировоззрение о роли и месте химии в современной научной картине мира, понимание влияния химии на окружающую среду, экономическую, технологическую, социальную и этическую сферы деятельности человека.

Текущий контроль проводится на 5, 9, 13 и 17 неделях семестра в виде опроса по контрольным вопросам к лабораторным работам и проверке отчетов по лабораторным работам.

## План лабораторных работ

№ п/п	Наименование работы
<b>1 семестр</b>	
1	Изучение основных классов неорганических веществ и номенклатуры
2	Свойства растворов электролитов
3	Исследование процесса электролиза водных растворов электролитов
<b>2 семестр</b>	
1	Обнаружение непредельных соединений в керосине, скипидаре
2	Окисление спиртов различного строения хромовой смесью
3	Изучение химических свойств уксусной кислоты
4	Изучение свойств белков
5	Обнаружение витамина А, С и D в подсолнечном масле, яблочном соке и в курином желтке, соответственно

## **ОБЩИЕ ТРЕБОВАНИЯ К ВЫПОЛНЕНИЮ ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ**

Приступая к изучению дисциплины, студенту необходимо внимательно ознакомиться с тематическим планом занятий, списком рекомендованной литературы. Следует уяснить последовательность выполнения и оформления лабораторных работ.

При подготовке к лабораторным занятиям студент в обязательном порядке изучает теоретический материал в соответствии с методическими указаниями к лабораторным занятиям.

**Время выполнения одной лабораторной работы 90 мин.**

Для выполнения лабораторных работ студенты объединяются в бригады по три человека; состав бригады сохраняется на все время выполнения практикума. Если нет специальных указаний преподавателя, опыты должны проводиться в точном соответствии с их описанием.

По окончании каждого занятия, перед уходом из лаборатории, студент должен привести в порядок свое рабочее место и предъявить преподавателю результаты работы, позволяющие судить о качестве ее выполнения.

Отчеты по лабораторным работам составляются каждым студентом индивидуально в последовательности, приведенной в данных методических указаниях с обязательным представлением и обсуждением результатов выполнения лабораторной работы в обработанном виде (таблицы, графики, рисунки, схемы и т.д.) и выводов. Затем отчеты по каждой лабораторной работе собираются в общий отчет по теме в соответствии с перечнем лабораторных работ.

По результатам работы предложены контрольные вопросы, на которые студенты должны ответить. Защита лабораторной работы проводится по результатам после её выполнения по предложенным вопросам.

**Требования к отчету по лабораторным работам.**

На обложке лабораторного журнала должна быть записана фамилия студента и номер группы. Запись в журнале начинается с указания номера и названия лабораторной работы, а также даты ее выполнения. Записи должны быть краткими и четкими. Отчет представляется в бумажном виде.

Отчет должен содержать:

1. Название работы.
2. Цель лабораторной работы.
3. Запись данных опыта.
4. Уравнения протекающих химических реакций.
5. Основные расчетные формулы.
6. Графики, таблицы (если требуется по заданию).
7. Наблюдения и выводы.

Критерии оценивания:

- 60–100 баллов – при выполнении всех пунктов составления отчета в полном объеме;
- 0–59 баллов – при оформлении разделов в неполном объеме.

Количество баллов	100 – 60	59–0
Шкала оценивания	Зачтено	Не зачтено

**Опрос по контрольным вопросам для защиты лабораторной работы.**

При проведении текущего контроля обучающимся будет задано 3 вопроса, на которые они должны дать ответы.

Критерии оценивания:

- 100 баллов – при правильном и полном ответе на три вопроса;
- 80–99 баллов – при правильном и полном ответе на два вопроса и правильном, но не полном ответе на третий вопрос;
- 60–79 балла – при правильном и полном ответе на один вопрос или правильном и неполном ответе на два вопроса;
- 0–59 балла – при правильном и неполном ответе только на один из вопросов или при отсутствии правильных ответов на вопросы.

Количество баллов	100	99–78	79–60	59–0
Шкала оценивания	Отлично	Хорошо	Удовлетворительно	Неудовлетворительно

## ТЕХНИКА БЕЗОПАСНОСТИ

При работе в химической лаборатории необходимо знать и строго соблюдать установленные правила.

Выполнение работ проводится только при наличии халата.

Во избежание отравления запрещается принимать пищу в химических лабораториях.

Не допускайте попадания химических реактивов на кожу и одежду. Особую осторожность соблюдайте при работе с концентрированными кислотами и щелочами. Работайте с ними в вытяжном шкафу, окна которого должны быть открыты не более чем на одну треть.

При нагревании или кипячении жидкости в пробирке держите её отверстием от себя и работающих рядом. Работы с нагревательными приборами производите в вытяжном шкафу.

Работу по растворению кристаллов щелочи выполняйте осторожно в вытяжном шкафу, используя защитные очки, маску и резиновые перчатки. Колбу предварительно оберните полотенцем в связи с выделением тепла при растворении щелочи.

Реактивы общего пользования не уносите на свои рабочие места. Сухие вещества берите только чистым шпателем и в минимальных количествах.

В качестве индивидуальных средств защиты следует применять фильтрующий противогаз, резиновые перчатки и очки.

Первая доврачебная помощь:

а) при ранении стеклом нужно удалить его остатки из раны, смазать руку йодом, наложить стерильную повязку, при артериальном кровотечении – жгут или закрутку, обратиться к врачу;

б) при термических ожогах первой степени обожженное место смазывают вазелином. При ожогах второй степени (появление пузырей) делают примочки из перманганата калия (5 %) или этилового спирта. При более тяжелых ожогах необходимо отправить пострадавшего к врачу;

в) при ожогах концентрированными кислотами или щелочами необходимо обожженное место промыть сильной струей воды, затем наложить примочку: при ожогах кислотой – из 2 %-го раствора соды, при ожогах щелочью – 2 %-го раствора борной (уксусной) кислоты.

## 2 СЕМЕСТР

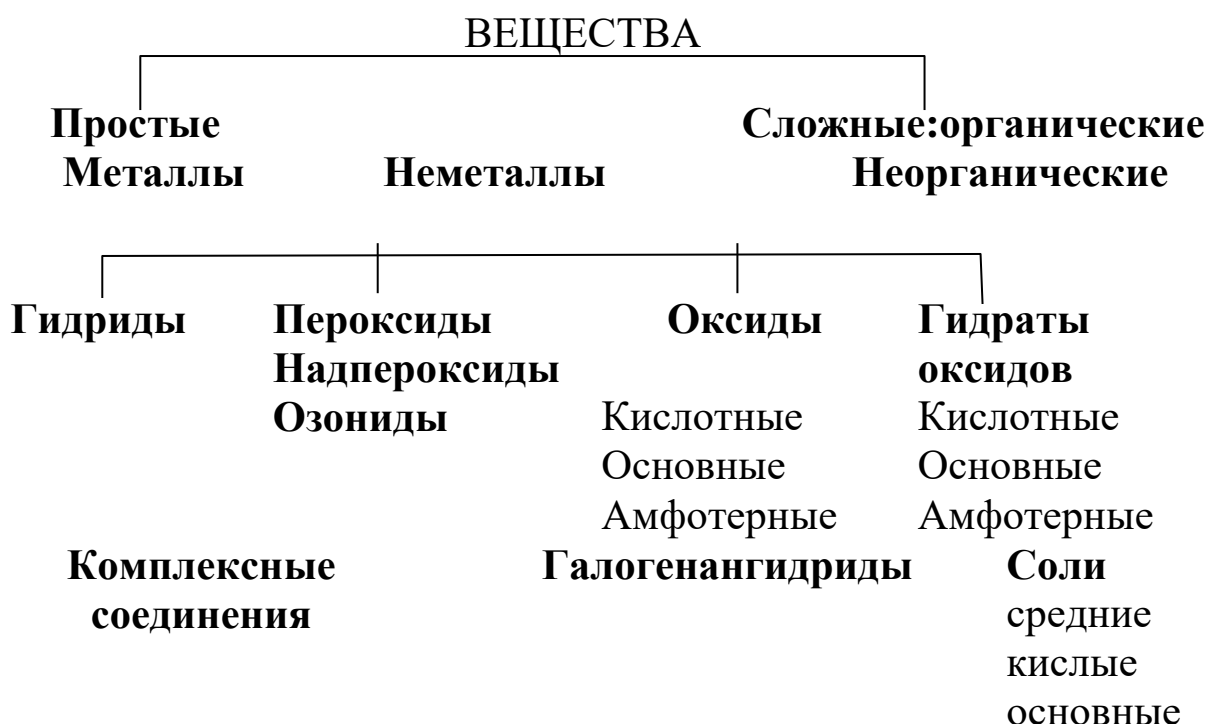
### Лабораторная работа № 1

## ИЗУЧЕНИЕ ОСНОВНЫХ КЛАССОВ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ И НОМЕНКЛАТУРЫ

*Цель работы:* изучить классы неорганических соединений, научиться составлять уравнения реакций.

### ОБЩИЕ ПОЛОЖЕНИЯ

В зависимости от состава и свойств вещества можно классифицировать следующим образом:



Название химических соединений, составление эмпирических и графических формул связано с использованием понятия степени окисления.

Степень окисления – условный заряд атома в соединении, если ковалентную полярную связь условно принять за ионную. Для s-, p-элементов главных подгрупп периодической системы характерны следующие положительные степени окисления – таблица 1.

Для элементов I и II групп характерны положительные степени окисления, равные номеру группы; для элементов III–VI групп характерны две степени окисления: одна из них равна номеру группы, другая – (номер группы минус 2). Исключения: для алюминия не-



устойчива степень окисления +1, для кремния: +2. Для азота известны следующие степени окисления: –3, –2, –1, +1, +2, +3, +4, +5; для кислорода: –2, –1, +2; для фтора только одна: –1.

**Оксиды** – соединения элементов с кислородом, в которых кислород является более электроотрицательным элементом.

Согласно правилам международной номенклатуры, название оксидов составляется таким образом: в именительном падеже называется слово «оксид», за ним следует название элемента в родительном падеже с указанием степени окисления (если для элемента характерны несколько степеней окисления).

CaO – оксид кальция,

FeO – оксид железа (II).

Учитывая, что атом кислорода двухвалентен (степень окисления –2) и каждая валентность условно изображается черточкой, составляются графические формулы оксидов.

Отметим, что реальное строение веществ отражается графическими формулами в случае оксидов с ковалентными связями, состоящими из отдельных молекул. Поэтому для оксида с ионной связью, например CaO, полимерных оксидов, например, SiO<sub>2</sub>, графические формулы условны.

По химическим свойствам оксиды делят на *основные, кислотные и амфотерные*.

Свойства оксидов различных элементов можно предсказать на основании положения элемента в периодической системе.

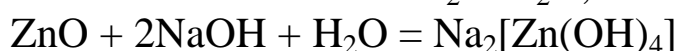
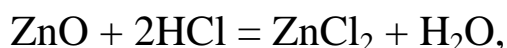
**Основные оксиды** – оксиды, которым соответствуют основания (оксиды металлов со степенью окисления +1, +2, реже +3).

Например, Na<sub>2</sub>O, CaO, MgO.

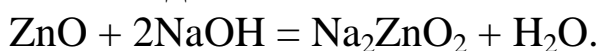
**Кислотные оксиды** – оксиды, которым соответствуют кислоты (оксиды неметаллов и переходных металлов в высоких степенях окисления).

Например, SO<sub>2</sub>, CO<sub>2</sub>, CrO<sub>3</sub>, Mn<sub>2</sub>O<sub>7</sub>.

**Амфотерные оксиды** – оксиды, проявляющие как основные, так и кислотные свойства



или в упрощенном виде:



**Основные гидроксиды (основания)** – соединения, при диссоциации которых в качестве отрицательно заряженных анионов образуются  $\text{OH}^-$ .

Название основания дается следующим образом: в именительном падеже называется слово «гидроксид», затем в родительном падеже идет название элемента (если элемент имеет переменную степень окисления, то она указывается римскими цифрами после элемента).

$\text{NaOH}$  – гидроксид натрия,

$\text{Cr}(\text{OH})_3$  – гидроксид хрома (III).

Количество  $\text{OH}$ -групп определяет кислотность основания ( $\text{LiOH}$  – однокислотное,  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  – двухкислотное).

**Кислотные гидроксиды (кислоты)** – соединения, при диссоциации которых образуется ион  $\text{H}^+$ .

Название бескислородных кислот дается следующим образом: к элементу, образующему кислоту, добавляется термин «-оводородная» или «-истоводородная» кислота:

$\text{H}_2\text{S}$  – сероводородная кислота,

$\text{HF}$  – фтористоводородная кислота.

Названия кислородсодержащих кислот строятся из двух слов – прилагательного, характеризующего кислотообразующий элемент (с учетом его степени окисления), и существительного «кислота». Если кислотообразующий элемент находится в низшей степени окисления, то к корню названия элемента добавляется -новатистая, в средней степени окисления: -истая, -нистая, -новатая, в высшей степени окисления: -ная, -овая, -евая:

$\text{HClO}$  – хлорноватистая кислота,

$\text{HClO}_2$  – хлористая кислота,

$\text{HClO}_3$  – хлорноватая кислота,

$\text{HClO}_4$  – хлорная кислота.

Если кислотообразующий элемент в одной и той же степени окисления образует несколько кислот, отличающихся между собой содержанием кислорода и водорода (по содержанию воды), то перед названием элемента добавляют префиксы:

мета – если кислота содержит меньшее количество атомов водорода и кислорода,

мезо – среднее количество,

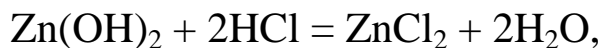
орто – максимальное количество:

$\text{H}_2\text{TeO}_4$  – метателлуровая кислота,

$\text{H}_4\text{TeO}_5$  – мезотеллуровая кислота,

$\text{H}_6\text{TeO}_6$  – ортотеллуровая кислота.

**Амфотерные гидроксиды** – гидроксиды, способные проявлять как кислотные, так и основные свойства:



Названия амфотерных гидроксидов строятся как по типу основания, так и по типу кислоты:

$\text{Cr}(\text{OH})_3$  – гидроксид хрома (III),

$\text{H}_3\text{CrO}_3$  – ортохромистая кислота.

**Средние соли (нормальные)** – продукт полного замещения ионов водорода кислоты на ионы металла, или гидроксид–ионов основания на кислотный остаток



Название средней соли дается следующим образом: для солей бескислородных кислот – к латинскому названию неметалла добавляется суффикс -ид. Если металл имеет переменную степень окисления, после названия металла указывается его степень окисления:

$\text{KCl}$  – хлорид калия,

$\text{FeCl}_2$  – хлорид железа (II).

Называя соли кислородсодержащих кислот, руководствуются следующими принципами:

1) при постоянной степени окисления центрального атома название соли оканчивается слогом -ат:

$\text{Na}_2\text{CO}_3$  – карбонат натрия;

2) при переменной степени окисления -ат или приставка пер- (высшая степень окисления центрального атома); -ит или приставка гипо- (низшая степень окисления центрального атома):

$\text{BaSO}_4$  – сульфат бария,

$\text{Na}_2\text{SO}_3$  – сульфит натрия,

$\text{NaClO}$  – гипохлорит натрия,

$\text{KClO}_4$  – перхлорат калия;

3) если кислота имеет несколько форм, то ее соли имеют соответствующие названия:

$\text{Na}_3\text{PO}_4$  – ортофосфат натрия,

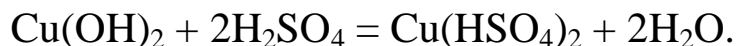
$\text{KPO}_3$  – метафосфат калия;

4) если металл имеет переменную степень окисления, ее указывают после названия металла в скобках, римскими цифрами:

$\text{FeSO}_4$  – сульфат железа (II).

**Кислые соли** – продукт неполного замещения ионов водорода кислоты на ионы металла.

Кислые соли образуют многоосновные кислоты (при избытке кислоты):



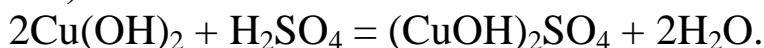
Названия кислых солей строятся аналогично названиям нормальных солей, но в названия анионов кислот добавляется приставка гидро-:

$\text{NaHS}$  – гидросульфид натрия,

$\text{NaH}_2\text{PO}_4$  – дигидроортофосфат натрия.

**Основные соли** – продукт неполного замещения гидроксид-ионов основания анионами кислот.

Основные соли образуют многокислотные основания (при избытке основания):



В названии основных солей (так же как средних и кислых) указывается сначала анион, затем катион, к названию катиона добавляется приставка гидроксо-:

$\text{ZnOHCl}$  – хлорид гидроксоцинка,

$(\text{FeOH})_2\text{SO}_4$  – сульфат гидроксожелеза (II),

$(\text{Fe}(\text{OH})_2)_3\text{PO}_4$  – ортофосфат дигидроксожелеза (III).

### *ПРИБОРЫ И РЕАКТИВЫ*

Пробирки, пипетки, стеклянные палочки, спиртовка.

Индикаторы: лакмус, фенолфталеин, метилоранж

Растворы:  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{BaCl}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{KI}$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{CuSO}_4$ .

### *ВЫПОЛНЕНИЕ РАБОТЫ*

#### **Опыт 1. Определение окраски некоторых индикаторов в различных средах**

Каждый индикатор меняет окраску раствора в определённом, характером для него интервале значений pH, который называется областью перехода индикатора.

Определите в нейтральной, кислой и щелочной средах окраску наиболее часто применяемых индикаторов: метилоранжа, лакмуса, фенолфталеина.

**Выполнение работы.** В одну пробирку внесите 10 капель 0,1 н. раствора хлороводородной кислоты; во вторую – такой же объём раствора гидроксида натрия; в третью – дистиллированной воды. Добавьте в каждую пробирку по 1–3 капле метилоранжа. Отметьте цвет индикатора в различных средах. Аналогичные опыты сделайте с другими индикаторами (лакмусом и фенолфталеином).

**Запись данных опыта.** Результаты опыта представьте в виде таблицы:

Наименование индикатора	Окраска индикатора		
	в кислой среде	в щелочной среде	в нейтральной среде
метилоранж			
лакмус			
фенолфталеин			

Для быстрого определения среды в растворах пользуются универсальной индикаторной бумагой, к которой прилагается шкала, показывающая окраску индикаторной бумаги в различных средах.

## **Опыт 2. Получение нерастворимых солей по реакциям ионного обмена между солями**

**Выполнение работы.** Сливая попарно имеющиеся в лаборатории растворы солей, а также пользуясь таблицей растворимости, получите осадки следующих солей: сульфата бария, иодида свинца, сульфида меди.

**Запись данных опыта.** Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионных формах. Отметьте цвет образующихся осадков.

## **Опыт 3. Взаимодействие солей с кислотами**

**Выполнение работы.** В пробирку налейте 2–3 мл раствора ацетата натрия, осторожно нагрейте на спиртовке и прилейте к нему такой же объём раствора серной кислоты. Вновь слегка нагрейте, понюхайте (держа пробирку от себя на расстоянии 40–50 см, мановением руки направьте выделяющиеся пары из пробирки в свою сторону).

**Запись данных опыта.** Напишите уравнение протекающей реакции. К какому из полученных веществ принадлежит запах?

## КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

1. Приведите пример амфотерного вещества и докажете это соответствующими уравнениями реакций.
2. Как кислую и основные соли превратить в средние?
3. Какие индикаторы можно использовать в реакции нейтрализации? Ответ обоснуйте.
4. Напишите эмпирические формулы следующих солей: а) метафосфата дигидроксоалюминия, б) сульфата дигидроксожелеза (III), в) хромата гидроксомагния, г) карбоната гидроксоцинка, д) нитрата дигидроксохрома (III), е) хлорида гидроксожелеза (III).
5. Напишите эмпирические формулы следующих солей: а) карбоната лития, б) сульфата магния, в) метасиликата железа (III), г) дихромата аммония, д) нитрита серебра, е) бромиды алюминия, ж) метафосфата кальция, з) ортоплюмбата меди (I), и) хромата калия, к) ортоарсенита кобальта (II).
6. Какие вещества называются простыми, по каким свойствам они подразделяются на металлы и неметаллы?
7. Среди оксидов ( $\text{CaO}$ ,  $\text{SnO}$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{SO}_3$ ) найти амфотерный и показать его амфотерность уравнениями реакций.
8. Распределите предложенные соединения ( $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ,  $\text{HAlO}_2$ ,  $\text{SbOCl}$ ,  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ ,  $\text{AlOH}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{KHSO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{S}$ ) по классам: кислоты, основания, соли. Приведите названия всех веществ.
9. Из каких кислот ( $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (разб.),  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (конц.),  $\text{HNO}_3$  (разб.),  $\text{HNO}_3$  (конц.),  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ) можно получить водород при их взаимодействии с цинком?

## Лабораторная работа № 2

### СВОЙСТВА РАСТВОРОВ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

*Цель работы:* Изучение свойств электролитов и ионных равновесий в водных растворах.

#### ОБЩИЕ ПОЛОЖЕНИЕ

При растворении в воде, как в одном из сильно полярных растворителей, вещества претерпевают значительные изменения. В ряде случаев это проявляется в электрической проводимости водных растворов, а иногда и в полном химическом превращении растворенных веществ. Электрическая проводимость является следствием

электролитической диссоциации веществ, относящихся к электролитам.

Электролитическая диссоциация – процесс распада электролитов на ионы под действием полярных молекул растворителя.

Электролитическая диссоциация в растворе протекает в результате межмолекулярного взаимодействия электролита с полярными молекулами растворителя и гидратации образовавшихся ионов.

Согласно современной классификации все электролиты делятся на большие группы: *неассоциированные* электролиты и *ассоциированные* электролиты. Неассоциированные электролиты (иногда их называют сильными) обязательно в растворах полностью диссоциированы. Степень диссоциации неассоциированных (или сильных) электролитов  $\alpha = 1$  всегда.

Ассоциированные электролиты делятся на три группы. Первая – слабые электролиты, которые существуют в растворе, как в виде простых ионов, так и в виде недиссоциированных молекул. Причиной диссоциации слабых электролитов является преобладание вклада ковалентности в связи между атомами. Вторая группа ассоциированных электролитов – ионные ассоциаты.

К ним относятся концентрированные растворы ( $> 0,1$  м) хорошо диссоциирующих электролитов, в которых возможно взаимодействие разноименных и даже одноименных ионов. Ионные ассоциаты – это образование, которые существуют благодаря электростатическому взаимодействию. Больше всего среди ионных ассоциатов ионных пар, ионных тройников (из трех ионов), ионных квадруполов (из четырех ионов).

Третья группа ассоциированных электролитов – различные комплексные частицы (как ионные, так и молекулярные комплексы), в которых имеет место донорно-акцепторная связь.

При современной классификации один и тот же электролит может относиться к разным группам в зависимости от вида растворителя, от концентрации раствора и от температуры. Поэтому тот же KCl может относиться к разным группам электролитов.

Например, KCl в водном растворе при концентрации 0,01 моляльности и 298,15 К относится к группе неассоциированных (сильных) электролитов; в водном растворе при 2 моляльной концентрации относится уже к группе ионных ассоциатов.

А в бензольном растворе, в котором диэлектрическая проницаемость невелика, KCl типичный слабый электролит.

Наличие самых разнообразных частиц в растворах существенно затрудняют классификацию электролитов. Старое «качественное» деление электролитов на сильные и слабые устарело, поскольку не дает возможности во всех случаях поставить четкую, количественную границу, привести количественную обработку данных.

К неассоциированным (сильным) электролитам относятся: соляная (HCl), серная (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>), азотная (HNO<sub>3</sub>), бромоводородная (HBr), иодоводородная (HI), хлорная (HClO<sub>4</sub>) кислоты; растворимые в воде основания, кроме гидроксида аммония.

К первой группе ассоциированных (слабых) электролитов относятся: угольная (H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>), сероводородная (H<sub>2</sub>S), циановодородная (HCN), уксусная (CH<sub>3</sub>COOH), азотистая (HNO<sub>2</sub>), сернистая (H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>) кислоты; все нерастворимые в воде основания и гидроксид аммония, соли катионов, обладающие сильным поляризующим действием на анион, например: HgCl<sub>2</sub>, Fe(SCN)<sub>3</sub>.

Слабые электролиты в процессе диссоциации подчиняются закону действующих масс. Между ионами и недиссоциированными молекулами устанавливается равновесие, которое характеризуется константой равновесия, называемой константой диссоциации K<sub>д</sub> (константой ионизации).

Неассоциированные (сильные) электролиты в растворах полностью диссоциированы. Понятие о константе диссоциации неприменимо к сильным электролитам из-за отсутствия в их растворах молекул, находящихся в равновесии с ионами.

### *ПРИБОРЫ И РЕАКТИВЫ*

Оборудование: пробирки, штатив, микрошпатель, прибор для испытания электрической проводимости, универсальная индикаторная бумага.

Растворы: хлороводородной кислоты (0,1 М и 2 н.); уксусной кислоты (0,1 М и 2 н.); серной кислоты (0,1 М и 2 н.); гидроксида натрия (0,1 М); гидроксида бария (0,02 М); фенолфталеина.

Сухие вещества: хлорид аммония, сахар, хлорид натрия, мрамор.



## **ВЫПОЛНЕНИЕ РАБОТЫ**

### **Опыт 1. Сравнение электрической проводимости раствора**

В прибор для испытания электрической проводимости растворов налейте дистиллированной воды, опустите предварительно промытые дистиллированной водой электроды, включите вилку прибора в электрическую сеть. Загорается ли лампа? Проводит ли вода электрический ток? Внесите в стакан с водой 4–5 микрошпателя измельченного сахара. Является ли проводником раствор сахара? В сухой стакан насыпьте поваренную соль так, чтобы она покрывала дно стакана. Опустите в соль электроды. Проводит ли ток сухая соль? Прилейте в стакан с солью дистиллированной воды и опустите электроды. Что наблюдается?

Исследуйте электрическую проводимость каждого из четырех 0,1М растворов:  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{HCl}$  и  $\text{NaOH}$ . После каждого испытания выключайте прибор из электрической сети и промывайте электроды дистиллированной водой. Отметьте визуально степень накала лампы. По степени накала лампы сделайте вывод: неассоциированным (сильным) или ассоциированным (слабым) электролитом является растворенное в воде вещество.

Сделайте заключение о типах химической связи в исследуемых соединениях. Запишите уравнения диссоциации электролитов.

### **Опыт 2. Влияние одноименного иона на степень диссоциации слабого электролита (смещение равновесия диссоциации)**

В пробирку налейте разбавленный раствор аммиака и добавьте 2–3 капли фенолфталеина. Под влиянием каких ионов фенолфталеин приобретает малиновую окраску? Раствор разделите на две части. Одну оставьте для сравнения, а в другую всыпьте немного твердого хлорида аммония и хорошо размешайте. Сравните окраску полученного раствора с окраской раствора в контрольной пробирке.

Напишите схему равновесия в растворе аммиака. Объясните изменение цвета раствора, исходя из принципа Ле-Шателье и константы диссоциации. Сделайте вывод о влиянии одноименного иона на степень диссоциации слабого электролита.

### **Опыт 3. Смещение ионного равновесия**

3.1. Равные объемы двух растворов одинаковой концентрации (уксусной кислоты и аммиака) слейте вместе и испытайте электрическую проводимость. Объясните разницу в степени накала лампы в этом случае и в случае прохождения тока через растворы уксусной

кислоты и аммиака, взятые отдельно (Опыт 1). Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакции.

3.2. Исследуйте отдельно электрическую проводимость 0,02 М раствора серной кислоты и 0,02 М раствора гидроксида бария. Затем исследуйте электрическую проводимость 0,02 М раствора  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  в присутствии 0,02 М раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Для этого в прибор для испытания электрической проводимости растворов поместите раствор  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  и добавьте 2–3 капли раствора фенолфталеина. Раствор  $\text{H}_2\text{SO}_4$  добавляйте по каплям из пипетки.

Наблюдайте за изменением окраски индикатора и степенью накала лампы. Какова электрическая проводимость раствора в момент исчезновения окраски индикатора (в точке эквивалентности)? Что происходит при добавлении к раствору избытка серной кислоты? Объясните наблюдаемые явления. Составьте уравнения реакции в молекулярной и ионно-молекулярной формах. Сделайте заключение о направлении смещения ионного равновесия.

#### **Опыт 4. Сравнение химической активности сильных и слабых кислот**

В одну пробирку внесите 3–4 капли 2 н. раствора уксусной кислоты, в другую столько же 2 н. раствора хлороводородной кислоты. Выберите два приблизительно одинаковых по величине кусочка мрамора, бросьте по одному в каждую пробирку. Какой газ выделяется? В какой пробирке процесс идет с большей скоростью? От концентрации каких ионов зависит скорость выделения газа? В растворе какой кислоты концентрация водородных ионов больше? Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций. Сделайте вывод об относительной химической активности сильных и слабых кислот.

#### **Опыт 5. Приближенное определение рН раствора с помощью универсальной индикаторной бумаги**

Для приближенного определения рН раствора пользуются универсальными индикаторами, представляющими собой смесь нескольких индикаторов с различными областями перехода окраски, или универсальной индикаторной бумагой. По прилагаемой к ней цветной шкале устанавливают, при каких значениях рН индикаторная бумага окрашивается в тот или иной цвет.

Стеклянной палочкой перенесите 2–3 капли исследуемых 0,1 н. растворов ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NaOH}$ ) на универ-

сальную индикаторную бумагу. Сравните окраску еще сырого пятна с цветной шкалой. Сделайте вывод о приближенном значении pH растворов сильных и слабых электролитов одинаковой концентрации.

### *КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ*

1. Проводят ли электрический ток следующие системы:  
а) сжиженный хлороводород; б) водопроводная вода; в) дождевая вода; г) расплавленный гидроксид натрия?

2. Увеличится или уменьшится концентрация ионов водорода в растворах кислот при введении в них одноименных анионов:  
а)  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ; б)  $\text{HCN}$ ; в)  $\text{HNO}_3$ ; г)  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ?

3. Могут ли концентрации ионов  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$  в водных растворах электролитов и неэлектролитов равняться нулю?

4. Присутствие каких анионов наиболее вероятно в растворе ортофосфорной кислоты и чем это объясняется?

5. Покажите, как взаимосвязаны pH, pOH, pK.

6. Вычислите концентрацию  $\text{H}^+$  и pH среды, если концентрация  $\text{OH}^-$ -ионов равна: 1)  $10^{-8}$  моль/л; 2)  $10^{-2}$  моль/л.

7. Какова концентрация (моль/л)  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$ -ионов в растворе, если его pH = 4,3?

8. Вычислите концентрацию  $\text{OH}^-$ -ионов в растворе с pH = 9,4?

9. Как изменяется сила кислот в ряду  $\text{HClO} - \text{HClO}_2 - \text{HClO}_3 - \text{HClO}_4$  и чем это объясняется? Сравните константы ионизации кислот.

10. Определите значения pH и pOH 0,023 М раствора соляной кислоты.

11. Определите значения pH и pOH 0,002 М раствора хлорноватистой кислоты.

## **Лабораторная работа № 3**

### **ИССЛЕДОВАНИЕ ПРОЦЕССА ЭЛЕКТРОЛИЗА ВОДНЫХ РАСТВОРОВ ЭЛЕКТРОЛИТОВ**

*Цель работы:* изучить особенности химических реакций под действием электрического тока.

#### *ОБЩИЕ ПОЛОЖЕНИЯ*

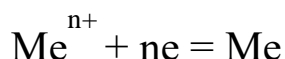
Электролизом называется совокупность окислительно-восстановительных процессов, происходящих при пропускании по-

стоянного электрического тока через раствор или расплав электролита.

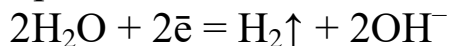
Пропускание тока через электролиты осуществляется с помощью электродов: катода, на котором происходит процесс восстановления, и анода, на котором осуществляется процесс окисления.

При электролизе растворов солей закономерности восстановления на катоде следующие.

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



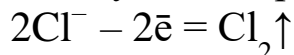
2. Катионы активных металлов, расположенных в левой части ряда напряжений (от лития до алюминия), не восстанавливаются. В этом случае на катоде происходит восстановление воды:



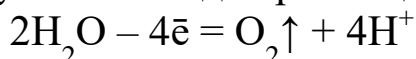
3. Катионы металлов, расположенных в средней части ряда напряжений (марганец, цинк, хром, железо и др.), восстанавливаются на катоде вместе с восстановлением воды, т. е. параллельно идут два процесса, уравнения которых приведены выше.

Закономерности окисления на аноде следующие.

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

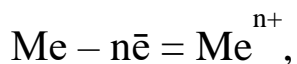


2. Сложные анионы ( $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$  и др.) и  $\text{F}^-$ -ионы не окисляются. В этом случае на аноде происходит окисление воды:

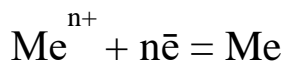


Эти закономерности относятся к электролизу с инертным (нерастворимым) электродом: платина, графит, электродная сталь.

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



а на катоде происходит восстановление этого же металла



Такой электролиз называется электролизом с активным (растворимым) анодом.

При первом приближении для решения вопроса о том, какие конкретно вещества получатся на электродах, можно пользоваться величиной стандартных электродных потенциалов (см. Приложение 1).

При определении природы продуктов электролиза необходимо различать *электролиз растворов* и *электролиз расплавов*; электролиз с *инертными электродами* и электролиз с *активным анодом*.

Количественные соотношения электролиза были установлены Фарадеем и излагаются двумя законами.

**I закон Фарадея:** масса вещества, претерпевшего превращение на электроде, пропорциональна количеству прошедшего через электролит электричества.

**II закон Фарадея:** при электролизе различных химических соединений равные количества электричества приводят к электрохимическому превращению эквивалентных количеств веществ.

Для превращения одного эквивалента вещества требуется 96500 кулон электричества (постоянная Фарадея, равная произведению постоянной Авогадро на заряд электрона).

Математически законы Фарадея отражает следующее уравнение:

$$m = \frac{M_{\text{эк}} \cdot I \cdot t}{F},$$

где  $m$  – масса превращенного вещества, г;  $M_{\text{эк}}$  – молярная масса эквивалентов вещества, г/моль;  $I$  – сила тока, А;  $t$  – время, с;  $F$  – постоянная Фарадея, равная 96500 Кл/моль.

#### **ПРИБОРЫ И РЕАКТИВЫ**

U-образный электролизер, графитовые электроды, выпрямитель, пробирки.

Растворы: сульфат натрия (0,5 М), сульфат меди (II) (0,5 М), иодид калия (0,5 М), фенолфталеин, лакмус, крахмал.

Описанные ниже опыты проводят на установке, представленной на рис. 1. Электролизер заполнен рабочим раствором соли на  $\frac{3}{4}$  объема. После каждого опыта электролизер и электроды тщательно промывают проточной водой.

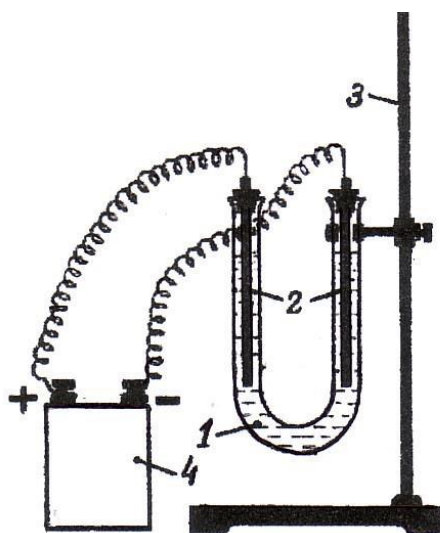


Рис. 1. Прибор для электролиза: 1 – U-образный электролизер; 2 – электроды; 3 – штатив; 4 – источник постоянного тока

## ВЫПОЛНЕНИЕ РАБОТЫ

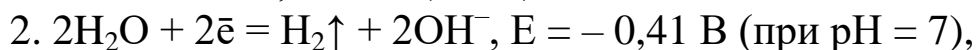
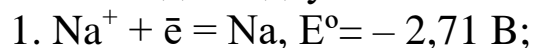
### Опыт 1. Электролиз раствора сульфата натрия

В пробирке смешайте приблизительно  $\frac{1}{2}$  объема пробирки раствора сульфата натрия с  $\frac{1}{4}$  объема пробирки раствора лакмуса и смесь перенесите в электролизер. В оба колена электролизера опустите графитовые (инертные) электроды, присоединенные к источнику тока. Пропустите через раствор постоянный электрический ток в течение нескольких минут. Обратите внимание на выделение пузырьков газа на электродах и на изменение окраски раствора.

Для того чтобы объяснить наблюдения, необходимо проанализировать возможные процессы на обоих электродах и определить какие вещества на них получились. Сульфат натрия в водном растворе диссоциирует:

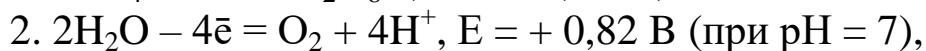


**На катоде** из двух возможных процессов восстановления:



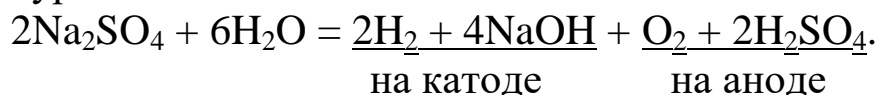
выбираем тот, которому отвечает большее значение электродного потенциала, т.е. процесс восстановления воды.

**На аноде** из двух возможных процессов окисления:



выбираем тот, которому отвечает меньшее значение электродного потенциала, т.е. процесс окисления воды.

Таким образом, *на катоде* получили водород, а в катодном пространстве гидроксид натрия; *на аноде* – кислород, а в анодном пространстве – серную кислоту. Это и объясняет наблюдения: выделение пузырьков газа с поверхности обоих электродов и изменение окраски индикатора в обоих коленах электролизера. С ионами соли превращений на электродах не произошло, соль сыграла роль электропроводника, создав электропроводность системы, в которой прошел процесс разложения воды. Суммарно электролиз отражает следующее уравнение:



### **Опыт 2. Электролиз раствора йодида калия**

В пробирку на  $\frac{3}{4}$  объема налейте раствор йодида калия (KI), добавьте 3–4 капли фенолфталеина и 5–6 капель крахмального клейстера. Приготовленную бесцветную смесь перенесите в электролизер и опустите в него графитовые электроды. В течение нескольких минут пропустите через раствор электрический ток.

Отметьте изменение цвета раствора в обоих пространствах электролизера. Объясните наблюдения: на присутствие каких частиц указывает малиновая окраска фенолфталеина и темно-синяя крахмала.

Запишите уравнения полуреакций, которые могут протекать на катоде и аноде соответственно. По величинам электродных потенциалов (см. Приложение) определите те, которые реально протекают в данном опыте. В выводе запишите суммарное уравнение электролиза, указав продукты реакции.

### **Опыт 3. Электролиз раствора сульфата меди (II)**

Налейте в электролизер раствор сульфата меди  $\text{CuSO}_4$ . Опустите черные графитовые электроды и пропустите в течение нескольких минут через раствор электрический ток. Наблюдайте, как изменяется цвет раствора, выделяется ли газ на электродах, отметьте появление на поверхности одного из электродов красного налета.

Напишите уравнения полуреакций, возможных на катоде и на аноде. Сопоставляя величины электродных потенциалов, определите реальные процессы на электродах и объясните наблюдения. Запишите суммарное уравнение электролиза сульфата меди.

#### Опыт 4. Электролиз с растворимым анодом

Воспользуйтесь системой, приготовленной в предыдущем опыте 3, но осуществите переполюсовку электродов так, чтобы катод, получивший красный налет меди в опыте 3, превратился в анод. Для этого измените присоединение электродов к полюсам источника тока. Пропустите электрический ток через раствор. Что происходит с медью на аноде? Как изменился цвет анода? Как изменился цвет черного графитового катода?

Напишите уравнения полуреакций, возможных на катоде и аноде. Учтите, что в данном опыте число конкурирующих восстановителей на аноде возрастает до трех:  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{Cu}$ . Сравните величины электродных потенциалов для каждого из них, определите реализуемый процесс и сопоставьте с наблюдениями. Сделайте вывод. С какой целью можно использовать процессы электролиза с растворимым анодом?

#### КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

1. Приведите примеры металлов, которые можно получить электролизом растворов их солей.
2. Установите последовательность восстановления металлов из расплава смеси:  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{CuCl}_2$ ,  $\text{FeCl}_2$ ,  $\text{CdCl}_2$
3. Газообразными продуктами электролиза каких солей являются только хлор и водород?
4. Электролиз раствора какой соли приводит к увеличению её концентрации в растворе:  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{NaNO}_3$ ,  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{NaCl}$ ?
5. Вычислите объем газа, выделившегося на аноде при электролизе раствора нитрата натрия за 1 час, если сила тока равна 5 А, а выход по току 90 %.
6. Пользуясь рядом напряжений металлов и значениями электродных потенциалов, покажите, какие металлы могут вытеснять водород из кислот и воды.
7. Кем были установлены количественные значения электролиза? Два закона?
8. Напишите уравнения полуреакций, которые могут протекать на графитовых электродах при электролизе водных растворов указанных ниже веществ, а также суммарное уравнение реально происходящего процесса электролиза:

Вариант	1	2	3	4	5	6	7
Вещество	$\text{NiCl}_2$	$\text{NaBr}$	$\text{KOH}$	$\text{FeSO}_4$	$\text{CaI}_2$	$\text{H}_2\text{SO}_4$	$\text{CoBr}_2$



9. Дайте определение процессу электролиза.

#### **Лабораторная работа № 4** **ОБНАРУЖЕНИЕ НЕПРЕДЕЛЬНЫХ СОЕДИНЕНИЙ** **В КЕРОСИНЕ, СКИПИДАРЕ**

*Цель работы:* изучить методы качественного определения непредельных соединений в керосине и скипидаре.

##### **ОБЩИЕ ПОЛОЖЕНИЯ**

**Керосин** горючая смесь жидких углеводородов (от  $C_8$  до  $C_{15}$ ) с температурой кипения в интервале 150–250 °С, прозрачная, бесцветная (или слегка желтоватая), слегка маслянистая на ощупь, получаемая путём прямой перегонки или ректификации нефти.

До середины XIX века для освещения сжигали всевозможные жиры или светильный газ. Однако жиры давали меньше света, больше копоти, неприятно пахли, оставляли большой нагар и засоряли лампы отложениями. Промышленная добыча китовой ворвани для осветительных целей привела к катастрофическому уменьшению поголовья китов. Светильный газ был неудобен и не получил значительного распространения. Появление керосина оценили по достоинству, и он быстро вытеснил жиры.

Сведения о дистилляции нефти начинаются с X века н.э. Однако широкого применения продукты дистилляции не находили, несмотря на сведения об использовании нефти в масляных лампах. В 1733 году врач Иоганн Лерхе, посетив бакинские нефтепромыслы, записал наблюдения о перегонке нефти.

Название «керосин» предложил канадский физик и геолог Абрахам Геснер, в 1846 году продемонстрировавший полученное нагреванием угля осветительное масло, не дававшее копоти. Метод Геснера не позволял получить дешёвый продукт, но дал толчок дальнейшим исследованиям.

В 1851 году вступила в строй первая промышленная перегонная установка в Англии.

В начале XX века керосин уступил своё лидирующее положение на мировом рынке нефтепродуктов бензину из-за распространения двигателей внутреннего сгорания и электрического освещения. Вновь значение керосина начало возрастать только с 1950-х годов ввиду развития реактивной и турбовинтовой авиации, для которой именно этот вид

нефтепродуктов (авиакеросин) оказался практически идеальным топливом.

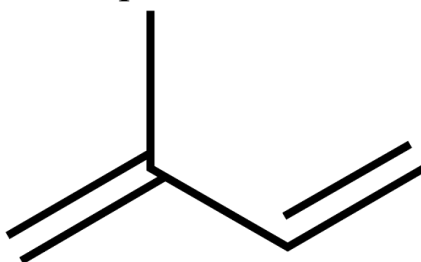
Керосин применяют как реактивное топливо в самолётах и ракетах (авиационный керосин), горючее при обжиге стеклянных и фарфоровых изделий, для бытовых нагревательных и осветительных приборов (керосин осветительный), в аппаратах для резки металлов, как растворитель (например, для нанесения пестицидов), сырьё для нефтеперерабатывающей промышленности.

**Скипидар** (масло терпентинное, терпентин) – жидкая смесь терпенов и терпеноидов, получаемых из смол хвойных деревьев (живицы).

По своей сути это разные эфирные масла, получаемые методами экстракции или дистилляции из различных частей хвойных деревьев семейства Сосновые. Название «скипидар» в настоящее время подразумевает крупнотоннажный технический продукт, из относительно неоднородного сырья; а эфирное масло – более высокотехнологичный продукт, из отборного сырья (например, эфирное масло из хвои сосны горной, эфирное масло из древесины можжевельника обыкновенного и др.).

Основные компоненты скипидара – терпены и терпеноиды – пинены (альфа и бета), дельта-3-карен, мирцен, кариофиллен и др. Состав скипидара значительно варьирует в зависимости от источника живицы: вида растения (сосна, лиственница, ель и др.), от характера сырья (живица, древесина, ветки и хвоя, пни); а также от времени заготовки и технологии переработки сырья.

**Терпены** – класс углеводов – продуктов биосинтеза общей формулы  $(C_5H_8)_n$ , с углеродным скелетом, формально являющихся производным изопрена  $CH_2=C(CH_3)-CH=CH_2$ <sup>[1]</sup>. В больших количествах терпены содержатся в хвойных растениях, во многих эфирных маслах. Терпены – основной компонент смол и бальзамов, так, скипидар (эфирное терпентинное масло) получают из живицы (бальзама *терпентина*). Название «терпены» происходит от лат. *oleum terebinthinae* – скипидар.



Широко применяется как растворитель лаков и красок, а также в медицине, ветеринарии, в химической промышленности (производство камфоры, терпингидрата и т. п.). В качестве растворителя скипидар вводят в масляные краски и лаки, используют как смывку для старой краски (в чистом виде либо в смеси с другими растворителями). В медицине используется только очищенный живичный скипидар в составе мазей, предназначенных для лечения ревматизма, при ушибах и растяжениях.

Продукты переработки нефти, имеющие в своем составе продукты термического или одноступенчатого каталитического крекинга, могут содержать значительное количество нестойких, легко окисляющихся непредельных углеводородов, способных во время транспортировки и хранения полимеризоваться и превращаться в смолы, что ухудшает их качество. Считается, что в бензинах прямой перегонки, в том числе во всех авиационных бензинах, а также в дизельном топливе, осветительных керосинах и реактивных топливах, непредельных углеводородов нет или очень мало.

Определение происходит с помощью перманганата калия по следующей реакции:



Признаком реакции является изменение фиолетовой окраски водного раствора  $KMnO_4$  на бурую с последующим выпадением бурого осадка на дно пробирки.

### *ПРИБОРЫ И РЕАКТИВЫ*

Приборы: пробирки, штативы, стеклянные палочки, перчатки медицинские.

Растворы: керосин, скипидар,  $KMnO_4$

### *ВЫПОЛНЕНИЕ РАБОТЫ*

#### **Опыт 1. Обнаружение непредельных соединений в керосине**

В пробирку налить примерно 4–5 мл керосина и около 1 мл водного раствора перманганата калия  $KMnO_4$ . Смесь хорошо взболтать в течение 10–15 секунд. Подождать 2 минуты.

Запишите уравнение реакции.

#### **Опыт 2. Обнаружение непредельных соединений в скипидаре**

В пробирку налить примерно 4–5 мл скипидара и около 1 мл водного раствора перманганата калия  $KMnO_4$ . Смесь хорошо взбол-

тать в течение 10–15 секунд. Подождать 2 минуты.

Запишите уравнение реакции.

### **КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ**

1. Укажите состав керосина и где он используется.
2. Технические характеристики авиационного керосина.
3. Из чего состоит скипидар?
4. Кто такие терпены и где применяются?
5. Как определить непредельные углеводороды в скипидаре и керосине?
6. Чем нежелательно наличие непредельных углеводородов в керосине?

## **Лабораторная работа № 5**

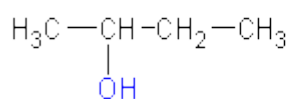
### **ОКИСЛЕНИЕ СПИРТОВ РАЗЛИЧНОГО СТРОЕНИЯ ХРОМОВОЙ СМЕСЬЮ**

*Цель работы:* изучить некоторые физические и химические свойства предельных одноатомных спиртов.

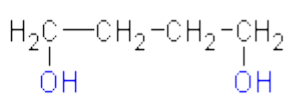
#### **ОБЩИЕ ПОЛОЖЕНИЯ**

Спиртами называют производные углеводородов, содержащие вместо одного или нескольких атомов водорода одну или несколько гидроксигрупп (-ОН). Общая формула спиртов, таким образом, R-ОН.

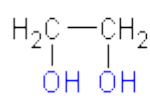
1. По числу гидроксильных групп в молекуле спирты разделяют на одноатомные, двухатомные, трехатомные и т. д. до многоатомных.



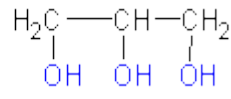
бутанол-2  
(одноатомный)



бутандиол-1,4  
(двухатомные спирты)



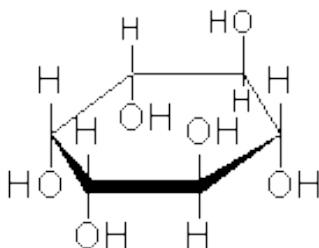
этандиол-1,2  
(спирты)



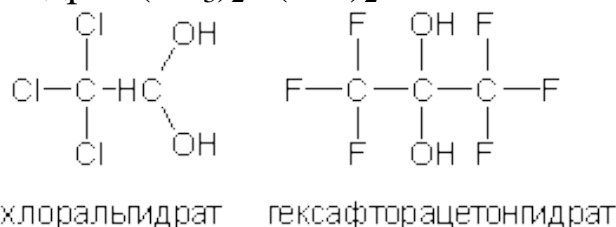
пропантриол-1,2,3  
(трехатомный)

#### **Многоатомные спирты**

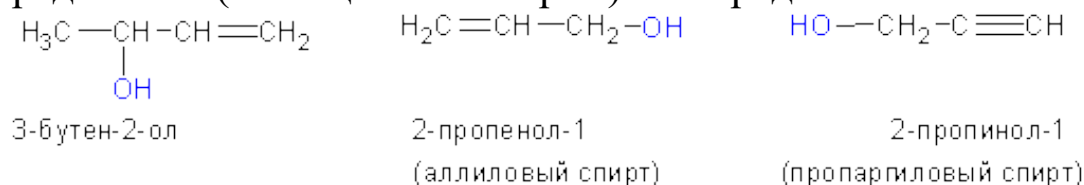
Среди многоатомных спиртов наиболее известен шестиатомный циклический спирт инозит:



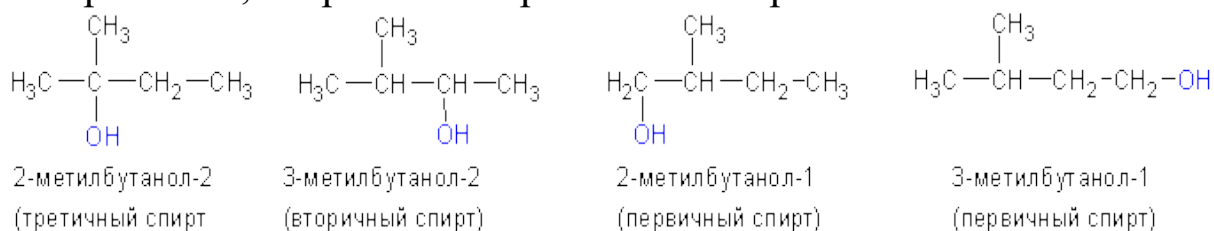
Двухатомные спирты (диолы) с гидроксильными группами у одного атома углерода (геминальные диолы). Нестабильны в индивидуальном состоянии. Обнаруживаются в незначительных количествах только в водных растворах. Наиболее устойчивы двухатомные спирты (существует исключительно в растворе) хлоральгидрат  $\text{CCl}_3\text{C}(\text{OH})_2$  и гексафторацетонгидрат  $(\text{CF}_3)_2\text{C}(\text{OH})_2$ :



2. По строению углеводородной цепи спирты разделяют на предельные (насыщенные спирты) и непредельные.



3. По положению гидроксильной группы в цепи различают первичные, вторичные и третичные спирты:



## Номенклатура IUPAC

При наименовании спиртов по номенклатуре IUPAC находят самую длинную цепь атомов углерода, содержащую гидроксильную группу, и нумеруют ее с края, к которому ближе гидроксильная группа. После перечисления заместителей добавляется название, соответствующее углеводороду главной цепи с добавлением окончания -ол и цифры, показывающей место гидроксильной группы в цепи (см. примеры выше).

**Заместительная номенклатура** используется достаточно редко. По ней спирты называют, как производные карбинола (метанола). Например, фенилкарбинол – бензиловый спирт (оксиметилбензол), этилкарбинол – пропиловый спирт (или пропанол), винилкарбино-пропен-2-ол-1, или аллиловый спирт.

**Тривиальная номенклатура**, напротив, до сих пор широко применяется. Метанол (метиловый спирт, муравьиный спирт), про-

пиловый спирт, группа амиловых спиртов ( $C_5$ ) и т. д. Не говоря уже о непредельных спиртах, которые практически только и называются тривиальными названиями – аллиловый и пропаргиловый спирты (см. выше).

## Физические свойства

Одноатомные спирты – жидкости с характерным запахом, начиная с метанола ( $C_1$ ) и до нонанола ( $C_9$ ). Высшие спирты запаха практически не имеют. Группа спиртов  $C_4$ - $C_5$  имеет характерный запах сивухи, а сами они носят неофициальное определение сивушных спиртов или масел. Двухатомные спирты с гидроксилами у разных атомов водорода обладают гораздо большей температурой кипения и вязкостью, чем одноатомные спирты. Этиленгликоль ( $T_{\text{кип}} = 197^\circ\text{C}$ ), глицерин ( $T_{\text{кип}} = 290^\circ\text{C}$ , разложением), бутандиол-1,4 ( $T_{\text{кип}} = 213^\circ\text{C}$ ). Температуры кипения многоатомных спиртов гораздо выше, чем у одноатомных (а у одноатомных спиртов температуры кипения гораздо выше, чем у соответствующих алканов) по причине образования межмолекулярных водородных связей. Шестиатомный спирт инозит – твердое кристаллическое соединение.

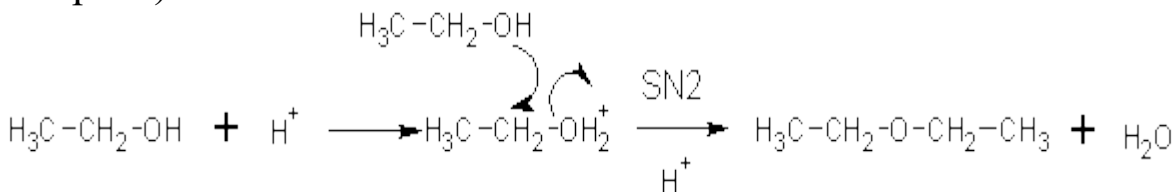
## Химические свойства спиртов

## 1. Реакции дегидратации спиртов (внутри- и межмолекулярная дегидратация)

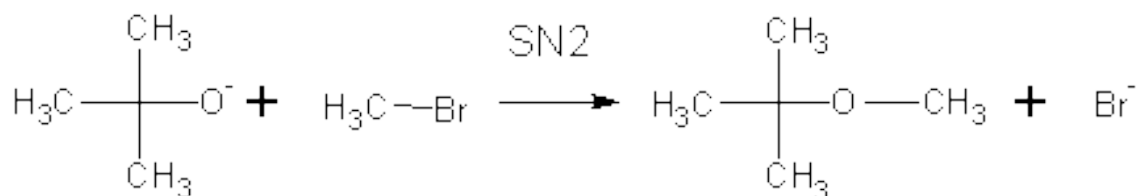
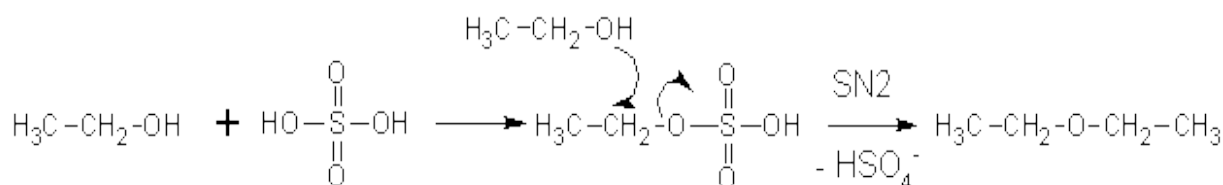
При кипячении с кислотами спирты могут образовывать алкены и простые эфиры.

Как правило, получаются смеси продуктов. Преобладание того или иного соединения связано с условиями проведения реакции. Так, при повышении температуры выход алкенов увеличивается. Выходы алкенов также возрастают при переходе первичных к третичным спиртам. Очень часто перечисленные реакции сопровождаются перестройками в углеродном скелете:

Образование простых эфиров (межмолекулярная дегидратация спиртов).



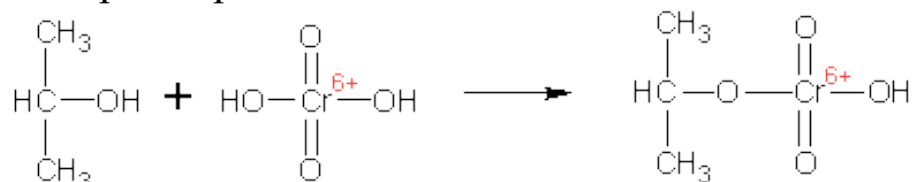
В присутствии серной кислоты:



Более предпочтительно получение простых эфиров по реакции Вильямсона – (суть – нуклеофильные замещения у атома углерода).

## 2. Окисление спиртов

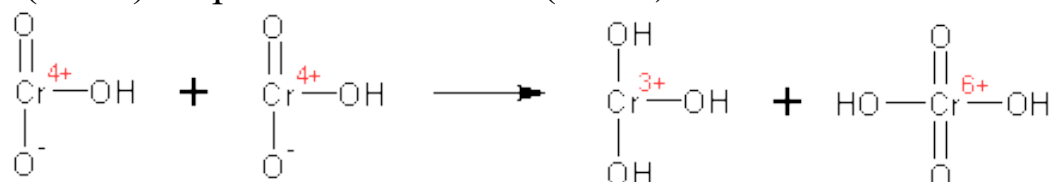
Спирты окисляются различными окислителями до альдегидов (первичные спирты) и кетонов (вторичные спирты). Механизм окисления спиртов хромовой кислотой:



Образующиеся вначале эфиры хромовой кислоты претерпевают отщепление протона от атома углерода, при котором стояла гидроксильная группа (вследствие повышения его кислотности в результате образования эфира, он отщепляется даже таким слабым основанием, как вода):



Образуется продукт окисления и хромистая кислота (Cr IV). Хромистая кислота быстро диспропорционирует до гидроокиси хрома (Cr III) и хромовой кислоты (Cr VI):



Если таким образом окисляются вторичные спирты, то образующиеся кетоны сравнительно устойчивы, однако, при окислении первичных спиртов образуются альдегиды, которые легко окисляются дальше – до карбоновых кислот (если не предпринимать меры предосторожности). Альдегиды с небольшим числом атомов угле-

рода можно выделить из реакционной смеси отгонкой в процессе получения, однако, для более тяжелых альдегидов такой способ не помогает.

Окисление спиртов реагентом Саретта (Sarett) – смесью хромового ангидрида и пиридина позволяет выделять альдегиды.

### **ПРИБОРЫ И РЕАКТИВЫ**

Спирты: этиловый, пропиловый, изопропиловый, изоамиловый; глицерин, этиленгликоль; безводный и 2 н раствор сульфата меди (II); оксид меди (II); концентрированный и 2 н раствор серной кислоты; концентрированная уксусная кислота; концентрированный раствор аммиака; 0,2 н раствор нитрата серебра; 1 % раствор перманганата калия; 0,5 н раствор бихромата калия; 2 н раствор гидроксида натрия; раствор йода в йодистом калии; 1 %-ный спиртовой раствор фенолфталеина; медная проволока; песок.

Приборы: набор пробирок, пробка с газоотводной трубкой, стаканчик (100 мл), пипетка, спиртовка.

### **ВЫПОЛНЕНИЕ РАБОТЫ**

#### **Опыт 1. Растворимость спиртов в воде и их кислотный характер**

В сухую пробирку наливают 1 мл этанола. По каплям добавляют к спирту 1 мл воды.

Раствор этанола разделяют на две пробирки и добавляют в первую – 1–2 капли раствора лакмуса, во вторую – столько же раствора фенолфталеина.

Опыт повторяют с изоамиловым спиртом.

**Запись данных опыта.** На основании проведенных наблюдений сделайте вывод о растворимости в воде предложенных спиртов. Объясните причину. Изменяется ли окраска индикаторов? Сделайте вывод о кислотном характере водного раствора этанола.

#### **Опыт 2. Обнаружение воды в спиртах и обезвоживание спиртов**

В две пробирки помещают по 0,5 г безводного сульфата меди (II) и добавляют по 1 мл этилового и изопропилового спиртов. Содержимое пробирок взбалтывают и дают отстояться.

Обезвоженные спирты используют для следующего опыта.

**Запись данных опыта.** Объясните наблюдаемые явления. Напишите соответствующее уравнение реакции. Для чего можно



использовать данную реакцию? Какие еще реагенты можно для этого применять? Как их называют? Можно ли для обезвоживания использовать концентрированную серную кислоту?

### **Опыт 3. Отношение спиртов к активным металлам**

В пробирку с 1 мл обезвоженного спирта бросают небольшой кусочек металлического натрия, очищенный и высушенный фильтровальной бумагой. *(Если разогревание приводит к вскипанию спирта, то смесь охлаждают в стакане с холодной водой)*. Пробирку закрывают пробкой со стеклянной трубкой. Выделяющийся газ поджигают. Если натрий прореагировал не полностью, то добавляют избыток спирта, доводя реакцию до конца.

После того как весь натрий прореагирует, пробирку охлаждают и добавляют 3–4 капли воды и 1 каплю фенолфталеина.

**Запись данных опыта.** Напишите уравнение реакции. Какой газ выделяется при взаимодействии натрия со спиртом? Как это доказать? Какое вещество кристаллизуется? Напишите уравнение реакции полученного продукта с водой. Что показывает индикатор? Оцените кислотность спирта.

### **Опыт 4. Окисление этилового спирта сильными окислителями**

В пробирку наливают 2–3 капли раствора серной кислоты, 0,5 мл раствора перманганата калия (или бихромата калия) и столько же этилового спирта. Содержимое пробирок осторожно нагревают в пламени спиртовки до изменения окраски.

**Запись данных опыта.** Составьте уравнение реакции. Что происходит с окраской раствора? Отметьте характерный запах образующегося вещества (какого?)

## **КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ**

1. Чем определяются свойства, характерные для спиртов? Какие это свойства?
2. Какие реакции характерны для алифатических спиртов?
3. Какие вещества образуются в результате окисления первичных, вторичных и третичных спиртов?
4. Какие качественные реакции на одноатомные и многоатомные спирты вы изучили?

5. Какие спирты более реакционноспособны: одно- или многоатомные? Как это подтвердить?
6. Можно ли обнаружить воду в спирте-ректификате?
7. Почему спирт должен быть обезвоженным и зачем необходимо, чтобы натрий прореагировал со спиртом полностью?
8. Имеет ли влияние на состав продуктов реакции соотношение этанола и серной кислоты?
9. Какого цвета становится медная проволока после ее опускания в этанол? Появляется ли запах? Какому веществу он соответствует? Свои рассуждения подтвердите уравнениями реакций.

## Лабораторная работа № 6

### ИЗУЧЕНИЕ ХИМИЧЕСКИХ СВОЙСТВ УКСУСНОЙ КИСЛОТЫ

*Цель работы:* изучить некоторые физические и химические свойства одно- и многоосновных карбоновых кислот.

#### *ОБЩИЕ ПОЛОЖЕНИЯ*

##### **Строение и классификация**

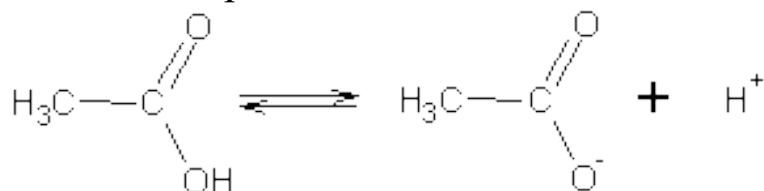
Соединения, содержащие группировку –COOH (карбоксильная группа), называют карбоновыми кислотами.

Карбоновые кислоты подразделяют:

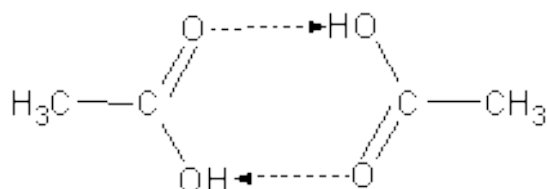
- по числу карбоксильных групп – на монокарбоновые, дикарбоновые, трикарбоновые и т. д.;
- по строению радикала – на алифатические карбоновые и ароматические (бензолкарбоновые) кислоты;

##### **Строение и свойства карбоксильной группы**

Карбоксильная группа поляризована электроноакцепторными свойствами атомов кислорода и способна к ионизации в растворах:



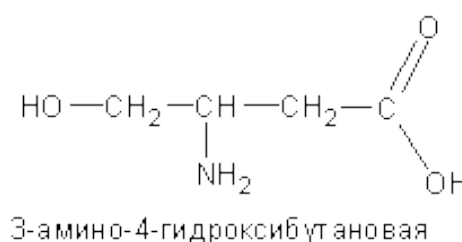
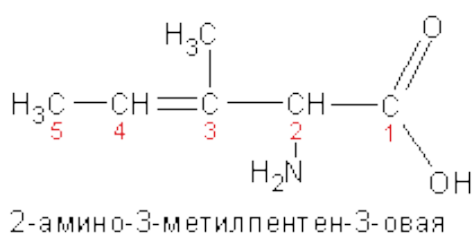
Карбоновые кислоты, начиная с метановой жидкости. Карбоновые кислоты в жидком состоянии ассоциированы за счет водородных связей, поэтому их температуры кипения выше, чем у спиртов с таким же числом атомов углерода:



Низшие карбоновые кислоты отличаются резким неприятным и раздражающим запахом, смешиваются с водой во всех соотношениях. Однако уже масляная кислота с водой смешивается не полностью, образуя на ее поверхности масло, откуда и получила свое название.

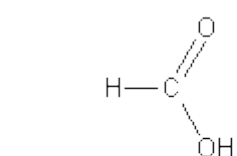
### Номенклатура IUPAC

При наименованиях карбоновых кислот выделяют самую длинную цепь углерода, включающую карбоксил. Атому углерода карбоксильной группы присваивается номер 1 и от него начинается нумерация цепи. Название формируется перечислением номеров и наименований заместителей и названия углеводорода, соответствующего общему числу атомов углерода в цепи с добавлением окончания **—овая кислота**.



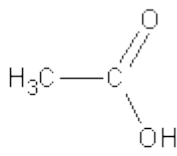
**По заместительной номенклатуре** кислоты могут называться как производные кислот с меньшим числом атомов углерода. Например, **триметилуксусная** или **триметилэтановая** (2,2-диметилпропановая) кислота.

Широко распространены также и **тривиальные**, исторически сложившиеся наименования:



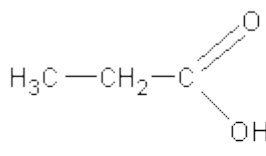
IUPAC: метановая

тривиальн. муравьиная



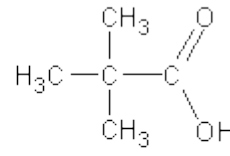
этановая

уксусная



пропановая

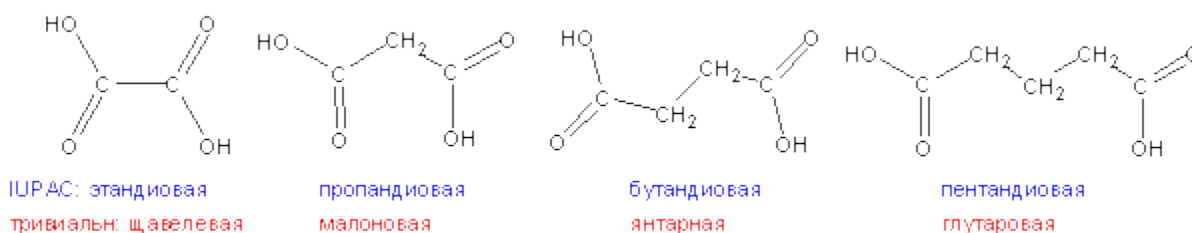
пропионовая



2,2-диметилпропановая

триметилуксусная

Гомологический ряд дикарбоновых (диовых) кислот:

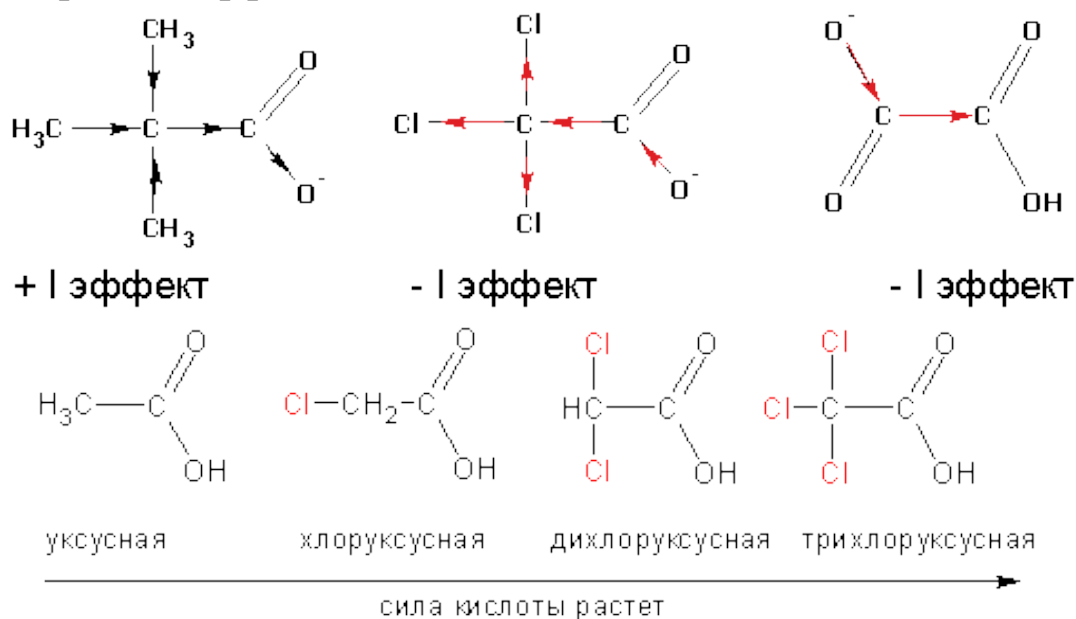


Нередко встречается способ наименования с использованием обозначения положения заместителей буквами греческого алфавита. Обратите внимание на то, что обозначение начинается с атома углерода, соседнего с карбоксильной группой:

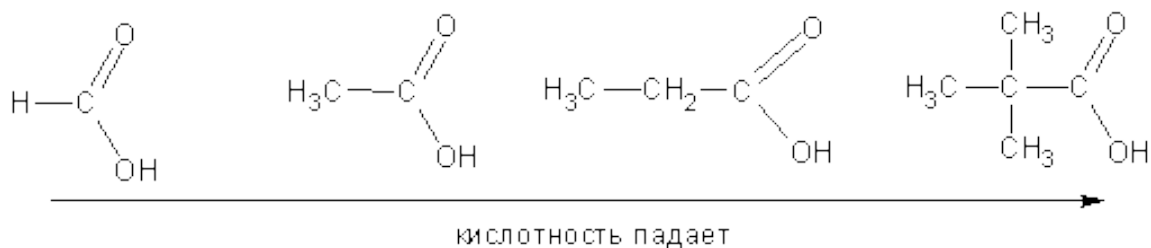


### Химические свойства карбоновых кислот

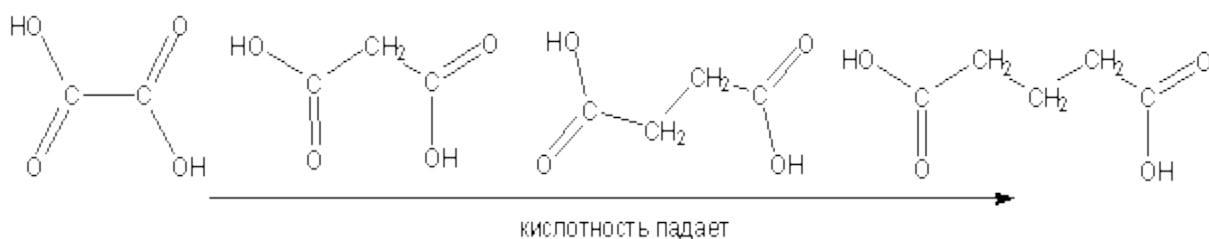
В отличие от спиртов и фенолов, карбоновые кислоты обладают заметной кислотностью, хотя и значительно уступают по силе минеральным кислотам, таким, как фосфорная или соляная. Поскольку кислотность напрямую связана с легкостью отщепления протона, сила кислоты увеличивается, если отрицательный заряд аниона лучше компенсируется отрицательными индуктивными или мезомерными эффектами:



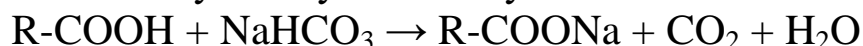
И наоборот, кислотность падает, если анион дестабилизирован электронодонорными эффектами алкильных групп:



Дикарбоновые кислоты сильнее монокарбоновых (влияние соседней карбоксильной группы с ее – I эффектом), но в ряду гомологов кислотность падает с удалением карбоксильных групп по цепи:

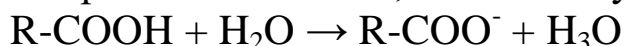


Тем не менее, сила большинства карбоновых кислот достаточно, чтобы вытеснить угольную кислоту из ее солей:



Карбоновые кислоты не реагируют с солями более сильных кислот – фосфорной, соляной, серной и т.д.

Значения рКа карбоновых кислот, соответствующие процессу:



находятся в пределах 4,7–4,9. Исключения составляют муравьиная кислота (рКа = 3,75), а также оксо-, окси-, амино- и галогензамещенные кислоты, у которых рКа заметно ниже (сила кислоты, соответственно, больше).

Кальциевые соли практически всех карбоновых кислот в воде нерастворимы, хорошо растворимы натриевые, аммониевые и калиевые соли.

### **ПРИБОРЫ И РЕАКТИВЫ**

Растворы: концентрированные и 2 н растворы соляной и серной кислот; уксусная, муравьиная, щавелевая кислоты; 2 н водный раствор гидроксида натрия; раствора хлорида железа (III); карбонат натрия; безводный ацетат натрия; растворы индикаторов: лакмус, метиловый оранжевый, фенолфталеин; магний (стружка).

Приборы: набор пробирок, пробка с газоотводной трубкой, широкая пробирка, три стаканчика (100 мл), стеклянная палочка, пробиркодержатель, спиртовка, водяная баня, кипятильники.

### **ВЫПОЛНЕНИЕ РАБОТЫ**

#### **Опыт 1. Получение уксусной кислоты и изучение ее свойств**

В пробирку помещают 1 г ацетата натрия, приливают 1 мл раствора серной кислоты и добавляют кипятильники для равномерного кипения.

Пробирку закрывают пробкой с газоотводной трубкой. Конец газоотводной трубки погружают до дна в пробирку-приемник, прикрыв ее влажным ватным диском. Смесь осторожно нагревают до ее вспенивания. В приемник постепенно собирают около 1 мл уксусной кислоты. Отделяют приемник от прибора и прекращают нагревание.

Полученную кислоту разбавляют 2 мл воды и раствор разливают поровну в три пробирки.

В первую пробирку вносят 1 каплю лакмуса и нейтрализуют кислоту раствором гидроксида натрия. Добавляют 2–3 капли раствора хлорида железа (III). Затем раствор нагревают до кипения.

Во вторую добавляют немного магниевой стружки. Выделяющийся газ осторожно поджигают горячей лучиной (*опыт проводится в защитных очках!*).

В третью помещают немного порошка карбоната натрия. К отверстию пробирки подносят горящую лучину.

**Запись данных опыта.** Напишите уравнение реакции нейтрализации. В качестве чего используется реактив хлорид железа (III)?

#### **Опыт 2. Кислотные свойства карбоновых кислот**

В три пробирки приливают по 0,5 мл водных растворов карбоновых кислот: муравьиной, уксусной, щавелевой. В первую пробирку добавляют каплю метилового оранжевого, во вторую – каплю лакмуса, в третью – каплю фенолфталеина.

В пробирку помещают несколько кристаллов бензойной кислоты и прибавляют 0,5 мл раствора гидроксида натрия. Содержимое пробирки встряхивают до растворения кристаллов. К полученному раствору добавляют по каплям раствор соляной кислоты до выпадения осадка.

**Запись данных опыта.** Как меняется окраска различных индикаторов в растворах кислот? Опишите наблюдаемые явления при взаимодействии бензойной кислоты с гидроксидом натрия и последующей обработкой соляной кислотой соответствующими уравнениями реакций. К какому типу относится данная реакция?

### *КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ*

1. Почему карбоновые кислоты обладают кислотными свойствами?
2. Сравните отношение карбоновых и неорганических кислот к активным металлам и гидроксидам металлов.
3. Сравните взаимодействие солей карбоновых и слабых неорганических кислот с сильными кислотами.
4. Как можно обнаружить функциональные производные карбоновых кислот?
5. Что означает термин гидролиз? Как этот процесс можно еще назвать?
6. Что получается при взаимодействии спирта с уксусным ангидридом? По какому признаку можно это определить? Напишите уравнение реакции.
7. Напишите уравнения синтезов эфиров. Как называется данная реакция? К какому классу органических веществ относятся продукты реакций?
8. Составьте уравнение реакций взаимодействия уксусной кислоты с: а) магнием; б) карбонатом натрия. Какие газы при этом выделяются?
9. Где реакция с карбонатом натрия может быть использована в лабораторной практике?

## **Лабораторная работа № 7**

### **ИЗУЧЕНИЕ СВОЙСТВ БЕЛКОВ**

*Цель работы:* познакомиться с основными химическими свойствами аминокислот. Изучить качественные реакции на белок.

### *ОБЩИЕ ПОЛОЖЕНИЯ*

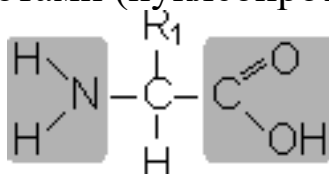
**Белки** – высокомолекулярные органические соединения, состоящие из остатков  $\alpha$ -аминокислот.

**В состав белков** входят углерод, водород, азот, кислород, сера. Часть белков образует комплексы с другими молекулами, содержащими фосфор, железо, цинк и медь.

**Белки** – непериодические полимеры, мономерами которых являются  **$\alpha$ -аминокислоты**. Обычно в качестве мономеров белков называют 20 видов  $\alpha$ -аминокислот, хотя в клетках и тканях их обнаружено свыше 170.

В зависимости от того, могут ли аминокислоты синтезироваться в организме человека и других животных, различают: **заменимые аминокислоты** – могут синтезироваться; **незаменимые аминокислоты** – не могут синтезироваться. Незаменимые аминокислоты должны поступать в организм вместе с пищей. Растения синтезируют все виды аминокислот.

В зависимости от аминокислотного состава **белки бывают полноценными** – содержат весь набор аминокислот; **неполноценными** – какие-то аминокислоты в их составе отсутствуют. Если белки состоят только из аминокислот, их называют **простыми**. Если белки содержат помимо аминокислот еще и неаминокислотный компонент (простетическую группу), их называют **сложными**. Простетическая группа может быть представлена металлами (металлопротеины), углеводами (гликопротеины), липидами (липопротеины), нуклеиновыми кислотами (нуклеопротеины).



Все **аминокислоты содержат**: 1) карбоксильную группу ( $-\text{COOH}$ ), 2) аминогруппу ( $-\text{NH}_2$ ), 3) радикал или R-группу (остальная часть молекулы). Строение радикала у разных видов аминокислот – различное. В зависимости от количества аминогрупп и карбоксильных групп, входящих в состав аминокислот, различают: **нейтральные аминокислоты**, имеющие одну карбоксильную группу и одну аминогруппу; **основные аминокислоты**, имеющие более одной аминогруппы; **кислые аминокислоты**, имеющие более одной карбоксильной группы.

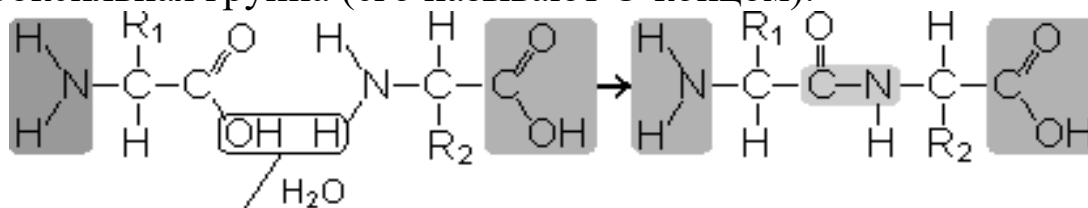
Аминокислоты являются **амфотерными соединениями**, так как в растворе они могут выступать как в роли кислот, так и оснований. В водных растворах аминокислоты существуют в разных ионных формах.

### **Пептидная связь**

**Пептиды** – органические вещества, состоящие из остатков аминокислот, соединенных пептидной связью.



Образование пептидов происходит в результате реакции конденсации аминокислот. При взаимодействии аминогруппы одной аминокислоты с карбоксильной группой другой между ними возникает ковалентная азот–углеродная связь, которую и называют **пептидной**. В зависимости от количества аминокислотных остатков, входящих в состав пептида, различают **дипептиды, трипептиды, тетрапептиды** и т. д. Образование пептидной связи может повторяться многократно. Это приводит к образованию **полипептидов**. На одном конце пептида находится свободная аминогруппа (его называют N-концом), а на другом – свободная карбоксильная группа (его называют С-концом).

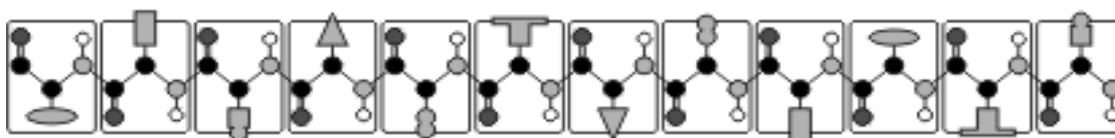


### **Пространственная организация белковых молекул**

Выполнение белками определенных специфических функций зависит от пространственной конфигурации их молекул, кроме того, клетке энергетически невыгодно держать белки в развернутой форме, в виде цепочки, поэтому полипептидные цепи подвергаются укладке, приобретая определенную трехмерную структуру, или конформацию. Выделяют 4 уровня **пространственной организации белков**.

**Первичная структура белка** – последовательность расположения аминокислотных остатков в полипептидной цепи, составляющей молекулу белка. Связь между аминокислотами – пептидная.

**Первичная структура белка**



Если молекула белка состоит всего из 10 аминокислотных остатков, то число теоретически возможных вариантов белковых молекул, отличающихся порядком чередования аминокислот, –  $10^{20}$ . Имея 20 аминокислот, можно составить из них еще большее количество разнообразных комбинаций. В организме человека

обнаружено порядка десяти тысяч различных белков, которые отличаются как друг от друга, так и от белков других организмов.

Именно первичная структура белковой молекулы определяет свойства молекул белка и ее пространственную конфигурацию. Замена всего лишь одной аминокислоты на другую в полипептидной цепочке приводит к изменению свойств и функций белка. Например, замена в  $\beta$ -субъединице гемоглобина шестой глутаминовой аминокислоты на валин приводит к тому, что молекула гемоглобина в целом не может выполнять свою основную функцию – транспорт кислорода; в таких случаях у человека развивается заболевание – серповидноклеточная анемия.

**Вторичная структура** – упорядоченное свертывание полипептидной цепи в спираль (имеет вид растянутой пружины). Витки спирали укрепляются водородными связями, возникающими между карбоксильными группами и аминогруппами. Практически все CO - и NH-группы принимают участие в образовании водородных связей. Они слабее пептидных, но, повторяясь многократно, придают данной конфигурации устойчивость и жесткость. На уровне вторичной структуры существуют белки: фиброин (шелк, паутина), кератин (волосы, ногти), коллаген (сухожилия).

**Вторичная структура** – упорядоченное свертывание полипептидной цепи в спираль (имеет вид растянутой пружины). Витки спирали укрепляются водородными связями, возникающими между карбоксильными группами и аминогруппами. Практически все CO - и NH-группы принимают участие в образовании водородных связей. Они слабее пептидных, но, повторяясь многократно, придают данной конфигурации устойчивость и жесткость. На уровне вторичной структуры существуют белки фиброин (шелк, паутина), кератин (волосы, ногти), коллаген (сухожилия).



**Третичная структура** – укладка полипептидных цепей в глобулы, возникающая в результате возникновения химических связей (водородных, ионных, дисульфидных) и установления гидрофобных взаимодействий между радикалами аминокислотных остатков. Основную роль в образовании третичной структуры играют гидрофильно-гидрофобные взаимодействия. В водных растворах гидрофобные радикалы стремятся спрятаться от воды, группируясь внутри глобулы, в то время как гидрофильные радикалы в результате гидратации (взаимодействия с диполями воды) стремятся оказаться на поверхности молекулы. У некоторых белков третичная структура стабилизируется дисульфидными ковалентными связями, возникающими между атомами серы двух остатков цистеина. На уровне третичной структуры существуют ферменты, антитела, некоторые гормоны.

**Четвертичная структура** характерна для сложных белков, молекулы которых образованы двумя и более глобулами. Субъединицы удерживаются в молекуле благодаря ионным, гидрофобным и электростатическим взаимодействиям. Иногда при образовании четвертичной структуры между субъединицами возникают дисульфидные связи. Наиболее изученным белком, имеющим четвертичную структуру, является **гемоглобин**. Он образован двумя  $\alpha$ -субъединицами (141 аминокислотный остаток) и двумя  $\beta$ -субъединицами (146 аминокислотных остатков). С каждой субъединицей связана молекула гема, содержащая железо.

Если по каким-либо причинам пространственная конформация белков отклоняется от нормальной, белок не может выполнять свои функции. Например, причиной «коровьего бешенства» (губкообразной энцефалопатии) является аномальная конформация прионов — поверхностных белков нервных клеток.

### *ПРИБОРЫ И РЕАКТИВЫ*

Растворы: 1 %-ный раствор глицина; 0,2 %-ный раствор метилового красного; оксид меди (II); 0,2 н раствор гидроксид натрия; 2 н раствор соляной кислоты; водный раствор белка; концентрированный раствор гидроксида натрия; азотная кислота ( $\rho = 1,4 \text{ г/см}^3$ ); кристаллический и 10 %-ный раствор сульфата меди (II); ацетат натрия; 1 %-ный раствор хлорида железа (III); 40 %-ный раствор

формальдегида; этанол; 10 %-ный раствор ацетата свинца; белая шерсть.

Приборы: набор пробирок, спиртовка.

### **ВЫПОЛНЕНИЕ РАБОТЫ**

#### **Опыт 1. Свертывание белков**

В четыре пробирки помещают по 0,5 мл раствора яичного белка. Содержимое первой пробирки нагревают до кипения, охлаждают и растворяют в воде.

В остальные пробирки добавляют соответственно раствор формальдегида, этанол и уксусную кислоту.

**Запись данных опыта.** Какие изменения происходят в структуре белка при нагревании? Меняется ли его первичная структура? Что наблюдаете при добавлении к белку спирта и кислоты?

#### **Опыт 2. Осаждение белка солями тяжелых металлов**

Берут две пробирки и помещают в них по 1 мл раствора яичного белка. В первую пробирку добавляют 1 каплю раствора сульфата меди (II), во вторую – 1 каплю раствора ацетата свинца.

**Запись данных опыта.** Наличие каких функциональных групп обуславливает взаимодействие белка с солями тяжелых металлов? Составьте схемы реакций, лежащих в основе процесса осаждения белка солями тяжелых металлов.

#### **Опыт 3. Биуретовая реакция на белки**

В пробирку помещают 1 мл раствора яичного белка, 1 мл раствора гидроксида натрия и 1 – 2 капли раствора сульфата меди.

**Запись данных опыта.** Напишите схему реакции биурета с гидроксидом меди (II). Наличие какого структурного фрагмента в молекуле необходимо для положительной биуретовой реакции? Можно ли считать данную реакцию качественной на белок?

#### **Опыт 4. Реакция на серу**

В пробирку помещают комочек белой шерстяной пряжи, 0,5 мл раствора гидроксида натрия, 3–4 капли раствора ацетата свинца и нагревают содержимое пробирки в пламени спиртовки.

**Запись данных опыта.** Опишите наблюдаемое явление. Напишите уравнение реакции.

### **КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ**

1. Что происходит с белком при добавлении формальдегида? Какое действие формальдегида иллюстрирует опыт? Где данная реакция находит применение в быту?

2. В чем проявляется двойственность химических функций аминокислот? Как это можно доказать?
3. Что такое денатурация белка?
4. Какие качественные реакции на белки Вы изучили? Какие структурные фрагменты белков они позволяют обнаружить?
5. Какой цвет индикатора метилового красного при добавлении его к глицину? Почему?
6. Какие белки дают качественную реакцию на серу?
7. Как называется процесс свертывания белков?
8. Почему свернувшийся белок не растворяется в воде?
9. Классификация аминокислот, входящих в состав белков.

**Лабораторная работа № 8**  
**ОБНАРУЖЕНИЕ ВИТАМИНА А, С И D**  
**В ПОДСОЛНЕЧНОМ МАСЛЕ, ЯБЛОЧНОМ СОКЕ**  
**И В КУРИНОМ ЖЕЛТКЕ, СООТВЕТСТВЕННО**

*Цель работы:* экспериментальным путем изучить качественные реакции на некоторые витамины.

**ОБЩИЕ ПОЛОЖЕНИЯ**

Витамины (лат. *vita* жизнь + амины) – низкомолекулярные органические соединения различной химической природы, абсолютно необходимые для нормальной жизнедеятельности организмов. Являются незаменимыми пищевыми веществами, т. к. за исключением никотиновой кислоты они не синтезируются организмом человека и поступают главным образом в составе продуктов питания.

В отличие от всех других жизненно важных пищевых веществ (незаменимых аминокислот, полиненасыщенных жирных кислот и т. д.), витамины не обладают пластическими свойствами и не используются организмом в качестве источника энергии. Участвуя в разнообразных химических превращениях, они оказывают регулирующее влияние на обмен веществ и тем самым обеспечивают нормальное течение практически всех биохимических и физиологических процессов в организме.

Большинство известных витаминов представлено не одним, а несколькими соединениями (витамерами), обладающими сходной биологической активностью. Для наименования групп подобных родственных соединений применяют буквенные обозначения; витаминеры принято обозначать терминами, отражающими

их химическими природу. Примером может служить витамин В6, группа которого включает три витамера: пиридоксин, пиридоксаль и пиридоксамин.

Известно 13 незаменимых пищевых веществ, которые безусловно являются витаминами. Их принято делить на *водорастворимые* и *жирорастворимые*.

Классификация, номенклатура витаминов и их специфические функции в организме человека.

Витамин	Витамеры	Активные формы витаминов	Специфические функции витаминов
<b>Водорастворимые витамины</b>			
<u>Витамин С</u>	Аскорбиновая кислота, дегидроаскорбиновая кислота	Не известны	Участвует в гидроксилировании пролина в оксипролин в процессе созревания коллагена
<u>Тиамин</u> (витамин В1)	Тиамин	Тиаминдифосфат (ТДФ, тиаминпиродифосфат, кокарбоксилаза)	В форме ТДФ является коферментом ферментов углеводно-энергетического обмена
<u>Рибофлавин</u> (витамин В2)	Рибофлавин	Флавиномононуклеотид (ФМН), флавиноаденидинуклеотид (ФАД)	В форме ФМН и ФАД образует простетические группы флавиновых оксидоредуктаз - ферментов энергетического, липидного, аминокислотного обмена
<u>Пантотеновая кислота</u> (устаревшее название – витамин В5)	Пантотеновая кислота	Кофермент А (коэнзим А; КоА)	В форме КоА участвует в процессах биосинтеза, окисления и других превращениях жирных кислот и стероидов (холестерина, стероидных гормонов), в процессах ацетилирования, синтезе ацетилхолина
<u>Витамин В6</u>	Пиридокс	Пиридокс	В форме ПАЛФ является кофермен-

	саль, пи- ридоксин, пиридок- самин	сальфос- фат (ПАЛФ)	том большого числа ферментов азоти- стого обмена (трансаминаз, декар- боксилаз аминокислот) и ферментов, участвующих в обмене серосодержа- щих аминокислот, триптофана, синте- зе гема
<u>Витамин В12</u> (кобаламины)	Цианоко- баламин, окси- кобаламин	Метилко- баламин (CH <sub>3</sub> B12), дезоксия- денозил- кобаламин (дAB12)	В форме CH <sub>3</sub> B12 участвует в синтезе метионина из гомоцистеина; в форме дAB12 участвует в расщеплении жир- ных кислот и аминокислот с разветв- ленной цепью или нечетным числом атомов углерода
<u>Ниацин</u> (вита- мин РР)	Никотино- вая кисло- та, нико- тинамид	Никотина- мидаде- ниндинук- леотид (НАД); ни- котина- мид- аденинди- нуклео- тидфосфат (НАДФ)	В форме НАД и НАДФ является пер- вичным акцептором и донором элек- тронов и протонов в окислительно- восстановительных реакциях, катали- зируемых различными дегидрогена- зами
Фолат (уста- ревшее назва- ние - витамин Вс)	Фолиевая кислота, полиглю- таматы фолиевой кислоты	Тетрагид- рофолие- вая кисло- та (ТГФК)	В форме ТГФК осуществляет перенос одноуглеродных фрагментов при био- синтезе пуриновых оснований, тими- дина, метионина
Биотин (уста- ревшее назва- ние - витамин Н)	Биотин	Остаток биотина, связанный с е- амино- группой остатка ли- зина в мо- лекуле апофер- мента	Входит в состав карбоксилаз, осу- ществляющих начальный этап био- синтеза жирных кислот
<b>Жирорастворимые витамины</b>			
<u>Витамин А</u>	Ретинол, ретиноль,	Ретиналь, ретиноил-	В форме ретиналя входит в состав зрительного пигмента родопсина,

	ретиноевая кислота, ретинола ацетат	фосфат	обеспечивающего восприятие света (превращение светового импульса в электрический). В форме ретинил-фосфата участвует как переносчик остатков сахаров в биосинтезе глико-протеидов
<u>Витамин D</u> (кальциферолы)	Эргокальциферол (D2); холекальциферол (D3)	1,25-Диоксихолекальциферол (1,25-(OH) <sub>2</sub> -D3)	Гормон, участвующий в поддержании гомеостаза кальция в организме; усиливает всасывание кальция и фосфора в кишечнике и его мобилизацию из скелета; влияет на дифференцировку клеток эпителиальной и костной ткани, кроветворной и иммунной систем
<u>Витамин E</u> (токоферолы)	α-, β-, γ-, δ-токоферолы	Наиболее активная форма α-токоферол	Выполняет роль биологического антиоксиданта, инактивирующего свободнорадикальные формы кислорода, защищает липиды биологических мембран от перекисного окисления
<u>Витамин K</u>	Филлохинон (витамин K <sub>1</sub> ); менахиноны (витамины K <sub>2</sub> ) 2-метил-1,4-нафтохинон (менадион, витамин K <sub>3</sub> )	Дигидровитамин K	Участвует в превращении протромбина в тромбин, а также в аналогичных превращениях некоторых белков, участвующих в процессе свертывания крови, и костного белка остеокальцина

Прием витаминов в дозах, существенно превышающих физиологическую потребность, может привести к нежелательным побочным эффектам, а иногда и к тяжелой интоксикации. Подобные патологические состояния называют гипервитаминозами. *Особенно опасно применение высоких доз витаминов D и A.*

Водорастворимые витамины значительно легче выводятся из организма, и лишь превышение физиологической дозы в десятки и сотни раз, особенно при парентеральном введении, может обусловить возникновение неспецифических побочных эффектов (тошноты, диареи, крапивницы), быстро исчезающих при отмене препаратов, вызвавших гипервитаминоз или при коррекции рациона.



## *ПРИБОРЫ И РЕАКТИВЫ*

Приборы: пробирки, штативы, стеклянные палочки, пипетки, спиртовка, спички.

Растворы:  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{ZnSO}_4$ ,  $\text{MnSO}_4$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{KI}$ , гранулы алюминия, цинка.

## *ВЫПОЛНЕНИЕ РАБОТЫ*

### **Опыт 1. Обнаружение витамина А в подсолнечном масле**

В пробирку налить 1 мл подсолнечного масла и добавить несколько капель 1 %-го раствора  $\text{FeCl}_3$ . Оцените качественно, каково содержание витамина.

### **Опыт 2. Обнаружение витамина С в яблочном соке**

В пробирку налить 2 мл сока и добавить воды, доведя объем до 10 мл.

Затем добавить немного крахмального клейстера. После по каплям до появления устойчивого синего окрашивания на 10–15 с добавить раствор йода. Оцените качественно, каково содержание витамина.

### **Опыт 3. Определение витамина D в курином желтке**

В пробирку налить 1 мл раствора яичного желтка и прилить 1 мл раствора брома. Оцените качественно, каково содержание витамина.

## *КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ*

1. Как называется нехватка витаминов?
2. Какие витамины относятся к жирорастворимым?
3. Приведите классификацию витаминов.
4. Чем опасна нехватка витамина С, витамина D и витамина А?
5. Как по-другому называется витамин D?
6. В каких продуктах содержится витамин А?
7. Как часто нужно употреблять витамины?
8. В каких продуктах содержится витамин D?

## Список литературы

1. Габриелян, О. С. Химия для профессий и специальностей технического профиля : учебник для студентов образовательных учреждений СПО на базе основного общего образования с получением среднего общего образования / О. С. Габриелян, И. Г. Остроумов. – Москва : Академия, 2023. – 272 с.

2. Анфиногенова, И. В. Химия : учебник и практикум для среднего профессионального образования / И. В. Анфиногенова, А. В. Бабков, В. А. Попков. – 2-е изд., испр. и доп. – Москва : Издательство Юрайт, 2024. – 291 с. – (Профессиональное образование). – ISBN 978-5-534-11719-6. – Текст : электронный // Образовательная платформа Юрайт [сайт]. – URL: <https://urait.ru/bcode/538526>.

2. Олейников, Н. Н. Химия. Алгоритмы решения задач и тесты : учебное пособие для вузов / Н. Н. Олейников, Г. П. Муравьева. – 3-е изд., испр. и доп. – Москва : Издательство Юрайт, 2024. – 249 с. – (Высшее образование). – ISBN 978-5-9916-9664-7. – Текст : электронный // Образовательная платформа Юрайт [сайт]. – URL: <https://urait.ru/bcode/537444>.

3. Зайцев, О. С. Химия. Лабораторный практикум и сборник задач : учебное пособие для вузов / О. С. Зайцев. – Москва : Издательство Юрайт, 2024. – 202 с. – (Высшее образование). – ISBN 978-5-9916-4106-7. – Текст : электронный // Образовательная платформа Юрайт [сайт]. – URL: <https://urait.ru/bcode/536523>.

4. Росин, И. В. Химия. Учебник и задачник : для среднего профессионального образования / И. В. Росин, Л. Д. Томина, С. Н. Соловьев. – Москва : Издательство Юрайт, 2024. – 420 с. – (Профессиональное образование). – ISBN 978-5-9916-6011-2. – Текст : электронный // Образовательная платформа Юрайт [сайт]. – URL: <https://urait.ru/bcode/537024>.

5. Химия : учебник для среднего профессионального образования / Ю. А. Лебедев, Г. Н. Фадеев, А. М. Голубев, В. Н. Шаповал ; под общей редакцией Г. Н. Фадеева. – 2-е изд., перераб. и доп. – Москва : Издательство Юрайт, 2024. – 431 с. – (Профессиональное образование). – ISBN 978-5-9916-7723-3. – Текст : электронный // Образовательная платформа Юрайт [сайт]. – URL: <https://urait.ru/bcode/537876>.

6. Грандберг, И. И. Органическая химия : учебник для среднего профессионального образования / И. И. Грандберг, Н. Л. Нам. – 8-е изд. – Москва : Издательство Юрайт, 2018. – 608 с. – (Профессиональное образование). – ISBN 978-5-534-08732-1. – Текст : электронный // Образовательная платформа Юрайт [сайт]. – URL: <https://urait.ru/bcode/426333>.

## Приложение

Таблица П.1

### Стандартные электродные потенциалы некоторых окислительно-восстановительных систем при 298 К

Окисленная форма	Восстанов- ленная форма	Уравнение электродного процесса	$E^\circ$ , В
1	2	3	4
$Al^{3+}$	Al (к.)	Алюминий $Al^{3+} + 3\bar{e} = Al$	-1,66
$Ba^{2+}$	Ba (к.)	Барий $Ba^{2+} + 2\bar{e} = Ba$	2,91
$Be^{2+}$	Be (к.)	Бериллий $Be^{2+} + 2\bar{e} = Be$	-1,85
$2Br^-$	$Br_2$ (ж.)	Бром $Br_2 + 2\bar{e} = 2Br^-$	+1,07
$V^{2+}$	V (к.)	Ванадий $V^{2+} + 2\bar{e} = V$	-1,18
$Bi^{3+}$	Bi (к.)	Висмут $Bi^{3+} + 3\bar{e} = Bi$	+0,22
$2H^+$	$H_2$ (г.)	Водород $2H^+ + 2\bar{e} = H_2$	0,00
$Fe^{2+}$	Fe (к.)	Железо $Fe^{2+} + 2\bar{e} = Fe$	-0,44
$Au^{3+}$	Au (к.)	Золото $Au^{3+} + 3\bar{e} = Au$	+1,50
$In^{3+}$	In (к.)	Индий $In^{3+} + 3\bar{e} = In$	-0,34
$2IO_3^-$ $I_2$ (к.)	$I_2$ (к.) $2I^-$	Йод $2IO_3^- + 12H^+ + 10\bar{e} = I_2 + 6H_2O$ $I_2 + 2\bar{e} = 2I^-$	+1,19 +0,54
$Cd^{2+}$	Cd (к.)	Кадмий $Cd^{2+} + 2\bar{e} = Cd$	-0,40
$K^+$	K (к.)	Калий $K^+ + \bar{e} = K$	-2,92

1	2	3	4
$\text{Ca}^{2+}$	Ca (к.)	Кальций $\text{Ca}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ca}$	-2,87
$\text{O}_2$ (г.) $\text{O}_2$ (г.)	$\text{H}_2\text{O}_2$ $2\text{OH}^-$	Кислород $\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{H}_2\text{O}_2$ $\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\bar{e} = 4\text{OH}^-$	+0,68 +0,40
$\text{Co}^{2+}$	Co (к.)	Кобальт $\text{Co}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Co}$	-0,29
$\text{Mg}^{2+}$	Mg (к.)	Магний $\text{Mg}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Mg}$	-2,36
$\text{Mn}^{2+}$ $\text{MnO}_4^-$	Mn (к.) $\text{MnO}_4^{2-}$	Марганец $\text{Mn}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Mn}$ $\text{MnO}_4^- + \bar{e} = \text{MnO}_4^{2-}$	-1,18 +0,56
$\text{Cu}^{2+}$	Cu (к.)	Медь $\text{Cu}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Cu}$	+0,34
$\text{Na}^+$	Na (к.)	Натрий $\text{Na}^+ + \bar{e} = \text{Na}$	-2,71
$\text{Ni}^{2+}$	Ni (к.)	Никель $\text{Ni}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ni}$	-0,25
$\text{Sn}^{2+}$ $\text{Sn}^{4+}$	Sn (к.) $\text{Sn}^{2+}$	Олово $\text{Sn}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Sn}$ $\text{Sn}^{4+} + 2\bar{e} = \text{Sn}^{2+}$	-0,14 +0,15
$\text{Pd}^{2+}$	Pd (к.)	Палладий $\text{Pb}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Pb}$	+0,90
$\text{Pt}^{2+}$	Pt (к.)	Платина $\text{Pt}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Pt}$	+1,19
$\text{Hg}_2^{2+}$	2Hg (ж.)	Ртуть $\text{Hg}_2^{2+} + 2\bar{e} = 2\text{Hg}$	+0,85
$\text{SO}_4^{2-}$ $\text{SO}_4^{2-}$ $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$	$\text{SO}_3^{2-}$ $\text{SO}_2$ $2\text{SO}_4^{2-}$	Сера $\text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{SO}_3^{2-} + 2\text{OH}^-$ $\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2\bar{e} = 2\text{SO}_4^{2-}$	-0,93 +0,17 +2,01

Продолжение таблицы П.1

1	2	3	4
$\text{Ag}^+$	$\text{Ag (к.)}$	Серебро $\text{Ag}^+ + \bar{e} = \text{Ag}$	+0,80
$\text{Pb}^{2+}$	$\text{Pb (к.)}$	Свинец $\text{Pb}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Pb}$	-0,13
$\text{Sr}^{2+}$	$\text{Sr (к.)}$	Стронций $\text{Sr}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Sr}$	-2,89
$\text{Ti}^{2+}$	$\text{Ti (к.)}$	Титан $\text{Ti}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ti}$	-1,60
$\text{H}_3\text{PO}_4$	$\text{H}_3\text{PO}_3$	Фосфор $\text{H}_3\text{PO}_4 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{H}_3\text{PO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	-0,28
$\text{Cl}_2$ (г.) $\text{HClO}$	$2\text{Cl}^-$ $\text{Cl}^-$	Хлор $\text{Cl}_2 + 2\bar{e} = 2\text{Cl}^-$ $\text{HClO} + \text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$	+1,36 +1,50
$\text{Cr}^{3+}$	$\text{Cr (к.)}$	Хром $\text{Cr}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Cr}$	-0,74
$\text{Zn}^{2+}$	$\text{Zn (к.)}$	Цинк $\text{Zn}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Zn}$	-0,76

Таблица П.2

**Растворимость солей и гидроксидов металлов  
в воде при 298 К**

Ионы	Br <sup>-</sup>	CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	CN <sup>-</sup>	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Cl <sup>-</sup>	F <sup>-</sup>	I <sup>-</sup>	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	OH <sup>-</sup>	PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	S <sup>2-</sup>	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>
Ag <sup>+</sup>	н	м	н	н	н	р	н	р	—	н	н	м
Al <sup>3+</sup>	р	+	?	—	р	м	р	р	н	н	+	р
Ba <sup>2+</sup>	р	р	р	н	р	м	р	р	р	н	р	н
Be <sup>2+</sup>	р	+	?	н*	р	р	р	р	н	н	+	р
Bi <sup>3+</sup>	+	+	—	—	+	н	н	+	н	н	н	+
Ca <sup>2+</sup>	р	р	р	н	р	н	р	р	м	н	р	м
Cd <sup>2+</sup>	р	р	м	н*	р	р	р	р	н	н	н	р
Co <sup>2+</sup>	р	р	н	н*	р	р	р	р	н	н	н	р
Cr <sup>3+</sup>	р	+	н	—	р	м	н	р	н	н	н*	р
Cs <sup>+</sup>	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
Cu <sup>2+</sup>	р	р	н	н*	р	р	—	р	н	н	н	р
Fe <sup>2+</sup>	р	р	н	н	р	м	р	р	н	н	н	н
Fe <sup>3+</sup>	р	—	н	—	р	н	—	р	н	н	+	р
Ga <sup>3+</sup>	+	—	—	—	р	н	+	р	н	н	+	р
Hg <sup>2+</sup>	м	р	р	—	р	+	н	+	—	н	н	+
In <sup>3+</sup>	р	—	н	—	р	м	р	р	н	н	н	р
K <sup>+</sup>	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
Li <sup>+</sup>	р	р	р	р	р	н	р	р	р	м	р	р
Mg <sup>2+</sup>	р	р	р	м	р	м	р	р	н	н	н	р
Mn <sup>2+</sup>	р	р	н	н	р	р	р	р	н	н	н	р
Na <sup>+</sup>	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
Ni <sup>2+</sup>	р	р	н	н*	р	р	р	р	н	н	н	р
Pb <sup>2+</sup>	м	р	н	н*	м	м	м	р	н	н	н	н
Pt <sup>2+</sup>	н	?	н	—	н	—	н	—	н	—	н	—
Rb <sup>+</sup>	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
Sn <sup>2+</sup>	+	+	—	—	+	р	м	+	н	н	+	+
Zn <sup>2+</sup>	р	р	н	н*	р	м	р	р	н	н	н	р

**Примечание**

Обозначения: р — хорошо растворимый, м — малорастворимый, н — практически нерастворимый, ∞ — неограниченно растворимый, (+) — полностью реагирует с водой, (—) — не существует, (\*) — осадок из водного раствора не образуется вследствие полного гидролиза, ? — отсутствуют данные по растворимости.

**Растворимость оксидов и гидроксидов металлов  
в растворах щелочей**

$M^{n+}$	$Me_2O_n$	$Me(OH)_n$	$M^{n+}$	$Me_2O_n$	$Me(OH)_n$
$Li^+$	р	р	$Cr^{3+}$	р	р
$K^+$	р	р	$Ga^{3+}$	р	р
$Ba^{2+}$	р	р	$Fe^{2+}$	н	н
$Ca^{2+}$	н	н	$Cd^{2+}$	н	н
$Be^{2+}$	р	р	$Co^{2+}$	н	н
$Na^+$	р	р	$Ni^{2+}$	н	н
$Mg^{2+}$	н	н	$Sn^{2+}$	р	р
$Al^{3+}$	р	р	$Pb^{2+}$	р	р
$Ti^{2+}$	р	р	$Fe^{3+}$	н	н
$Mn^{2+}$	н	н	$Bi^{3+}$	р	р
$Cr^{2+}$	н	н	$Cu^{2+}$	н	н
$Zn^{2+}$	р	р	$Au^{3+}$	р	р