

**Учреждение образования
«БЕЛОРУССКАЯ ГОСУДАРСТВЕННАЯ
СЕЛЬСКОХОЗЯЙСТВЕННАЯ АКАДЕМИЯ»**

Кафедра химии

ХИМИЯ

Лабораторный практикум

**Лабораторная работа
Получение и свойства
одноосновных карбоновых кислот**

Лабораторная работа

Получение и свойства одноосновных карбоновых кислот

Одноосновными или монокарбоновыми кислотам и называют производные углеводородов, у которых один атом водорода замещен на одну карбоксильную группу $-\text{COOH}$. В этой сложной функциональной группе соединены друг с другом две простые кислородсодержащие группировки: карбонильная $>\text{C}=\text{O}$ и гидроксильная $-\text{OH}$. Число карбоксильных групп характеризует основность кислот. В зависимости от характера углеводородного радикала различают предельные, непредельные и ароматические карбоновые кислоты. Общая формула гомологического ряда предельных одноосновных карбоновых кислот $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}-\text{COOH}$.

Для одноосновных карбоновых кислот наиболее употребительны тривиальные, исторически возникшие названия, происходящие в большинстве случаев от названий природных источников, из которых кислота была впервые получена. По рациональной номенклатуре гомологи кислот, стоящие после уксусной кислоты, рассматривают как замещенные уксусной кислоты и называют по названию входящих радикалов с прибавлением слов *уксусная кислота*. По систематической номенклатуре IUPAC названия кислот состояются из названий углеводородов с тем же общим числом атомов углерода, что и в кислоте, с прибавлением окончания *-овая кислота*. Остаток любой карбоновой кислоты, образованный отнятием гидроксильной группы карбоксила, общего строения $\text{R}-\text{COOH}$ называется кислотным, или ацильным, радикалом.

Карбоновые кислоты получают с помощью реакций окисления первичных спиртов, альдегидов, олефинов, кетонов, реакций омыления тригалогензамещенных, нитрилов, амидов, сложных эфиров, ангидридов, реакций с металлоорганическими соединениями и оксосинтеза.

Физические свойства зависят от состава и строения кислот. По мере увеличения молекулярной массы растворимость кислот в воде понижается, плотность уменьшается, температура кипения возрастает. Кислоты с нечетным числом атомов углерода плавятся при более низкой температуре, чем ближайшие кислоты с четным числом атомов углерода. В спирте и эфире все кислоты растворимы. Молекулы их ассоциированы. В водном растворе кислоты диссоциируют на ионы. Под влиянием карбонильной группы подвижность водорода в гидрок-

силе настолько увеличивается, что он способен к отщеплению в виде протона.

Химические свойства одноосновных карбоновых кислот обусловлены свойствами карбоксильной группы и связанного с ней углеводородного радикала, а также их взаимным влиянием. Все реакции, в которые вступают кислоты, можно разделить на четыре группы: реакции атома водорода в карбоксиле, реакции гидроксильной группы карбоксила, реакции связанного с карбоксилем углеводородного радикала и реакции карбоксильной группы в целом. Карбоновые насыщенные кислоты легко образуют соли, ангидриды, хлорангидриды, амиды, нитрилы, эфиры и взаимодействуют с галогенами, которые замещают атомы водорода радикала, находящиеся в α -положении. Непредельные кислоты к тому же способны к реакциям присоединения, окисления и полимеризации.

Реактивы и материалы: муравьиная, уксусная, пропионовая, олеиновая, стеариновая, щавелевая, янтарная, молочная и винная кислоты, ацетат натрия, уксусный ангидрид, этиловый спирт, анилин, растительный жир, петролейный эфир, диэтиловый эфир, бензин, хлороформ, четыреххлористый углерод, мыло, ацетат свинца.

Опыт 1. Растворимость карбоновых кислот в воде. В отдельные пробирки помещают по 0,2-0,5 г уксусной, пропионовой, масляной и стеариновой кислот. Приливают в каждую пробирку по 3-4 мл воды и взбалтывают. Если кислота нерастворима в холодной воде, то содержимое пробирки нагревают. Отмечают, какие из кислот растворяются в воде при комнатной температуре, какие – при нагревании и какие – совсем не растворяются. Охлаждают нагретые пробирки погружением в кристаллизатор с холодной водой и наблюдают выпадение осадка труднорастворимых кислот. В пробирки с труднорастворимыми кислотами прибавляют немного 10%-го раствора гидроксида натрия и взбалтывают. Наблюдают растворение осадка благодаря образованию соли: $R-COOH + NaOH \rightarrow R-COONa + H_2O$.

Опыт 2. Обнаружение карбоновых кислот с помощью индикаторов. В пробирку помещают небольшое количество одной из следующих кислот: муравьиной, уксусной, пропионовой, масляной и валериановой, добавляют 4-5 см³ воды и взбалтывают. К полученной смеси приливают несколько капель водного раствора лакмуса. Можно использовать индикаторные бумажки. Наблюдают изменение цвета лакмуса из синего в красный, что указывает на диссоциацию карбоновых кислот в водных растворах: $R-COOH \leftrightarrow R-COO^- + H^+$.

Опыт 3. Образование солей карболовых кислот. Взаимодействие кислот с металлами. В две пробирки наливают по 2-3 см³ 50%-го раствора уксусной кислоты. В одну добавляют стружки магния, в другую – кусочки цинка. Наблюдают взаимодействие уксусной кислоты с магнием и цинком. При этом выделяется водород, и образуются соли. В первом случае образуется ацетат магния: $2\text{CH}_3\text{COOH} + \text{Mg} \rightarrow (\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Mg} + \text{H}_2$.

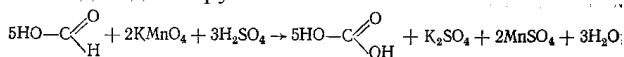
Во втором – ацетат цинка: $2\text{CH}_3\text{COOH} + \text{Zn} \rightarrow (\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Zn} + \text{H}_2$. Если с цинком реакция протекает медленно, то реакционную смесь нагревают. Аналогичные опыты проводят и с другими жидкими кислотами. К 3 см³ концентрированного раствора ацетата натрия прибавляют 1 см³ 5%-го раствора нитрата серебра. Выпадает белый осадок ацетата серебра: $\text{CH}_3\text{COONa} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{CH}_3\text{COOAg} + \text{NaNO}_3$. Во вторую пробирку к 3 мл 2%-го раствора ацетата натрия прибавляют 2-3 см³ 2%-го раствора хлорида железа (III). Образуется ацетат железа (III) красно-бурого цвета: $3\text{CH}_3\text{-COONa} + \text{FeCl}_3 \rightarrow (\text{CH}_3\text{-COO})_3\text{Fe} + 3\text{NaCl}$. Если полученный раствор ацетата железа прокипятить, то образуется основная соль, которая выпадает в виде красно-бурого осадка: $(\text{CH}_3\text{COO})_3\text{Fe} + 2\text{HON} \rightarrow (\text{CH}_3\text{COO})\text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{CH}_3\text{COOH}$.

Опыт 4. Гидролиз солей карбоновых кислот. К 3-4 см³ 2%-го ацетата натрия прибавляют 2-3 капли 1%-го водно-спиртового раствора фенолфталеина. Появляется едва заметная розовая окраска. Если нагреть содержимое пробирки, то гидролиз усиливается и раствор окрашивается в ярко-розовый цвет: $\text{CH}_3\text{COONa} + \text{HON} \leftrightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaOH}$. Для опыта можно также взять мыло, т. е. стеарат натрия $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COONa}$ или пальмитат натрия $\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COONa}$.

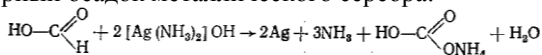
Опыт 5. Свойства муравьиной кислоты. Разложение муравьиной кислоты. В пробирку, снабженную пробкой с газоотводной трубкой, наливают 2-3 см³ муравьиной кислоты, добавляют 1-2 см³ конц. серной кислоты и нагревают на слабом огне. Муравьиная кислота при этом разлагается с выделением оксида углерода (II): $\text{HCOOH} \leftrightarrow \text{CO} + \text{H}_2\text{O}$. При поджигании оксид углерода (II) сгорает голубоватым пламенем до углекислого газа: $2\text{CO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2$. Опыт следует проводить в вытяжном шкафу.

Окисление муравьиной кислоты перманганатом калия. В пробирку, снабженную пробкой с газоотводной трубкой, наливают 1-2 см³ муравьиной кислоты, 2 см³ 10%-го раствора серной кислоты и 4-5 см³ 5%-го раствора перманганата калия. Газоотводную трубку погружают в пробирку с раствором известковой или баритовой воды. Реакционную смесь осторожно нагревают. При этом она сначала буреет, затем обесцвечивается и выделяется углекислый газ, который обнаруживается по

появлению мути при пропускании его через известковую воду. Легкая окисляемость муравьиной кислоты объясняется наличием в муравьиной кислоте альдегидной группы:



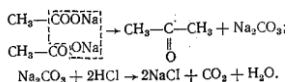
Восстановление аммиачного раствора оксида серебра. К 2-3 см³ свежеприготовленного аммиачного раствора оксида серебра прибавляют около 1 мл муравьиной кислоты. Довольно быстро, особенно при легком нагревании, если раствор имеет достаточно кислую реакцию, выпадает черный осадок металлического серебра:



Опыт 6. Свойства уксусной кислоты. Получение уксусной кислоты из ацетата натрия. В пробирку насыпают 2-3 г кристаллического ацетата натрия и прибавляют 2-3 см³ концентрированной серной кислоты. Смесь нагревают на пламени горелки. При этом выделяются пары уксусной кислоты, которая обнаруживается по изменению цвета синей лакмусовой бумажки: $2\text{CH}_3\text{COONa} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{CH}_3\text{COOH} + \text{Na}_2\text{SO}_4$.

Устойчивость уксусной кислоты к окислителям. К 1 см³ 5%-го раствора уксусной кислоты прибавляют 0,5 см³ 1%-го раствора перманганата калия и 1 см³ 10%-го раствора серной кислоты. Обесцвечивания перманганата калия не наблюдается, что указывает на устойчивость уксусной кислоты к окислителям.

Образование ацетона из ацетата натрия. В сухую пробирку помещают 2-3 г безводного ацетата натрия и нагревают в течение некоторого времени на пламени горелки. Происходит разложение ацетата натрия с образованием ацетона и карбоната натрия. К охлажденному продукту реакции прибавляют 1-2 см³ 10%-го раствора соляной кислоты. Наблюдается вскипание реакционной смеси вследствие выделения углекислого газа:

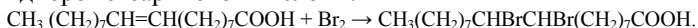


Опыт 7. Свойства высших жирных кислот. Получение свободных высших кислот. Около 1 г мыла растворяют в 8-10 см³ дистиллированной воды при нагревании. К полученному раствору прибавляют 3-4 см³ 5%-го р-ра серной кислоты. При этом выделяется осадок: $\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COONa} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COOH} + \text{NaHSO}_4$.

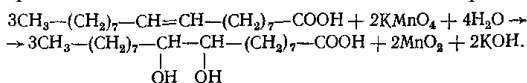
Образование нерастворимых солей высших жирных кислот. К 3 см³ 0,5%-го раствора мыла прибавляют несколько капель 10%-го раствора хлорида кальция. Наблюдают образование осадка нерастворимых кальциевых солей высших жирных кислот: $2C_{17}H_{35}COONa + CaCl_2 \rightarrow (C_{17}H_{35}COO)_2Ca + 2NaCl$. Во вторую пробирку к 3 мл 0,5%-го раствора мыла прибавляют 0,5-1 мл 5%-го раствора ацетата свинца. В этом случае образуется нерастворимая в воде свинцовая соль высших жирных кислот: $2C_{17}H_{35}COONa + (CH_3COO)_2Pb \rightarrow (C_{17}H_{35}COO)_2Pb + 2CH_3COONa$.

Гидролиз мыла. В сухую пробирку наливают около 1 мл спиртового раствора мыла и прибавляют несколько капель 1%-го раствора фенолфталеина. К полученной смеси постепенно приливают дистиллированную воду. Появляется характерная малиновая окраска: $C_{17}H_{35}COONa + HON \rightarrow C_{17}H_{35}COOH + NaOH$. Щелочная среда обусловлена реакцией гидролиза мыла в водном растворе.

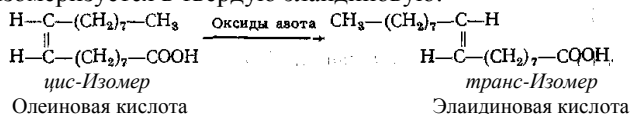
Опыт 8. Свойства непредельных карбоновых кислот. Взаимодействие олеиновой кислоты с бромом. В пробирку наливают 1-2 мл олеиновой кислоты, добавляют 4-5 мл бромной воды и сильно встряхивают. Наблюдается обесцвечивание бромной воды вследствие образования дибромстеариновой кислоты:



Окисление олеиновой кислоты перманганатом калия. В пробирку наливают 1-2 мл олеиновой кислоты, добавляют 2-3 мл 0,1%-го раствора перманганата калия, подщелоченного раствором соды, и сильно взбалтывают. Обесцвечивается раствор перманганата калия, образуется диоксистеариновая кислота и выделяется оксид марганца (IV):



Элаидиновая проба, или превращение олеиновой кислоты в элаидиновую. В пробирку наливают 2 см³ олеиновой кислоты, добавляют столько же насыщенного раствора нитрита натрия и 1 см³ 20%-го раствора серной кислоты. Смеси встряхивают. Образуются оксиды азота. Под влиянием выделяющихся оксидов азота жидкая олеиновая кислота изомеризуется в твердую элаидиновую:



ЛИТЕРАТУРА

Основная

1. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия: Учебник для вузов/ Н. С. Ахметов. – М.: Высш. шк., 2006. – 743. .
2. Барковский, Е. В. Аналитическая химия: Учеб.пособие/ Е. В. Барковский. – Мн.: Высш. шк., 2004. – 351 с.
3. Барковский, Е. В. Введение в химию биогенных элементов и химический анализ: Учеб.пос./ Е. В. Барковский, С. В. Ткачев и др. – М.: Высш. шк., 1997. –126 с.
4. Гольбрайх, З. Е. Сборник задач и упражнений по химии: Учеб. пособие/ З. Е. Гольбрайх.–М.:ООО«Издательство Астрель»,2004.–383с
5. Ким, А.М. Органическая химия: Учеб.пособие/ А. М. Ким. – 3-е изд., испр. и доп. – Новосибирск: Сиб. унив. изд-во, 2002. – 971 с.
6. Князев Д. А. Неорганическая химия: Учебник для вузов/ Д. А. Князев, С. Н. Смартыгин. – М.: Высш. шк., 1990. – 430 с.
7. Руководство к изучению курса “Общая и неорганическая химия”: Пособие для студентов нехимических специальностей / И. Е. Шиманович [и др.]; под ред. И.Е. Шимановича. – 3-е изд. – Минск: РИВШ, 2008. – 112 с.
8. Угай Я. А. Общая и неорганическая химия: Учебник для вузов/ Я. А. Угай. 4-е изд. – М.: Высш. шк., 2004. – 440 с.
9. ХИМИЯ. Неорганическая химия:Учебно-методический комплекс: О. В. Поддубная, И.В. Ковалева. –Горки: БГСХА, 2010. – 169 с.
10. Цитович, Н. К. Курс аналитической химии: Учебник для вузов/ Н. К. Цитович. – М.: Высш. шк., 1987. – 403 с.
11. Цыганов, А. Р. Сборник задач и упражнений по химии: Учеб.пособие / А. Р. Цыганов, О. В. Поддубная. – Минск: ИВЦ Минфина, 2013. – 236 с.

Дополнительная:

1. Алешин, В.А. Практикум по неорганической химии/ В.А. Алешин[и др.] –М.: Издат. Центр”академия”, 2004. – 384 с.
2. Волков А.И.Метод молекулярных орбиталей: Учеб.пособие / А.И. Волков. – Минск : Новое знание, 2006. – 133 с.
3. Введение в лабораторный практикум по неорганической химии: Учеб.пособие / В.В. Свиридов, Г.А.Попкович и др. – Мн : Высш. шк., 2003. – 96 с.
4. Дорохова, Е. Н. Аналитическая химия. Физико-химические методы анализа: Учебник для почвенно-агрохимических специальностей / Е. Н. Дорохова, Г. В. Прохорова. – М.: Высш. шк., 1991. – 354 с.
5. Жарский, И. М.Теоретические основы химии: сборник задач: Учеб.пособие. – Минск.: Аверсев, 2004. – 397 с.
6. Зайцев, О. С. Исследовательский практикум по общей химия: Учеб.пособие. / О. С. Зайцев. – М.: Изд-во МГУ, 1994. – 480 с.
7. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов: Учебник для вузов/ Ю.А. Ершов, В.А. Попков и др. 6-е изд.,стер. М.: Высш. шк., 2007. – 560с.
- 8.Практикум по общей и биоорганической химии: Учеб.пособие для студ. высш. учеб. заведений / под ред. В. А. Попкова. – 3-е изд. – М.: Изд. центр «Академия», 2008. – 240 с.
- 9.Слесарев, В. И. Химия: основы химии живого: Учебник для вузов / В. И. Слесарев. – СПб: Химиздат, 2001. – 784 с.
10. Степин, Б. Д. Неорганическая химия: Учебник для вузов/ Б. Д. Степин, А.А. Цветков. – М.: Высш. шк., 1994. – 608 с.

Составители
Поддубная Ольга Владимировна
Ковалева Ирина Владимировна
Мохова Елена Владимировна