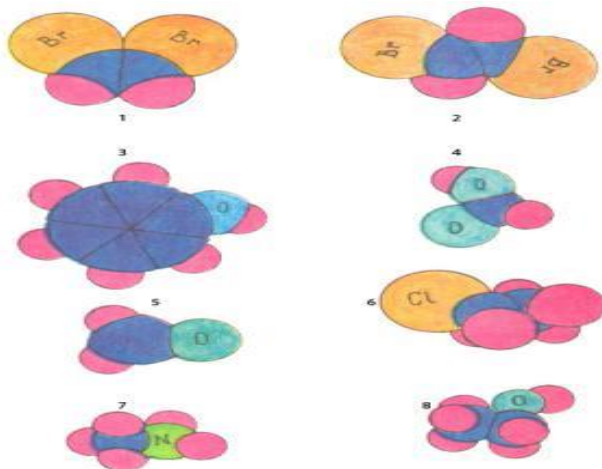
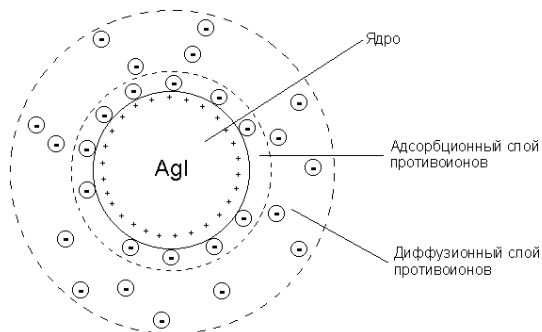


НОВОСИБИРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
АГРАРНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

И.В. Васильцова, Т.И. Бокова



**Органическая и физколлоидная
химия**



Новосибирск 2022

НОВОСИБИРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
АГРАРНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

АГРОНОМИЧЕСКИЙ ФАКУЛЬТЕТ

И.В. Васильцова, Т.И. Бокова

**Органическая и физколлоидная
ХИМИЯ**

учебно-методическое пособие по выполнению
самостоятельных и лабораторных работ

Новосибирск 2022

УДК 547+541.1+541.18 (075)
ББК 24.2+24.5+24.6

Рецензенты:

Док-р техн. наук, доцент, КемГУ Тимошук И.В.

Составители: канд. биол. наук, доц. *И.В. Васильцова*,
д-р биол. наук, проф. *Т.И. Бокова*,

Органическая и физколлоидная химия: учебно-методическое пособие по выполнению самостоятельных и лабораторных работ / Новосиб. гос. аграр. ун-т.; сост.: *И.В. Васильцова, Т.И. Бокова*. – Новосибирск, 2022. – 111 с.

Практикум «Органическая и физколлоидная химия» содержит теоретические основы органической, физической и коллоидной химии, задания для индивидуальной самостоятельной работы студентов по основным темам курса по циклу Б1.В.12.01 и Б1.О.19 и описание лабораторных работ.

Предназначен для студентов 1-го курса факультета ветеринарной медицины, обучающихся по специальности/ направлению: 36.05.01 – Ветеринария, 36.03.01 – Ветеринарно-санитарная экспертиза.

Утвержден и рекомендован к изданию методическим советом факультета ветеринарной медицины (протокол № 5_ от 04 июля 2022 г.).

© И.В. Васильцова, Т.И. Бокова, 2022
© Новосибирский государственный аграрный университет, 2022

ВВЕДЕНИЕ

Органическая химия – большой самостоятельный раздел химии, предметом которого является химия углеводов и их производных; их строение, свойства, методы получения, возможности практического использования. Органическая химия играет большую роль в жизни и практической деятельности человека, в народном хозяйстве и медицине. Почти 95% лекарственных средств имеют органическую природу.

Физическая и коллоидная химия обеспечивает преемственность и связь с неорганической, органической, аналитической химией, а также некоторыми разделами физики, то есть обеспечивает целостную систему физико-химической подготовки специалистов и необходима для дальнейшего изучения специальных дисциплин, поскольку предусматривает изучение связи между физическими процессами и химическими превращениями, протекающими в товарах, в том числе лекарственных препаратах при их производстве, транспортировке, хранении и в процессе реализации.

Физическая химия – наука, которая, основываясь на законах физики, изучает химические превращения, происходящие в сложных физико-химических системах, какими в большинстве своем являются различные препараты.

Коллоидная химия изучает дисперсные системы, способы их получения и свойства. Поскольку органы и ткани являются дисперсными системами, знание законов коллоидной химии – необходимое условие профессиональной подготовки специалиста или бакалавра.

Содержание курса и объем требований, предъявляемых при сдаче экзамена, определяет программа по дисциплине, разработанная с учетом особенностей профессиональной деятельности в соответствии с требованиями Федерального государственного образовательного стандарта.

Практикум студенты могут использовать при выполнении лабораторных работ на практических занятиях по дисциплине, при самостоятельном изучении предмета, коррекции знаний, при повторении и подготовке к экзамену.

Составители благодарят рецензентов кандидата биологических наук, доцента Ю. И. Коваль (НГАУ) за ценные замечания по усовершенствованию данного практикума. Замечания и пожелания на предмет опечаток и прочее просим направлять по адресу indikator07@mail.ru (Тема – пособие по ОргФКХ).

Раздел 1. ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Тема 1. Классификация органических соединений

В основу научной классификации и номенклатуры органических соединений положены принципы теории химического строения органических соединений А.М. Бутлерова: физические и химические свойства органических соединений определяются качественным, количественным составом, а также пространственным и электронным строением молекулы.

Все органические соединения подразделяют в зависимости от характера углеродного скелета на следующие основные ряды:

I. Ациклические – их называют также алифатическими, или соединениями жирного ряда. Эти соединения имеют открытую цепь углеродных атомов.

К ним относятся:

- предельные (насыщенные) углеводороды;
- непредельные (ненасыщенные) углеводороды.

II. Циклические – соединения с замкнутой в кольцо цепью атомов. К ним относятся:

1. Карбоциклические (изоциклические) – соединения, в кольцевую систему которых входят только углеродные атомы. К ним относятся:

а) алициклические (алифатические, циклические): предельные и непредельные углеводороды;

б) ароматические соединения.

2. Гетероциклические – соединения, в кольцевую систему которых, кроме атома углерода, входят атомы других элементов – гетероатомы (кислород, азот, сера и др.)

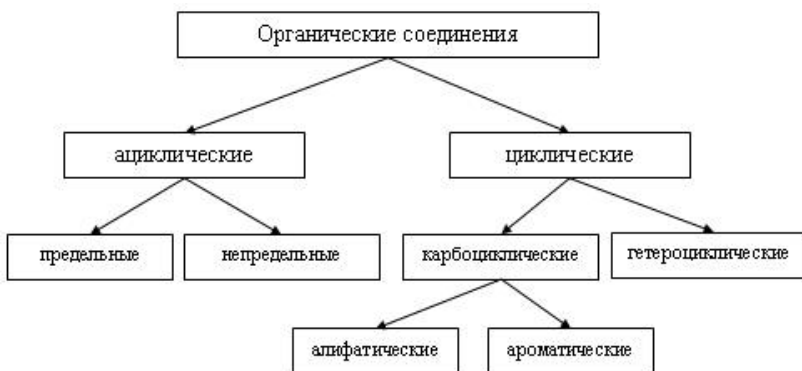


Рис. 1. Классификация органических соединений

Атом или группа атомов, обладающие реакционной способностью и определяющие свойства соединений, называется функциональной группой. В зависимости от функциональной группы органические соединения делят на классы (табл. 1).

Таблица 1. Основные классы органических соединений

Название функциональных групп	Функциональная группа	Класс соединений	Общая формула
1	2	3	4
Галоген	-F, -Cl, -Br, -I, (-Hal)	Галогенопроизводные	R-Hal
Гидроксильная	-OH	Спирты	R-OH
		фенолы	Ar-OH
Алкоксильная	-OR	Простые эфиры	R-OR
Амино	-NH ₂ , >NH, >N-	Амины	RNH ₂ , R ₂ NH, R ₃ N

Окончание табл. 1

1	2	3	4
Нитро	$-\text{NO}_2$	Нитросоединения	$\text{R}-\text{NO}_2$
Карбонильная	$>\text{C}=\text{O}$	Альдегиды	$\text{R}-\text{C}=\text{O}$ H
		Кетоны	$\text{R}-\text{C}-\text{R}$ O
Карбоксильная	$-\text{C}=\text{O}$ OH	Карбоновые кислоты	$\text{R}-\text{C}=\text{O}$ OH
Тиольная	$-\text{SH}$	Тиолы	$\text{R}-\text{SH}$
Сульфо	$-\text{SO}_3\text{H}$	Сульфокислоты	$\text{R}-\text{SO}_3\text{H}$

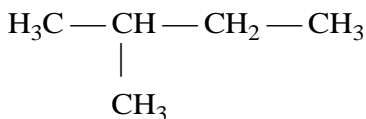
Углеводороды различных классов образуют так называемые гомологические ряды – соединения, имеющие одинаковый качественный состав, сходное строение, но различающиеся на одну или несколько групп CH_2 , которая называется гомологической разностью. Состав любого члена гомологического ряда выражается общей для данного ряда эмпирической формулой. Например, состав ациклических предельных углеводородов представлен формулой $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$, непредельных с одной двойной связью ($=$) C_nH_{2n} , с одной тройной или с двумя двойными связями $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$ и т.д.

Тема 2. Номенклатура и изомерия органических соединений

В настоящее время для наименования органических соединений применяют три типа номенклатуры: тривиальная, рациональная и систематическая – номенклатура IUPAC (ИЮПАК) – International Union of Pure and Applied Chemistry (Международного союза теоретической и прикладной химии).

Тривиальная (историческая) – первая номенклатура, возникшая в начале развития органической химии, когда не существовало классификации и теории строения органических соединений. Органическим соединениям давали случайные названия по источнику получения (щавелевая кислота, яблочная кислота, ванилин), цвету или запаху (ароматические соединения), реже – по химическим свойствам (парафины). Многие такие названия часто применяются до сих пор. Например: мочеви́на, толуо́л, ксило́л, инди́го, уксу́сная кислота, ма́сляная кислота, ва́лериановая кислота, глико́ль, ала́нин и многие другие.

Рациональная – по этой номенклатуре за основу наименования органического соединения обычно принимают название наиболее простого (чаще всего первого) члена данного гомологического ряда. Все остальные соединения рассматриваются как производные этого соединения, образованные замещением в нем атомов водорода углеводородными или иными радикалами. Например:



диметилэтилметан



метиламин

Такая номенклатура применяется только в тех случаях, когда она дает особенно наглядное представление о соединении.

Систематическая – номенклатура ИУРАС – международная единая химическая номенклатура. Систематическая номенклатура основывается на современной теории строения и классификации органических соединений.

Названия первых четырех предельных углеводородов тривиальные (исторические названия) – метан, этан, пропан, бутан. Начиная с пятого названия образованы греческими числительными, соответствующими количеству атомов углерода в молекуле, с добавлением суффикса *-ан*,

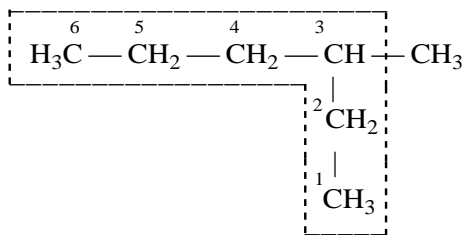
за исключением числа «девять», когда корнем служит латинское числительное «нона».

Одновалентные радикалы, образованные из насыщенных неразветвленных предельных углеводородов отнятием водорода от конечного углеродного атома, называют, заменяя суффикс *-ан* в названии углеводорода суффиксом *-ил* (прил. 1).

Основные правила номенклатура ИЮПАК:

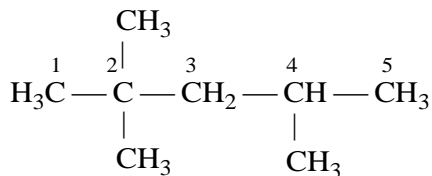
1. Выбирают главную углеродную цепь. Во-первых, она должна быть самой длинной, во-вторых, если имеются две или более одинаковые по длине цепи, то из них выбирают наиболее разветвленную. Не вошедшие в нумерацию радикалы называют заместителями.

2. Нумеруют выбранную цепь арабскими цифрами, начиная с того конца, к которому ближе находится заместитель или функциональная группа.



3-метилгексан

3. Если в углеводородной цепи несколько одинаковых заместителей, то перед их названием ставят приставки *ди*, *три*, *тетра*, *пента*, *гекса* и т.д., обозначающие число присутствующих групп.



2, 2, 4 – триметилпентан

Таблица 2. Классы углеводородов

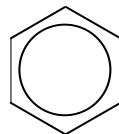
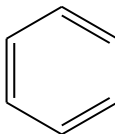
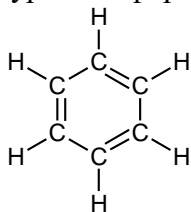
Класс соединений	Общий вид	Гибридизация	Общая формула гомологического ряда	Суффикс
Алканы	$\begin{array}{c} \\ -C- \\ \end{array}$	sp^3	C_nH_{2n+2}	-ан
Алкены	$\begin{array}{c} -C=C- \\ \quad \end{array}$	sp^2	C_nH_{2n}	-ен
Алкины	$-C \equiv C -$	sp	C_nH_{2n-2}	-ин
Диены	$\begin{array}{c} -C = C - C = C - \\ \quad \quad \quad \end{array}$	sp^2	C_nH_{2n-2}	-диен

Таблица 3. Классы органических соединений и названия характеристических групп

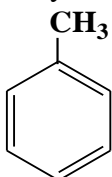
Класс органического соединения	Общая формула	Префикс (приставка)	Суффикс
Галогенпроизводные	$R-Hal$	Фтор-, хлор-, бром-, иод-	
Нитросоединения	$R-NO_2$	Нитро-	
Спирты	$R-OH$	Окси-	ол
Альдегиды	$R-CH=O$	Оксо-	аль
Кетоны	$\begin{array}{c} R-C-R \\ \\ O \end{array}$	Оксо-	он
Карбоновые кислоты	$\begin{array}{c} R-C=O \\ \backslash \\ OH \end{array}$		карбоновая кислота
Амины	$R-NH_2$	Амино-	

Номенклатура ароматических углеводородов.

Общая формула гомологического ряда ароматических углеводородов C_nH_{2n-2} . Простейший ароматический углеводород C_6H_6 имеет тривиальное название бензол. Для изображения молекулы бензола пользуются следующими структурными формулами:



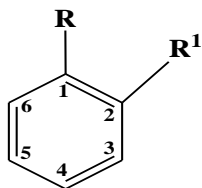
Ближайшим гомологом бензола является метилбензол. Чаще употребляют его тривиальное название – толуол:



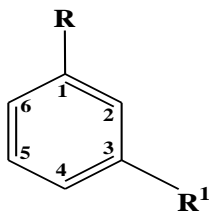
метилбензол, толуол

Начиная с аренов с восемью атомами углерода появляется возможность изомерии, связанной с составом и взаимным расположением углеводородных радикалов. Если с бензольным кольцом связаны два заместителя, то они могут находиться в трех различных положениях относительно друг друга:

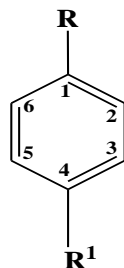
- рядом (такое положение обозначают приставкой *орто*-);
- через один атом углерода (*мета*-);
- напротив друг друга (*пара*-).



орто – (о)
или 1, 2 –

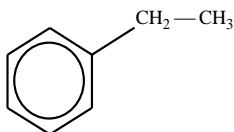


мета – (м)
или 1, 3 –

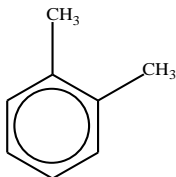


пара – (п)
или 1, 4 –

Диметилбензол, структурные формулы изомеров которого приведены ниже, имеет тривиальное название ксилол. Таким образом, молекулярной формуле C_8H_{10} отвечают четыре ароматических углеводорода:

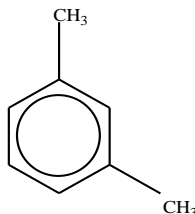


этилбензол



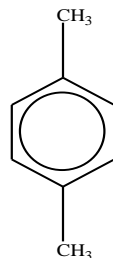
1,2- диметил-
бензол;
орто-
диметилбензол;

орто-ксилол



1,3- диметил-
бензол;
мета-
диметилбензол;

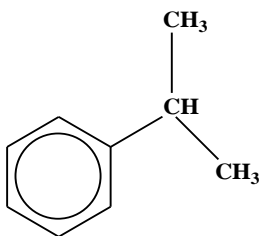
мета-ксилол



1,4- диметил-
бензол;
пара-
диметилбензол;

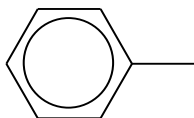
пара-ксилол

Многие гомологи бензола имеют не только систематические (когда их рассматривают как производные бензола), но и тривиальные названия, например:

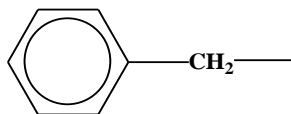


изопропилбензол, кумол

Следует запомнить названия радикалов, образованных ароматическими углеводородами:

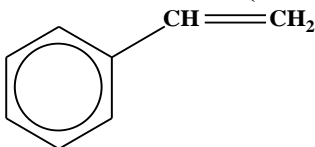


фенил

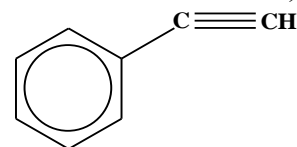


бензил

Существуют и производные бензола с ненасыщенными боковыми цепями (они не являются его гомологами):



винилбензол,
стирол



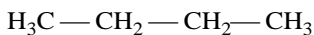
этинилбензол
фенилацетилен

Изомеры – вещества, имеющие одинаковую молекулярную формулу, но различное химическое строение, поэтому обладающие разными свойствами.

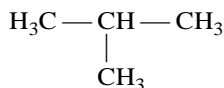
1. Структурные изомеры – изомеры с разным порядком соединения атомов.

Можно выделить три группы структурных изомеров:

1.1. Изомерия углеродного скелета: вещества, отличающиеся порядком соединения атомов углерода:

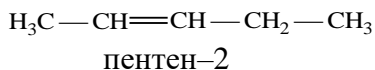
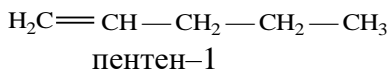


бутан

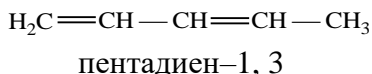
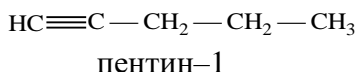


метилпропан

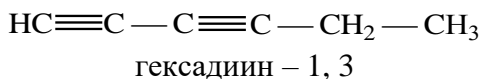
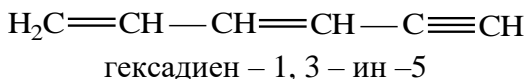
1.2. Изомерия положения кратной связи или функциональной группы: углеродный скелет остается прежним, но отдельные группы занимают различное положение:



1.3. Межклассовая изомерия: вещества с одинаковой молекулярной формулой, но различным строением молекулы, относящиеся к разным классам органических соединений:



Межклассовая изомерия характерна для ароматических изомеров. Так, бензолу C_6H_6 , изомерны непредельные нециклические углеводороды, содержащие две тройных или две двойные и одну тройную связи в молекуле, например:



2. Пространственные изомеры – вещества с одинаковым порядком соединения атомов в молекуле, но различным взаимным расположением их в пространстве.

2.1. Геометрическая или *цис-транс*-изомерия: вещества отличаются различным положением одинаковых групп относительно плоскости, проходящей через кратную связь. Цис-изомеры: одинаковые группы расположены по одну сторону от двойной связи; транс-изомеры – группы расположены по разные стороны от двойной связи. Цис-транс-изомеры обладают различными химическими и физическими свойствами.

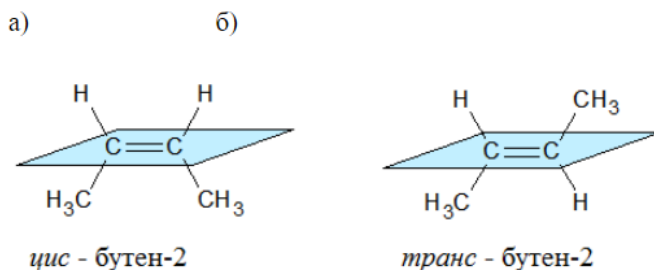
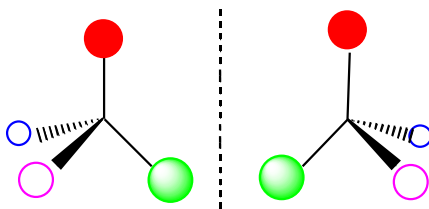
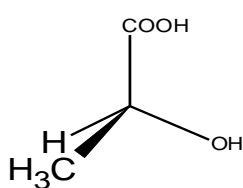


Рис.2. Строение цис-, трансбутена-2

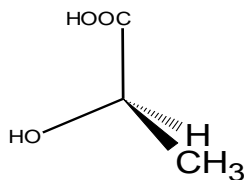
2.2. Оптические изомеры – это пространственные изомеры, имеющие одинаковый количественный и качественный состав, одинаковое строение, одинаковые физические и химические свойства, но отличающиеся способностью вращать плоскополяризованный свет в противоположных направлениях. Оптические изомеры – молекулы, в которых имеется хотя бы один асимметрический центр – атом углерода, связанный с четырьмя различными заместителями. Асимметричность (хиральность – от слова «хи-ро» – рука) – свойство объекта быть несовместимым со своим изображением в пространстве. Соединения, которые содержат асимметрический углеродный атом, называются зеркальными изомерами (синонимы: антиподы, энантиомеры).



Рассмотрим строение молочной кислоты. В этой молекуле присутствует асимметрический один атом углерода. Следовательно, эта молекула может существовать в виде двух изомеров, представленных на рисунке.

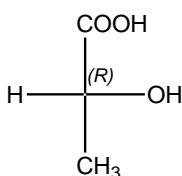


D-молочная кислота

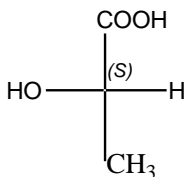


L-молочная кислота

На плоскости зеркальные изомеры удобно изображать в виде проекционных формул Фишера.



D -молочная кислота



L - молочная кислота

Многие биологически важные вещества содержат в молекуле несколько асимметрических атомов. Количество стереоизомеров подсчитывают по формуле $N=2^n$, где n - количество асимметрических атомов углерода. Каждая пара энантиомеров образует рацемат.

Задачи для самостоятельной работы

1. Написать структурные формулы следующих соединений:

1.1. а) 5-метил-3,4-диэтилоктан; б) 3-метил-4-пропилнонан; в) 2,2,4-триметилпентан (изооктан); г) 3,4-диметил-4-этилгептан; д) 2,4,6-триметил-3,5-диэтилгептан.

1.2. а) 1,3-диметилциклобутан; б) 1,1-диэтилциклопропан; в) изопропилциклопентан; г) 3-третбутил-3-этилциклогексан.

1.3. а) 2,3-диметилпентен-2; б) 2,3-диметилбутадиен-1,3; в) 2,5-диметил-гексин-3; г) 3-метил-4-хлор-пентин-1; д) 5-хлор-2-этилпентен-1-ин-3; е) 3-вторбутилоктадиен-1,5-ин-7.

1.4. а) изопропилбензол; б) о-бромтолуол; в) оксилон; г) п-метилстирол.

1.5. а) 2-метилпентанол-3; б) 2-метилпентен-3-ол-2; в) 1,4-дихлорбутандиол-1,4; г) 2,3-диметилбутантриол-1,2,3.

1.6. а) п-этилтолуол; в) о-, п-динитрокумол; г) 2-изопропил-5-метилэтилбензол.

1.7. а) 2,2-диметилбутаналь; б) 1,3-дифенилпропанон-2; в) пентандион-2,4; г) 4-метилпентен-3он-2; д) бутен-2-аль.

1.8. а) 2,4-диметилгептановая кислота; б) 2,3,3-трихлорбутановая кислота; в) 2,4-дибром-3-метилпентандиовая кислота;

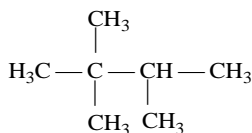
1.9. а) 2-аминопропановая кислота; б) 2-аминобензойная кислота; в) 3-фенил-3-аминопропановая кислота.

1.10. а) 2-нитробутан; б) нитроциклогексан; в) 2,4-диметил-5-нитрогексан; г) бутилметиламин; д) 2,4,6-тринитротолуол.

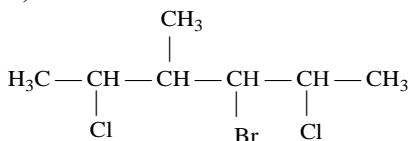
2. Дать название каждому из этих веществ в соответствии с правилами номенклатуры ИЮПАК. Приведите также тривиальные названия тех веществ, для которых такие названия употребляются:

2.1.

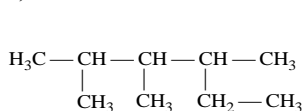
а)



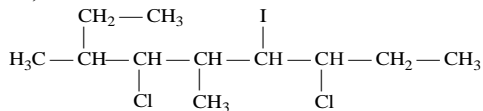
б)



в)

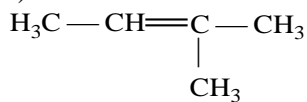


г)

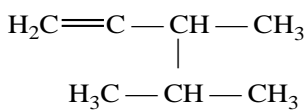


2.2.

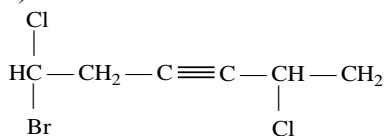
a)



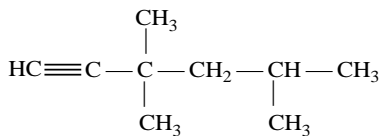
б)



в)

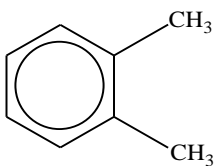


г)

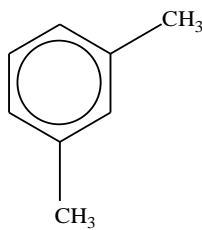


2.3.

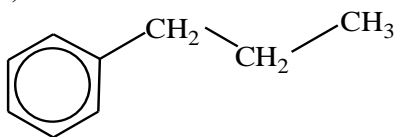
a)



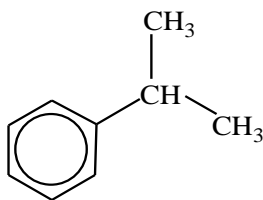
г)



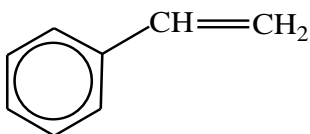
б)



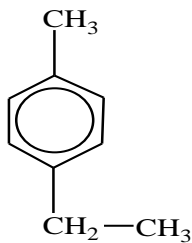
д)



в)

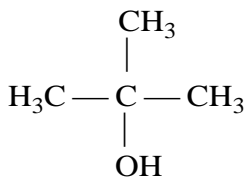


е)

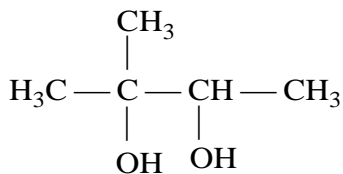


2.4.

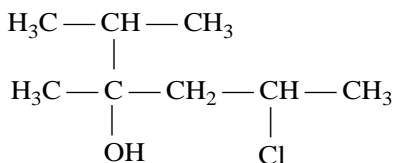
a)



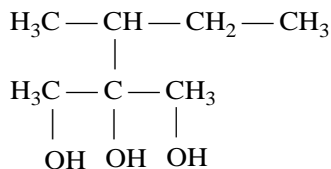
б)



в)

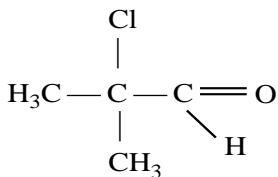


г)

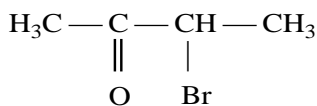


2.5.

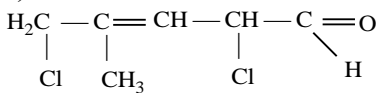
a)



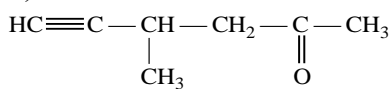
б)



в)

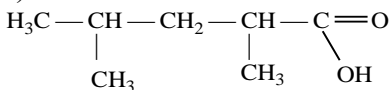


г)

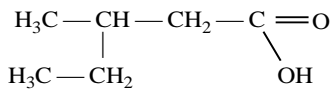


2.6.

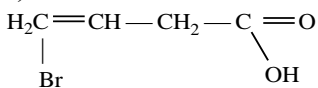
a)



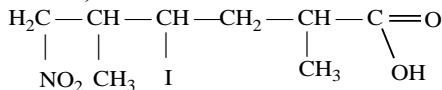
б)



в)



г)



3. Написать структурные формулы изомерных спиртов, отвечающих формуле $C_4H_{10}O$. Дать название по систематической номенклатуре/

4. Написать структурные формулы всех изомеров, отвечающих формуле C_5H_8 . Дать название по международной номенклатуре.

5. Написать структурные формулы любых пяти ароматических веществ состава C_9H_{12} . Дать названия этим соединениям.

6. Написать структурные формулы изомеров для пентена-1.

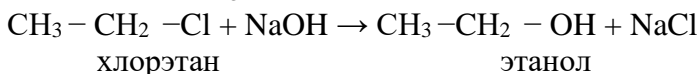
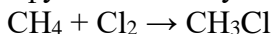
7. Написать структурные формулы изомеров для бутаналя.

8. Написать структурные формулы изомеров для пентанола-2.

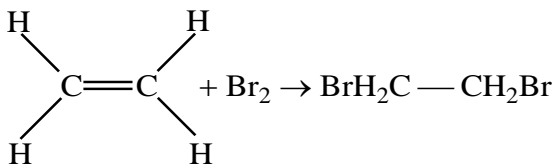
Тема 3. Типы и механизмы органических реакций.

Многообразие органических реакций сводится к пяти типам: замещения, присоединения, отщепления, перегруппировки и окислительно-восстановительные.

1. В реакциях замещения водород или функциональная группа замещаются на неводородный атом или другую функциональную группу:



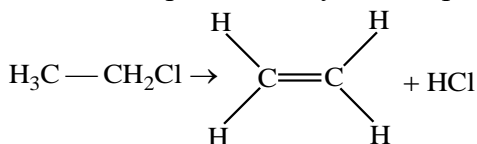
2. Реакции присоединения сопровождаются разрывом кратных связей:



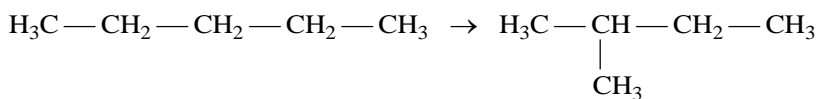
этен

1,2-дибромэтан

3. Реакции отщепления (элиминирования) приводят к образованию непредельных углеводородов:



4. Реакции перегруппировки (изомеризации) приводят к образованию изомеров:



пентан

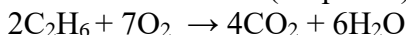
2-метилбутан

5. Реакции окисления и восстановления протекают с изменением степени окисления углеродного атома:



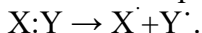
этанол этаналь уксусная кислота

Полное окисление (сгорание):

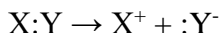


Чаще всего органические реакции классифицируют по типу разрыва химических связей в реагирующих частицах. Из их числа можно выделить две большие группы реакций – радикальные и ионные.

Радикальные реакции – это процессы, идущие с гомолитическим разрывом ковалентной связи. При гомолитическом разрыве пара электронов, образующая связь, делится таким образом, что каждая из образующихся частиц получает по одному электрону. В результате гомолитического разрыва образуются свободные радикалы (частицы с неспаренным электроном):



Ионные реакции – это процессы, идущие с гетеролитическим разрывом ковалентных связей, когда оба электрона связи остаются с одной из ранее связанных частиц:



В результате гетеролитического разрыва связи получаются заряженные частицы: нуклеофильная и электрофильная.

Нуклеофильная частица (нуклеофил) – это частица, имеющая пару электронов на внешнем электронном уровне. За счет пары электронов нуклеофил способен образовывать новую ковалентную связь.

Электрофильная частица (электрофил) – это частица, имеющая свободную орбиталь на внешнем электронном уровне. Электрофил представляет незаполненные, вакантные орбитали для образования ковалентной связи за счет электронов той частицы, с которой он взаимодействует.

Тема 4. Углеводороды

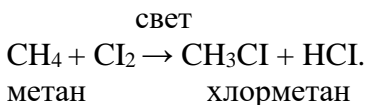
Углеводороды – простейшие органические соединения, в состав молекул которых входят только атомы углерода и водорода.

Углеводороды, в молекулах которых атомы углерода связаны между собой простой σ -связью, а все остальные валентности насыщены атомами водорода, называются **предельными**, или **насыщенными (алканами)**.

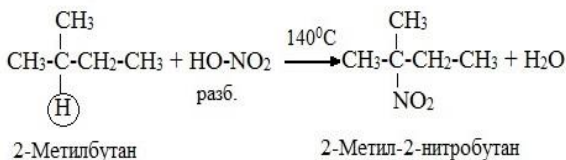
Алканы в обычных условиях малоактивные соединения, так как σ -связь достаточно прочная. Химическая устойчивость алканов объясняется высокой прочностью σ -связей C – C и C – H, а также их неполярностью. неполярные связи C – C и C – H в алканах не склонны к ионному разрыву, но способны расщепляться гомолитически под действием активных свободных радикалов. Поэтому для алканов характерны радикальные реакции (**реакции замещения**), в результате которых получают соединения, где атомы водорода замещены на другие атомы или группы атомов. Реакции протекают обычно на свету или при нагревании. По этому механизму легче всего замещаются атомы водорода у *третичных*, затем *вторичных* и *первичных* атомов углерода.

Реакции замещения (разрыв связей C — H)

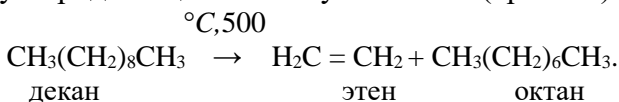
1. Галогенирование - замещение атома водорода атомом галогена — F, Cl, Br с образованием галогеналкана.



2. Нитрование - замещение атома водорода нитрогруппой — NO₂ с образованием нитроалканов R-NO₂ действием азотной кислоты HNO₃(HO—NO₂) - реакция М.И. Коновалова.



3. При высоких температурах происходит расщепление углеродной цепи молекулы алкана (крекинг):

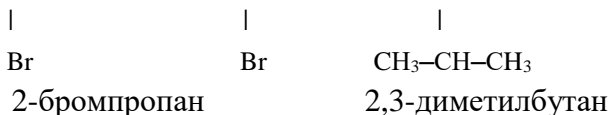
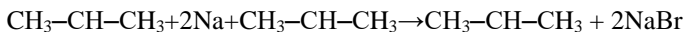
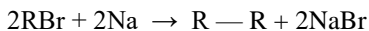


При низких температурах алканы устойчивы к действию таких сильных окислителей, как KMnO₄ или K₂Cr₂O₇ + H₂SO₄ (хромовая смесь). В настоящее время из алканов путем каталитического окисления получают кислородсодержащие соединения (спирты, альдегиды, кислоты), которые используются для получения мыла, СМС и др.

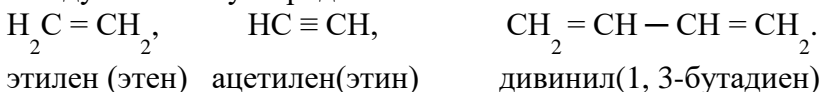
При высоких температурах углеводороды легко воспламеняются и сгорают с образованием CO₂ и H₂O, выделяя большое количество тепла. На этом основано применение углеводородов в качестве топлива.

Методы синтеза алканов:

1. Гидрирование алкенов, алкинов.
2. Реакция Вюрца — действие металлического натрия на алкилгалогениды:



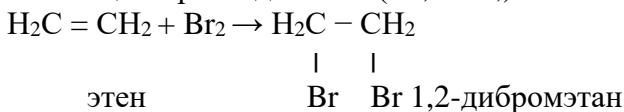
Ненасыщенные углеводороды (алкены, алкины, алкадиены) имеют в молекулах двойные и тройные связи между атомами углерода:



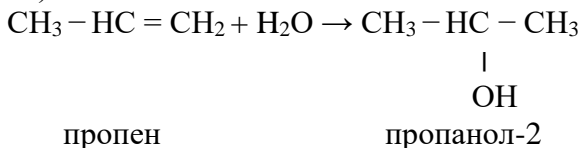
Двойная и тройная связи представляют собой сочетание σ - и π -связей. На разрыв π -связи требуется затратить меньше энергии, чем на разрыв σ -связи. Этим и объясняется высокая реакционная способность непредельных углеводородов.

Характерными для них являются:

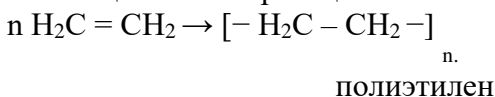
1. Реакции присоединения (H_2 , Hal_2):



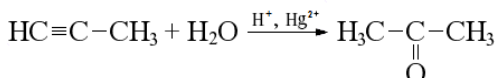
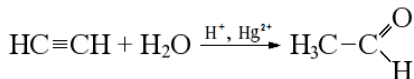
Присоединение к непредельным соединениям веществ, содержащих водород (H_2O , $\text{H}-\text{Hal}$), идет по **правилу Марковникова**: водород присоединяется по месту двойной связи к наиболее гидрогенизированному углеродному атому (т. е. связанному с наибольшим числом атомов водорода).



2. Реакции полимеризации:

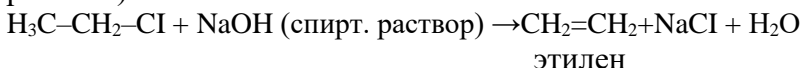


6. При гидратации алкинов образуются карбонильные соединения. Реакция идет в присутствии солей ртути в кислой среде, названа в честь М.Г. Кучерова. Из ацетилена образуется уксусный альдегид, остальные алкины дают кетоны:

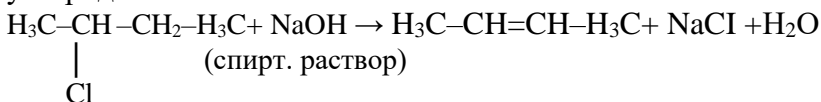


Способы получения непредельных углеводородов:

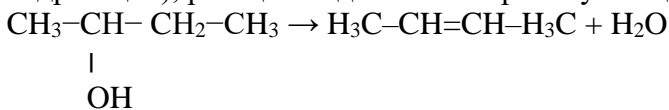
1. Дегидрирование алканов, алкенов;
2. Взаимодействие галогенпроизводных углеводородов со спиртовым раствором щелочи (реакция элиминирования):



Реакция элиминирования подчиняется **правилу Зайцева**: отщепление атома водорода происходит преимущественно от наименее гидрогенизированного атома углерода:



3. Дегидратация спиртов (внутримолекулярная дегидратация), реакция подчиняется правилу Зайцева:

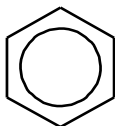


Ненасыщенные углеводороды используются в синтезах, для получения полимеров, спиртов, ацетона и др.

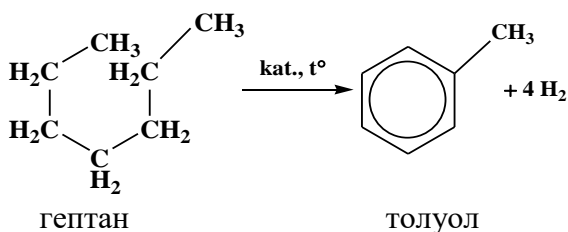
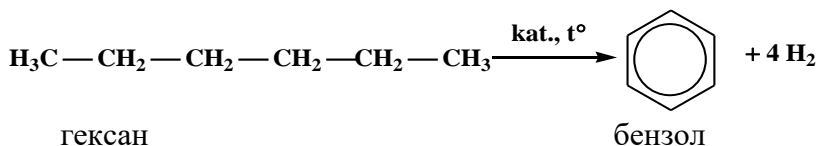
Ароматическими называются углеводороды, в молекулах которых содержится особая циклическая группировка из шести атомов углерода, называемая бензольным кольцом. Простейшим представителем ароматических углеводородов является бензол – C_6H_6 . Необычное строение

молекулы бензола обуславливает его *своеобразные (ароматические) свойства*.

Следует обратить внимание на то, что в молекуле бензола нет простых и двойных связей, все связи С–С равноценны по длине и по энергии образования. Современное изображение молекулы бензола:

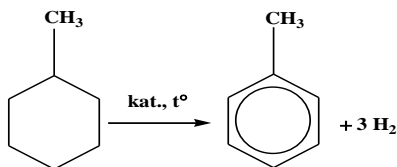


Процесс превращения алканов в арены называется дегидроциклизацией, т.к. одновременно включает в себя две реакции: замыкание в цикл линейного углеводорода и отщепление водорода. Из гексана получается бензол, из гептана – толуол, из октана – смесь этилбензола и ксилолов:



В качестве катализаторов в этих процессах используют платину, палладий или Cr_2O_3 , нанесенные на оксид алюминия.

Ароматические углеводороды образуются также при дегидрировании циклогексана и его гомологов:

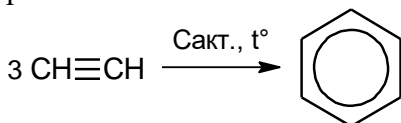


метилциклогексан

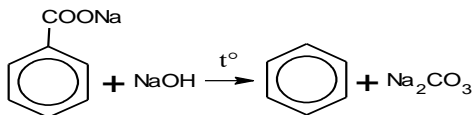
толуол

Промышленный процесс, в ходе которого из углеводородов нефти путем описанных выше реакций дегидроциклизации и дегидрирования получаются арены, называется риформингом.

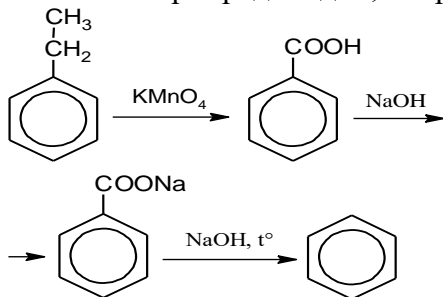
При пропускании ацетилена над активированным углем при 400...600 °С происходит тримеризация ацетилена с образованием бензола:



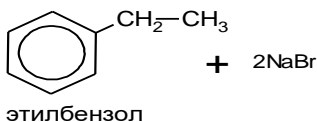
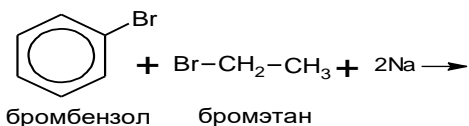
При сплавлении солей бензойной кислоты с щелочью происходит отщепление карбоксильной группы с образованием бензола:



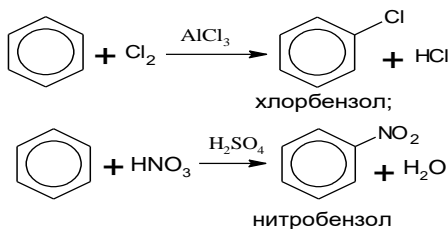
С помощью этой реакции можно получить бензол из его гомологов через ряд стадий, например, по схеме



Реакция Вюрца–Фиттига. При взаимодействии ароматических галогенпроизводных с галогеналканами образуются гомологи бензола, например:

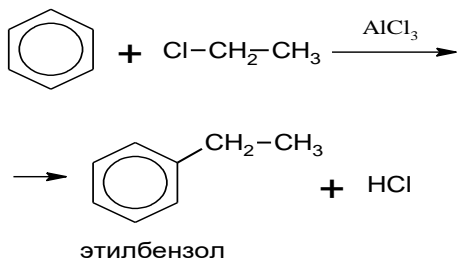


Наиболее характерными реакциями для бензола и его гомологов являются реакции электрофильного замещения: галогенирования, сульфирования, нитрования:

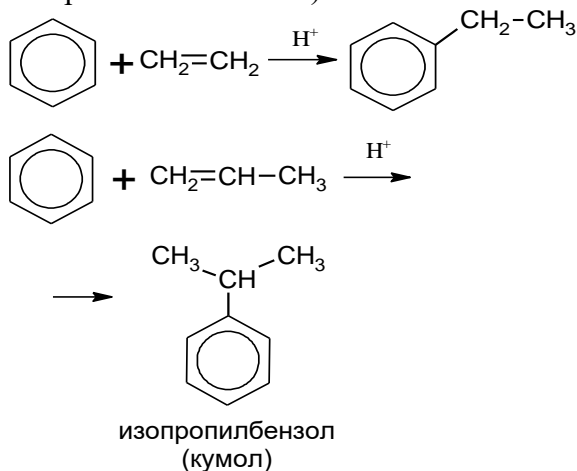


Алкилирование – это введение в молекулу алкильного радикала (-CH₃, -C₂H₅, -C₃H₇ и др.), в результате чего образуются гомологи бензола.

Алкилирование бензола можно осуществить двумя путями. Во-первых, действием на бензол галогензамещенными алканами в присутствии катализаторов – галогенидов алюминия (алкилирование по Фриделю-Крафтсу):

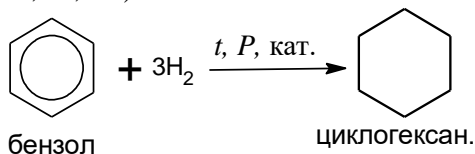


Во-вторых, взаимодействием бензола с этиленовыми углеводородами в присутствии кислотных катализаторов (алкилирование алкенами):

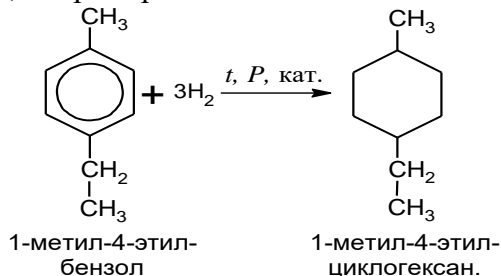


В отдельных случаях бензол способен вступать в реакции присоединения.

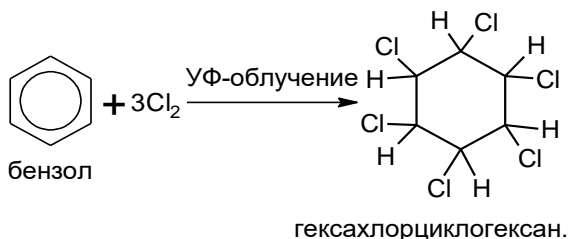
Гидрирование бензола протекает при нагревании и высоком давлении в присутствии металлических катализаторов (Ni, Pt, Pd):



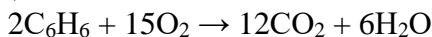
Аналогично протекает гидрирование и гомологов бензола, например:



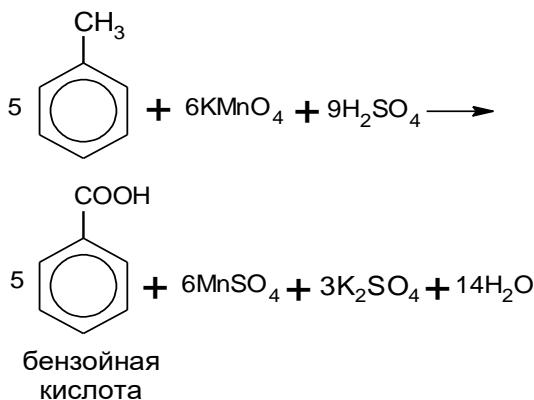
Присоединение хлора происходит при действии солнечного света или ультрафиолетового излучения на раствор хлора в бензоле. Одновременно присоединяются сразу три молекулы хлора и образуется твердый продукт – гексахлорциклогексан:



Бензол устойчив к окислению: он, в отличие от непредельных углеводородов, не обесцвечивает раствор перманганата калия. При поджигании бензол горит ярким коптящим пламенем:

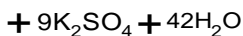
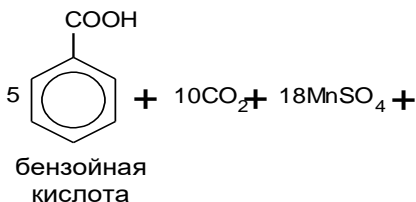
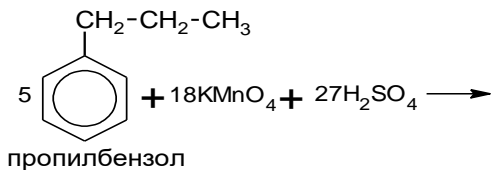


При действии перманганата калия на гомологи бензола окислению подвергаются боковые углеводородные цепи. При проведении реакции в кислой среде продуктом окисления толуола является бензойная кислота:

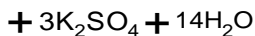
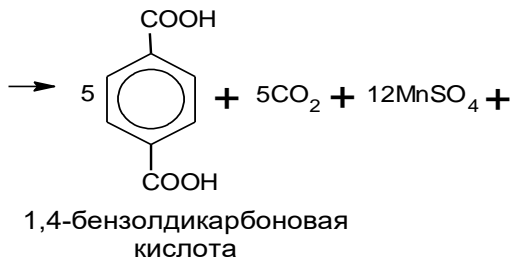
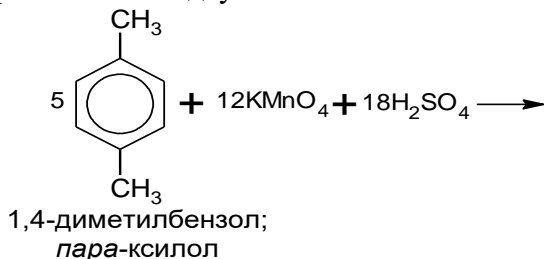


Более сложные боковые цепи под действием окислителей «сгорают»: ближайший к бензольному кольцу

атом углерода остается в составе карбоксильной группы, а остальные атомы углерода окисляются до углекислого газа:



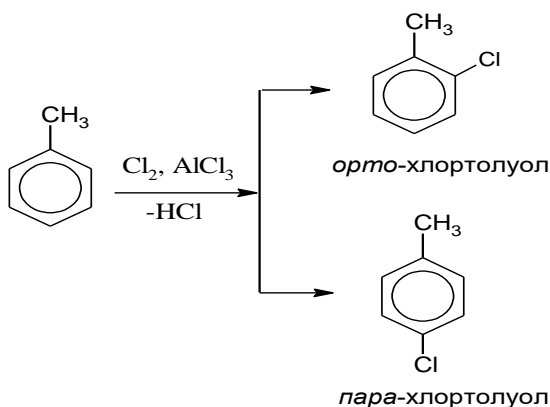
Гомологи бензола, содержащие две боковые цепи, дают при окислении двухосновные кислоты или их соли:



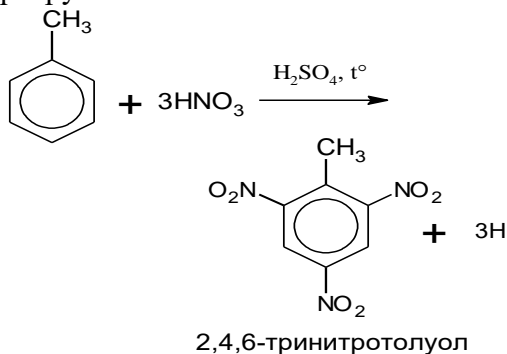
Гомологи бензола вступают в реакции замещения с теми же реагентами, что и бензол. Присутствующие уже в бензольном кольце заместители направляют вновь входящий заместитель в определенное положение. По своему ориентирующему действию заместители разделяют на:

1. Заместители первого рода ($-\text{CH}_3$, $-\text{C}_2\text{H}_5$, $-\text{C}_3\text{H}_7$, $-\text{OH}$, $-\text{NH}_2$) – оказывают *орто*- и *пара*-ориентирующее действие на электрофильные реагенты.

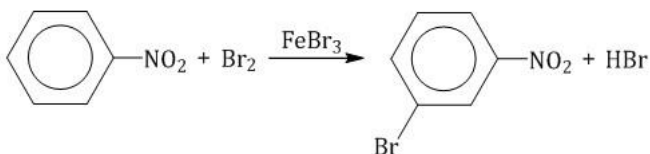
Например, при **хлорировании** толуола образуется смесь *орто*- и *пара*-хлортолуолов:



Нитрование толуола нитрующей смесью при нагревании может привести к замещению трех атомов водорода на нитрогруппы:



2. Заместители второго рода ($-\text{NO}_2$, $-\text{SO}_3\text{H}$, $-\text{COOH}$, $-\text{CN}$ и др.) – оказывают *мета-ориентирующее действие*.



✍ Задачи для самостоятельной работы

1. Назвать природные источники углеводов. Что собой представляет механизм крекинга нефти? Какое практическое значение имеет этот процесс?

2. Какие углеводороды образуются при действии металлического натрия на смесь:

- а) бромэтана и бромэтана;
- б) 2-иодпропана и иодэтана;
- в) иодистого изопропила и иодистого третбутила.

3. Из каких галогенпроизводных можно получить реакцией Вюрца:

- а) пентан; б) 2-метилбутан.

4. Как можно получить: а) 2-хлорбутан; б) 2-бром-2-метилпропан; в) 2,2-дихлорпропан? Напишите соответствующие уравнения реакций.

5. Привести схемы реакций гидратации: а) этина, б) пропена, в) пропина. Назвать полученные вещества.

6. Написать схемы реакций полимеризации: а) бутена-1, б) 2-метилбутадиена-1,3, в) стирола. Назвать продукты реакций. Где используются эти полимеры?

7. Получить углеводород 2-метилбутен-1. Написать уравнения реакций взаимодействия этого углеводорода: а) с хлороводородом, б) водой, в) бромом, г) водородом. Назвать продукты реакций.

8. Для 3-метилбутина-1 написать уравнения реакций: а) с бромом, б) бромоводородом, в) водой. Назвать полученные соединения.

9. Какие углеводороды образуются при дегидратации следующих спиртов: а) 2,3-диметилбутанол-2; б) 2-метилпентанол-3.

10. Написать реакции окисления KMnO_4 (реакция Вагнера) следующих углеводородов: а) 2-метилпентен-2; б) 2,3-диметилпентен-2.

11. Написать уравнение реакции между 1,1-дибром-3-метилбутаном и избытком спиртового раствора щелочи, назовите полученное соединение.

12. Получить бутин-1 любым способом и напишите для него уравнения реакции с: а) натрием; б) аммиачным раствором оксида серебра; в) HCl . Дать названия полученным соединениям.

13. Указать, какими реакциями можно отличить друг от друга углеводороды: пропан, пропен, пропиен. Написать схемы реакции.

14. Написать уравнения реакции для 2-метилпентадиена-1,3 со следующими веществами, используя различные механизмы (1,2 и 1,4-присоединение): а) Br_2 ; б) HCl ; в) H_2O . Дать названия полученным соединениям.

15. Как можно из бензола получить толуол? Написать для толуола следующие схемы реакций: а) сульфирования, б) хлорирования (на свету), в) окисления. Назвать все полученные продукты.

16. Написать уравнения следующих реакций:

а) взаимодействия бензола с хлором в присутствии хлорида алюминия;

б) взаимодействия толуола с хлором в присутствии хлорида алюминия;

в) взаимодействия толуола с хлором на свету в отсутствие катализатора.

17. Составить уравнения следующих реакций:

а) окисления этилбензола перманганатом калия в присутствии серной кислоты;

б) окисления *para*-ксилола водным раствором перманганата калия в присутствии серной кислоты.

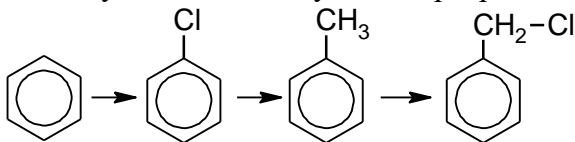
18. Написать уравнения следующих реакций:

а) дегидрирования циклогексана;

б) дегидрирования 1,2-диметилциклогексана.

Назвать полученные ароматические углеводороды.

19. Написать уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

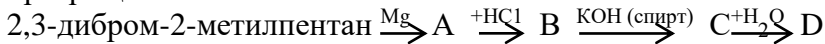


20. Написать уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



21. Написать схемы нитрования следующих соединений: а) изопропилбензола; б) хлорбензола; в) бензолсульфокислоты. Назвать полученные соединения

22. Написать реакции для схемы следующих превращений:



23. Получить ортобромнитробензол из азотной кислоты, брома и бензола

Тема 5. Спирты и фенолы

Спирты и фенолы (оксисоединения) – это органические соединения, содержащие в своем составе одну или несколько гидроксильных групп.

Классификация спиртов:

1. В зависимости от строения углеводородного радикала делятся на:

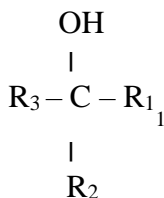
- а) алифатические: предельные (алканолаы) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$ – пропиловый; непредельные (алкенолаы)- $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_2\text{OH}$ – аллиловый спирт;
- б) алициклические: 2-изопропил-5-метилциклогексанол-1
- в) ароматические: $\text{C}_6\text{H}_5 - \text{CH}_2 - \text{OH}$ – бензиловый спирт.

2. По положению гидроксильной группы следует различать:

- а) первичные спирты $\text{R}-\text{CH}_2-\text{OH}$,
- б) вторичные спирты $\text{R}-\text{CH}-\text{R}$,



- в) третичные спирты



3. По количеству гидроксильных групп:

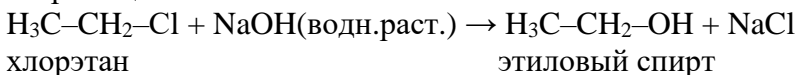
- а) одноатомные спирты— содержат одну группу -ОН. Общая формула $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{OH}$.
- б) двухатомные— содержат две группы ОН. Общая формула $\text{C}_n\text{H}_{2n}(\text{OH})_2$.
- в) трехатомные спирты — содержат три группы ОН. Общая формула $\text{C}_n\text{H}_{2n-1}(\text{OH})_3$.

4. По количеству углеродов в молекуле:

- а) низшие спирты: $\text{C}_1 - \text{C}_{10}$
- б) высшие спирты: $>\text{C}_{10}$

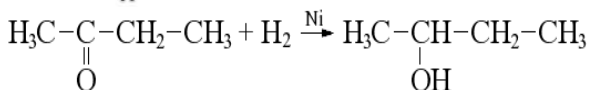
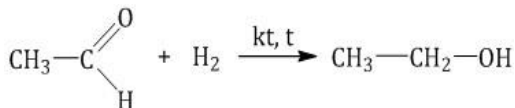
Основные способы получения спиртов:

1. Взаимодействие галогеналканов с водным раствором щелочи:



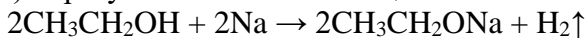
2. Гидратация алкенов.

3. Восстановление (гидрирование) альдегидов, кетонов. При гидрировании альдегидов образуются первичные спирты, при гидрировании кетонов — вторичные спирты:



Химические свойства спиртов определяются главным образом наличием функциональной группы $-\text{OH}$. С участием этой группы спирты:

а) образуют алкоголяты со щелочными металлами



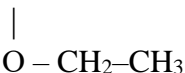
этанол

этилат натрия

б) образуют сложные эфиры с неорганическими и органическими кислотами:

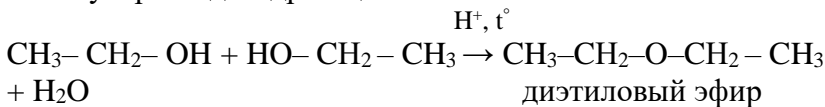


уксусная
кислота



этиловый эфир уксусной
кислоты

в) вступают в реакции межмолекулярной и внутримолекулярной дегидратации:

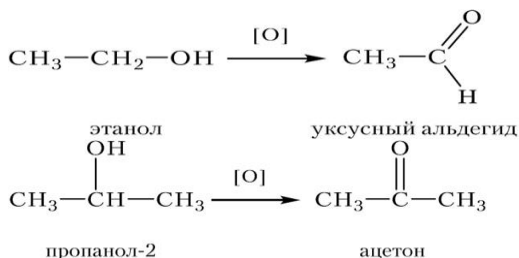


г) взаимодействие с PCl_5 :

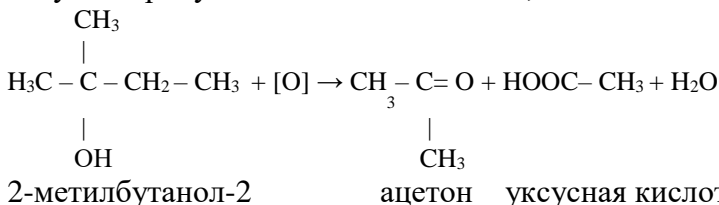


Спирты окисляются только сильными окислителями (KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4$ и др.).

Первичные спирты окисляются до альдегидов, *вторичные* — до кетонов:



Третичные спирты окисляются значительно труднее первичных и вторичных. В более жестких условиях третичные спирты могут быть окислены, при этом происходит разрыв по углерод-углеродным связям и распад молекулы. Продукты окисления: кетоны, кислоты.

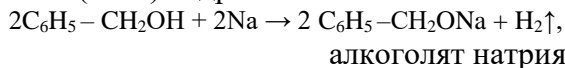


Ароматические спирты – это производные ароматических углеводородов, у которых гидроксил связан с бензольным кольцом через группу атомов углерода.

$\text{C}_6\text{H}_5-\text{CH}_2\text{OH}$ – бензиловый спирт,

$\text{C}_6\text{H}_5-\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$ – β -фенилэтиловый спирт.

Для ароматических спиртов характерны реакции спиртового ($-\text{OH}$) гидроксила:

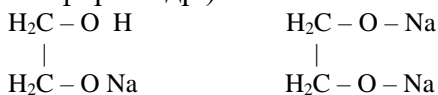


а также реакции замещения в бензольном кольце (группа $-\text{CH}_2\text{OH}$ является заместителем первого рода).

Ароматические спирты широко используются в парфюмерии.

Многоатомные спирты – производные углеводородов, имеющие несколько гидроксильных групп $-\text{OH}$ (например, этиленгликоль, глицерин). Они проявляют все свойства одноатомных спиртов, с тем лишь различием, что в реакции могут участвовать один, два и более гидроксильных групп ($-\text{OH}$). Поэтому многоатомные спирты могут давать не-

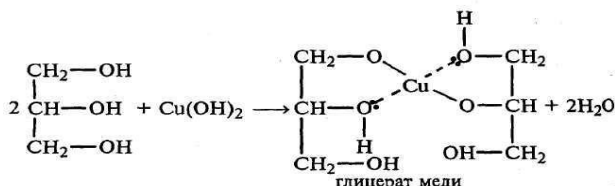
полные и полные производные (алкоголяты, простые и сложные эфиры и др.).



неполный алкоголят натрия полный алкоголят натрия

В многоатомных спиртах водород гидроксильных групп замещается легче на другие группы атомов, чем в одноатомных спиртах (кислотные свойства проявляются сильнее). Особенно легко идет замещение атомов водорода в гидроксильных группах на ионы тяжелых металлов. В результате образуются внутримолекулярные соединения.

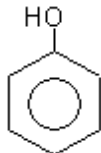
Реакция взаимодействия многоатомных спиртов с гидроксидом меди $\text{Cu}(\text{OH})_2$ используется при качественном определении многоатомных спиртов:



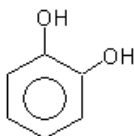
Спирты используются для синтеза различных классов органических соединений: простых и сложных эфиров, альдегидов, кетонов, карбоновых кислот и др.

Фенолы – производные ароматических углеводородов, содержащие в бензольном кольце одну или несколько гидроксильных групп. Они могут быть одноатомными и многоатомными.

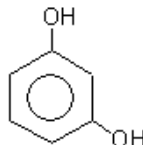
Некоторые представители:



фенол
(карболовая кислота)

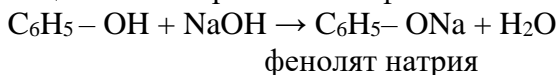


пирокатехин

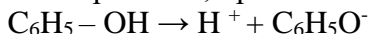


резорцин

В отличие от спиртов, фенолы проявляют более выраженные кислотные свойства. Они способны растворяться в щелочах с образованием фенолятов.



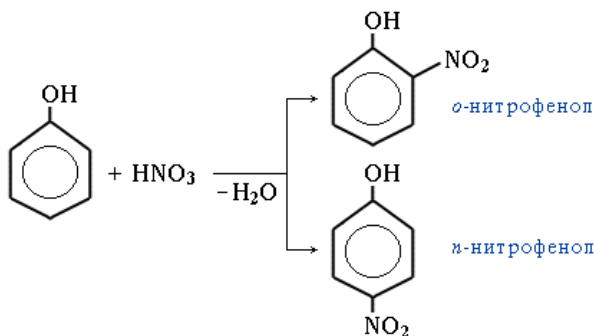
Под действием бензольного кольца происходит смещение электронной плотности от кислорода гидроксильной группы к бензольному кольцу и ослабление связи O–H. Поэтому в растворах фенолы диссоциируют по типу слабых электролитов, проявляя кислотные свойства:



Фенолы, как и спирты, за счет группы –OH образуют простые и сложные эфиры, легко окисляются, образуя сложную смесь продуктов окисления.

Качественной реакцией на фенольный гидроксил является реакция с FeCl_3 , при этом образуются окрашенные соединения.

Фенолы легко вступают в реакции электрофильного замещения: бромирования, сульфирования, нитрования:



Фенолы используют в медицине, для получения фенолоформальдегидных смол, красителей и др.

✍ Задачи для самостоятельной работы

1. Как осуществить следующие превращения:

пропен \rightarrow 2-хлорпропан \rightarrow 2-пропанол? Написать все промежуточные схемы реакций.

2. Написать уравнения реакций взаимодействия 2-йодпропана: а) с водным раствором KOH; б) этилатом натрия.

3. Написать реакции внутримолекулярной и межмолекулярной дегидратации спиртов: а) пропанол-2; б) пентанол-2; в) 2-метилбутанол-2.

4. Написать уравнения реакции окисления: а) пропанол-1; б) 2-метилбутанол-2. Назвать образующиеся соединения.

5. Написать реакции взаимодействия: а) этанола с натрием; б) этандиола-1,2 с $\text{Cu}(\text{OH})_2$; в) глицерина с $\text{Cu}(\text{OH})_2$.

6. Гидратацией каких алкенов можно получить следующие спирты: а) 3-метилбутанол-2; б) 2-метилпентанол-3; в) изобутиловый.

7. Написать уравнения реакций взаимодействия изобутилового спирта с: а) пропионовой кислотой; б) хлоридом фосфора(V); в) бромэтаном. Назвать продукты реакций.

8. Написать реакции получения спиртов из этиленовых углеводородов: а) 2-метилбутена-1; б) 2-метилпентена-2. Назвать полученные спирты.

9. Написать структурные формулы всех изомеров: а) двухатомного фенола; б) трехатомного фенола. Назвать по международной номенклатуре.

10. Написать уравнения реакций взаимодействия фенола с: а) едким натром (водный раствор); б) бромной водой; в) азотной кислотой.

11. Какое соединение образуется при действии на фенолят натрия иодметаном? Написать уравнение реакции.

12. Как можно осуществить указанные превращения: $\text{C}_6\text{H}_6 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{Cl} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{OH} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5 - \text{O} - \text{CH}_3$? Написать соответствующие уравнения реакций. Назвать полу-

ченные соединения. Как можно химическим путем доказать, что одно из этих веществ является фенолом?

13. С помощью каких химических реакций можно отличить: а) этанол от этиленгликоля; б) бензиловый спирт от фенола? Написать соответствующие уравнения реакций.

14. Написать реакции взаимодействия орто-гидроксифенола с 2 молями NaOH и реакцию взаимодействия образовавшегося продукта с 2 молями CH_3I .

15. Написать реакции взаимодействия фенола с: а) Ca; б) Br_2 ; в) серной кислотой; г) азотной кислотой. Назвать полученные соединения

16. Написать уравнения реакции 3-метилбутанола-1 с: а) уксусной кислотой; б) PCl_5 ; в) бромистым водородом. Назвать полученные соединения.

Тема 6. Альдегиды. Кетоны

Альдегиды, кетоны или оксосоединения – это органические вещества, содержащие карбонильную группу $\text{C}=\text{O}$.

В молекуле альдегида карбонил связан с углеводородным радикалом и водородом, а в молекуле кетона – с двумя углеводородными радикалами.

Общая формула альдегидов: $\text{R}-\text{CH}=\text{O}$,

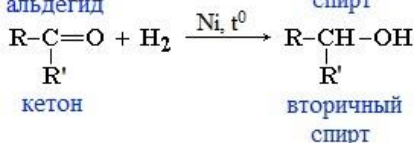
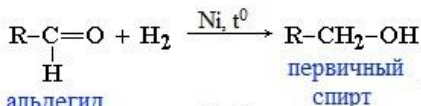
кетонов: $\text{R}-\text{C}-\text{R}$



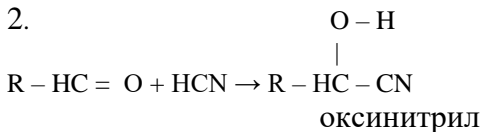
Наличие одинаковой функциональной группы $\text{C}=\text{O}$ у альдегидов и кетонов обуславливает сходство в свойствах этих соединений.

Так как связь $\text{C}^{\delta+}=\text{O}^{\delta-}$ поляризована, карбонильная группа обладает большой активностью. Наиболее характерными для альдегидов и кетонов являются реакции нуклеофильного присоединения (с H_2 , HCN , $\text{R}-\text{OH}$ и др.):

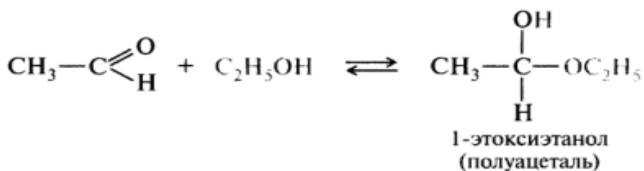
1.



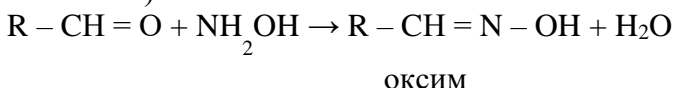
2.



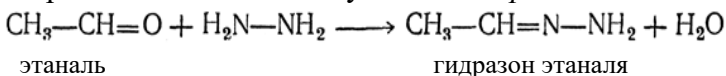
3.



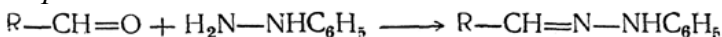
Возможны реакции замещения кислорода карбонила. При взаимодействии с гидроксиламином выделяется вода и кислород обменивается на остаток =NOH (оксимидная группа). Получающиеся соединения называются *оксимами*: *альдоксимами* (оксимы альдегидов) *кетоксимами* (оксимы кетонов):



Подобно гидроксиламину действуют гидразин и его производные. При действии на альдегиды и кетоны самого гидразина $\text{H}_2\text{N}-\text{NH}_2$ получают *гидразоны*:



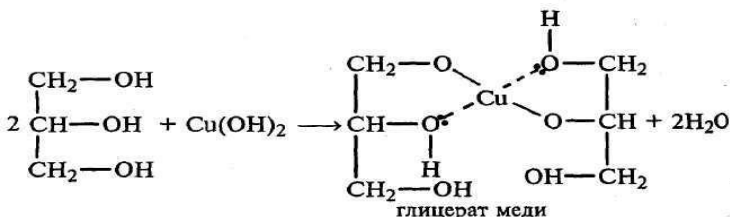
При действии фенилгидразина получают *фенилгидразоны*:



Для альдегидов и кетонов характерна реакция конденсации. Реакция конденсации, тип химической реакции,

смеси прибавляют 0,5 мл исследуемого раствора (глицерина). При наличии многоатомного спирта появляется интенсивно-синий цвет. Многоатомные спирты с гидроксильными группами у соседних углеродных атомов образуют гликоляты (глицераты) меди хелатного строения, которые растворяются в воде и окрашены в ярко-синий цвет.

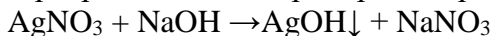
Глицерин взаимодействует с гидроксидом меди по схеме:

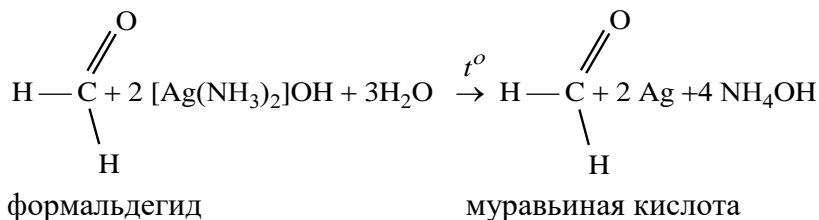
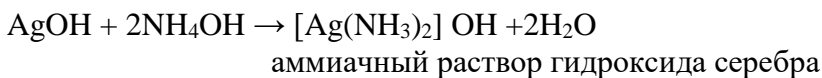


Глицерин применяют как средство, предохраняющее от высыхания; в пищевой и ликерной промышленности; в полиграфии; для приготовления нитроглицерина; в медицине, парфюмерии; при производстве глицерофтальных смол для пластмасс. Глицерин используют при лечении сердечно-сосудистых заболеваний. Этиленгликоль используют в качестве синтетического материала, например, для получения лавсана, для приготовления антифризов – низкозамерзающих жидкостей для охлаждения моторов, он входит в состав тормозных жидкостей.

① Опыт 3. Качественная реакция на альдегидную группу – реакция Толленса (реакция серебряного зеркала)

В пробирке смешивают 0,5 мл свежеприготовленного 10%-го раствора азотнокислого серебра и 0,5 мл 2 н. раствора гидроксида натрия. К смеси по каплям приливают 2%-й раствор аммиака до растворения осадка гидроксида серебра. Потом добавляют несколько капель формальдегида. При легком нагревании быстро начинает выделяться серебро на стенках пробирки «серебряное зеркало».





Формальдегид вступает в соединение с белками, осаждает и уплотняет их, что позволяет использовать его как дезинфицирующее и протравливающее средство, 40%-ый водный раствор формальдегида (формалин) применяют как фунгицид (средство для борьбы с грибковыми заболеваниями растений), для консервирования различных биологических препаратов.

① Опыт 4. Цветная реакция на ацетон с нитропруссидом натрия

В пробирку помещают 0,5 мл 0,5 н. раствора нитропрусида натрия $\text{Na}_2[\text{Fe}(\text{CN})_5 \text{NO}]$, 1 мл воды и 0,5 мл водного раствора ацетона. К смеси в пробирке добавляют 1 мл 2 н. раствора NaOH . В присутствии ацетона (и всех альдегидов) раствор приобретает красноватую окраску, постепенно переходящую в оранжевую. Полученный раствор разливают в две пробирки. В одну пробирку добавляют 1 каплю 2 н. раствора уксусной кислоты. Окраска усиливается, принимая вишнево-красный оттенок. Цветная реакция с нитропруссидом натрия (проба Легала) очень чувствительна и широко применяется в клинической практике для открытия ацетона в моче (при сахарной болезни – диабете).

После каждого опыта сделать вывод наличие какой функциональной группы в органическом соединении подтверждает данная реакция.

Задачи для самостоятельной работы

1. Получить из соответствующих спиртов: а) пропаналь; б) 1-фенилпропанон; в) 2-метилбутаналь; г) бензальдегид; д) ацетон; е) циклогексанон.

2. Написать реакции гидролиза дигалогенпроизводных: а) 1,1-дибром-2-метилбутан; б) 2,2-дихлор-3-метилпентан.

3. Написать реакцию гидратации следующих ацетиленовых углеводородов: а) пропина; б) ацетилена; в) 3-метилбутина-1.

4. Какие карбонильные соединения образуются при окислении следующих спиртов: а) пропанола-1; б) бутанола-2; в) 2,2-диметилпентанола-1.

5. Написать реакции «серебряного» и «медного» зеркала для масляного альдегида.

6. Написать уравнения реакции 2-метилпропанола с: а) H_2 ; б) HCN ; в) PCl_5 .

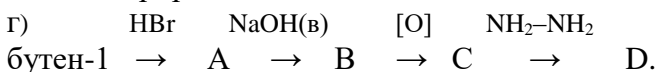
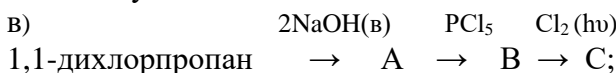
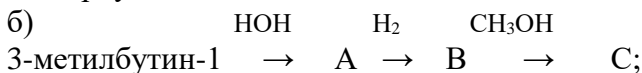
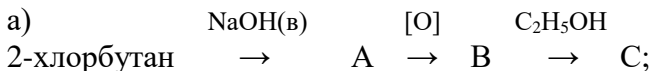
7. Написать уравнение альдольно-кетоновой конденсации для: а) пропанола; б) 2-метилбутанола.

8. Получить из толуола бензальдегид и напишите для него реакции с: а) HCN ; б) PCl_5 ; в) CH_3OH ; г) NH_2OH .

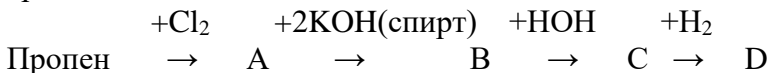
9. Написать структурную формулу акролеина. С помощью каких реакций можно доказать наличие в молекуле двойных связей?

10. Написать реакцию окисления бутанола, пропанола.

11. Написать схемы следующих превращений:



12. Написать реакции для схемы следующих превращений:



Тема 7. Карбоновые кислоты

Карбоновые кислоты – это производные углеводородов, содержащие одну или несколько карбоксильных групп –COOH.

Число карбоксильных групп определяет основность кислот (одноосновные, двухосновные и т. д.). Одноосновные карбоновые кислоты содержат одну карбоксильную группу R–COOH.

По характеру углеводородного радикала они делятся на предельные, непредельные, ароматические. Предельные одноосновные кислоты имеют общую формулу $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{COOH}$.

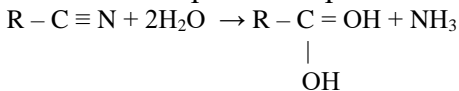
Основные представители:

H–COOH – муравьиная кислота, $\text{H}_3\text{C–COOH}$ – уксусная, $\text{CH}_3\text{–CH}_2\text{–COOH}$ – пропионовая, $\text{CH}_3\text{–CH}_2\text{–CH}_2\text{–COOH}$ – масляная, $\text{CH}_3\text{–CH}_2\text{–CH}_2\text{–CH}_2\text{–COOH}$ – валериановая, $\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COOH}$ – пальмитиновая, $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$ – стеариновая и др.

Способы получения карбоновых кислот:

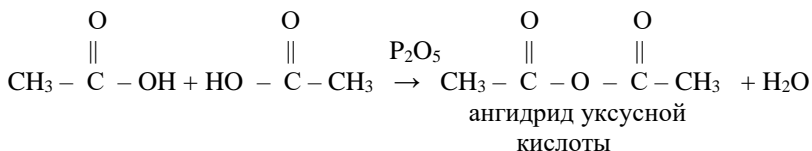
1. Окисление спиртов, альдегидов, кетонов.

2. Гидролиз нитрилов:

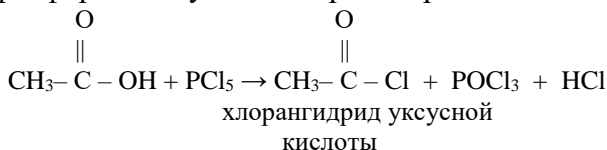


3. Гидролиз тригалогенпроизводных, атомы галогенов находятся при одном атоме углерода.

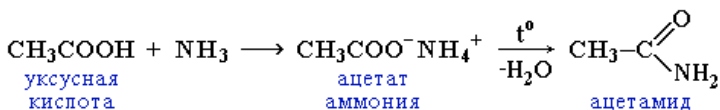
Химические свойства карбоновых кислот определяются свойствами карбоксильной группы и связанного с ней углеводородного радикала.



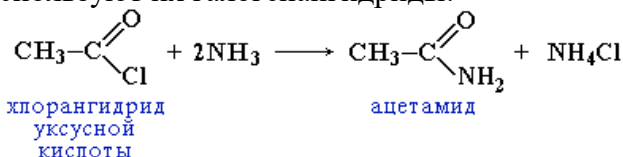
в) при обработке карбоновых кислот пятихлористым фосфором получают хлорангидриды кислот:



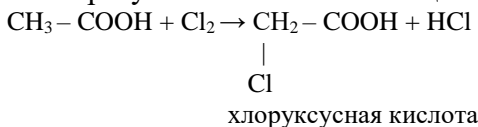
г) при взаимодействии кислот с аммиаком и нагревании образовавшейся аммонийной соли образуются амиды:



Вместо карбоновых кислот для получения амидов чаще используют их галогенангидриды:



3. Реакции углеводородного радикала, при действии галогенов образуются α -галогензамещённые кислоты:



Непредельные одноосновные кислоты отличаются от предельных тем, что в углеводородном радикале имеют одну или несколько кратных связей.

Представители: $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{COOH}$ – акриловая кислота, $\text{C}_{17}\text{H}_{33} - \text{COOH}$ – олеиновая кислота, $\text{C}_{17}\text{H}_{31} - \text{COOH}$ – линолевая, $\text{C}_{17}\text{H}_{29} - \text{COOH}$ – линоленовая и др.

Химические свойства непредельных кислот обуславливаются свойствами карбоксильной группы и свой-

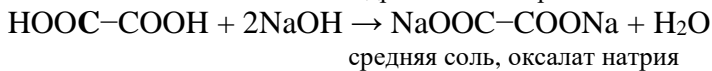
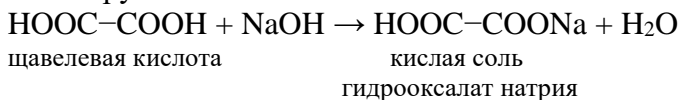
ствами углеводородного радикала. Они вступают во все реакции присоединения, свойственные непредельным углеводородам: галогенирования, гидрирования, гидрогалогенирования, гидратации, полимеризации.

Непредельные кислоты и их эфиры используются для получения полимеров (полиакрилата, полиметилметакрилата и др.).

Двухосновные кислоты содержат в своем составе две карбоксильные группы.

Представители: HOOC-COOH – щавелевая, $\text{HOOC-CH}_2\text{-COOH}$ – малоновая кислота и др.

Им соответствуют все свойства карбоновых кислот, реакции протекают последовательно по обеим карбоксильным группам.



Ароматические кислоты – производные ароматических углеводородов, у которых карбоксильная группа – COOH либо непосредственно связана с бензольным ядром, либо через группу атомов. Ароматические кислоты могут быть одноосновными и многоосновными (фталевые кислоты):

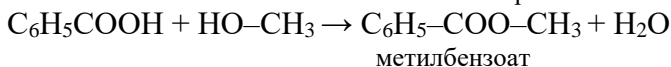
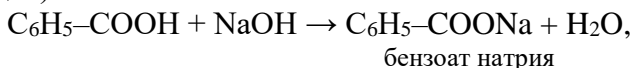


$\text{C}_6\text{H}_5\text{-CH}_2\text{-COOH}$ – фенилуксусная кислота.

Ароматические кислоты более сильные по сравнению с алифатическими (влияние бензольного кольца).

Для ароматических кислот характерны реакции:

а) с участием карбоксильной группы (образование солей, сложных эфиров, галогенангидридов, амидов, ангидридов):



б) замещения в бензольном кольце (нитрования, сульфирования, галогенирования). При этом образуются *мета- замещенные производные*, так как карбоксильная группа является заместителем второго рода.

Бензойная кислота используется в медицине, в производстве пищевых продуктов (как консервант), в синтезе красителей.

✍ Задачи для самостоятельной работы

1. Привести способы получения уксусной кислоты. Написать схемы реакций взаимодействия уксусной кислоты: а) с карбонатом кальция; б) вторичным пропиловым спиртом; в) аммиаком.

2. Получить масляную кислоту из соответствующего спирта. Написать схемы реакций взаимодействия этой кислоты: а) с гидроксидом калия; б) карбонатом натрия; в) метанолом.

3. Как можно получить бензойную кислоту из углеводорода? Написать схемы реакций взаимодействия этой кислоты: а) с гидроксидом натрия; б) этанолом; в) серной кислотой (сульфирование). Где в природе встречается бензойная кислота? Назвать области ее использования.

4. Написать реакции получения кислот, используя нитрильный синтез, взяв в качестве исходного соединения: а) 1-бромпропан; б) 2-хлор-2-метилбутан.

5. Получить янтарную кислоту окислением гликоля и гидролизом динитрилов.

6. Написать реакции взаимодействия:
а) масляной кислоты с аммиаком;

- б) малоновой кислоты с одной и двумя молекулами NaOH;
 в) 2-метилпропионовой кислоты с изопропиловым спиртом;
 г) щавелевой кислоты с одной и двумя молекулами изобутилового спирта;
 д) терефталевой кислоты с одной и двумя молекулами этилового спирта.

7. Написать реакции получения амидов: а) масляной кислоты; б) 2,3-диметилвалериановой кислоты.

8. Написать реакции галогенирования в присутствии PCl_5 следующих кислот: а) метилэтилуксусной; б) о, п-диметилбензойной.

9. Какая реакция называется реакцией этерификации? Как отличить сложные эфиры от простых по их строению? Составить уравнение образования диэтилового эфира янтарной кислоты.

10. Написать реакции щелочного гидролиза сложных эфиров: а) уксусно-пропилового; б) метил-изобутилового.

11. Какие вещества называются ангидридами карбоновых кислот? Как их получают из карбоновых кислот? Привести реакцию образования ангидрида пропионовой кислоты.

12. Какие вещества называют амидами карбоновых кислот? Как их можно получить из хлорангидридов или ангидридов кислот? Привести уравнение реакции на примере изомасляной кислоты.

13. Получить полный и неполный метиловые эфиры о-фталевой кислоты.

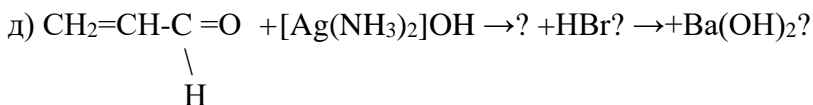
14. Написать схемы следующих превращений:

а) валериановая кислота $+C_2H_5OH \rightarrow ? +HOH \rightarrow ?$

б) $2\text{-хлорбутан} + HOH \xrightarrow{[O]} A \xrightarrow{+HCN} B \xrightarrow{+3H_2O} C \rightarrow D$

в) этилен \rightarrow этиленгликоль \rightarrow этандиовая кислота

г) $\text{бутанол-1} \xrightarrow{[O]} A \xrightarrow{[O]} B \xrightarrow{+NH_3} C$



Тема 8. Липиды

Липиды являются сборной группой органических соединений, большинство из которых принадлежат к сложным эфирам. Различают простые липиды (жиры, воски, стериды) и сложные (фосфолипиды, гликолипиды).

Жиры – это сложные эфиры высших жирных кислот и трехатомного спирта – глицерина.

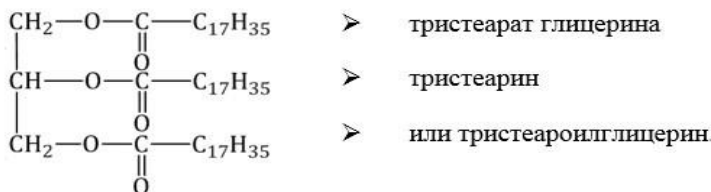
В состав жиров могут входить как насыщенные (миристиновая, пальмитиновая, стеариновая), так и ненасыщенные кислоты (олеиновая, линолевая, линоленовая, арахионовая). Кислоты, входящие в состав жиров, получили название жирные: высшие жирные кислоты (ВЖК). ВЖК являются одноосновными, содержат четное число атомов углерода, имеют неразветвленный углеводородный радикал, имеют цис-конфигурацию (=).

Общая структурная формула жира

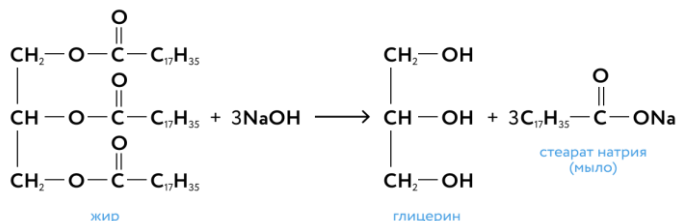


Консистенция жиров зависит от кислотного состава. Жиры, в составе которых преобладают насыщенные кислоты, являются твердыми; жиры, в составе которых содержатся преимущественно ненасыщенные кислоты, – жидкие (растительные масла).

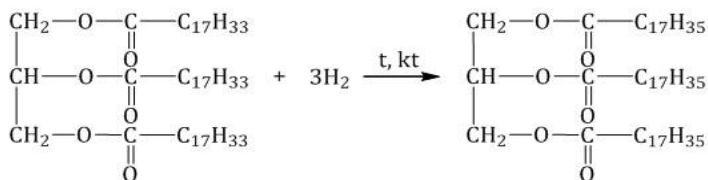
Существует несколько способов назвать молекулу жира. Например, жир, образованный тремя остатками стеариновой кислоты, будет иметь следующие названия:



Так как жиры являются сложными эфирами, характерной реакцией для них является гидролиз. Гидролиз жира может происходить в кислой, нейтральной или щелочной среде (омыление). Кислотный гидролиз жиров используется для получения высших жирных кислот, а щелочной – для получения мыла. Реакция водных растворов мыла всегда щелочная.



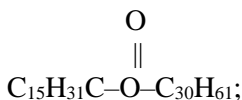
По углеводородным радикалам остатков жирных кислот жиры могут вступать в реакции присоединения (гидрогенизация, галогенирование и др.). При гидрировании жира остатки непредельных кислот переходят в остатки предельных, жидкие растительные жиры превращаются в твёрдые (маргарин).



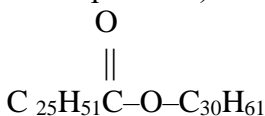
Воски – группа простых липидов, являющихся сложными эфирами высших спиртов и высших монокарбоновых кислот. Воски встречаются как в животном, так и в растительном мире, где выполняют главным образом защитные функции.

Например:

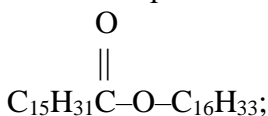
- пчелиный воск - мирициловый эфир пальмитиновой кислоты



- карнаубский воск – вещество, покрывающее листья пальмы и защищает растение от потери влаги – сложный эфир церотиновой кислоты и мирицилового спирта (мирицилциротинат)



- спермацет - цетиловый эфир пальмитиновой кислоты (выделяют из спермацетового масла кашалота):



- ланолин (покрывает овечью шерсть) – смесь сложных эфиров полициклических спиртов;

Все воски представляют собой твердые вещества разнообразной окраски (чаще желтого или зеленого цвета). Воски более устойчивы к действию света, окислителей, нагреванию, а также хуже гидролизуются, чем жиры. Именно поэтому воски выполняют защитные функции.

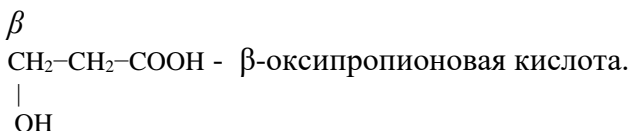
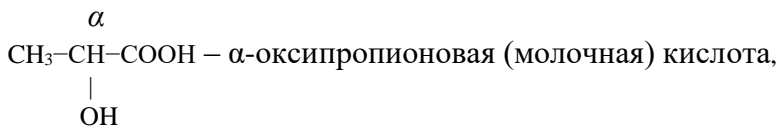
Воски применяются для приготовления различных кремов, мазей, в качестве добавок к мылам, пластырям, помадам и т.п.

✍ Задачи для самостоятельной работы

1. Написать уравнения реакций образования следующих эфиров глицерина: а) тристеарина; б) диолеостеарина; в) пальмитодистеарина.

2. Написать уравнения реакций, которые лежат в основе промышленных способов получения высших жир-

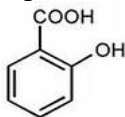
По положению группы –ОН следует различать α -, β -, γ -, δ -, ε -оксикислоты и другие:



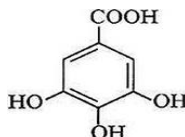
В химических реакциях оксикислоты ведут себя либо как кислоты, либо как спирты.

Оксикислоты содержатся в ягодах, овощах, фруктах.

Фенолоксикислоты – это ароматические карбоновые кислоты, содержащие в бензольном ядре одну или несколько гидроксильных групп.



салициловая кислота



галловая кислота

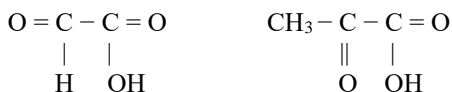
Эти соединения являются одновременно и кислотами, и фенолами.

Характеризуя химические свойства фенолоксикислот, следует различать три группы реакций:

- 1) реакции на карбоксильную группу –COOH;
- 2) реакции на фенольный гидроксил –OH;
- 3) реакции на бензольное кольцо.

Фенолоксикислоты используются в медицине (аспирин, салол и др.), для консервирования пищевых продуктов, для получения красителей.

Оксокислоты (альдегидо- и кетокислоты, оксокарбоновые кислоты) – соединения, содержащие карбоксильную и карбонильную (альдегидную или кетонную) группы.



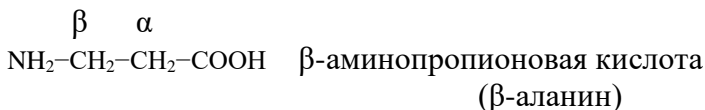
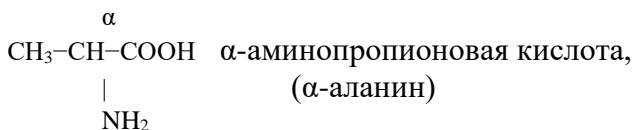
глиоксалевая кислота пировиноградная кислота

Оксокислоты обладают химическими свойствами как карбонильных соединений (альдегидов и кетонов), так и карбоновых кислот.

Аминокислоты – карбоновые кислоты, в углеводородном радикале которых одна или несколько аминогрупп.

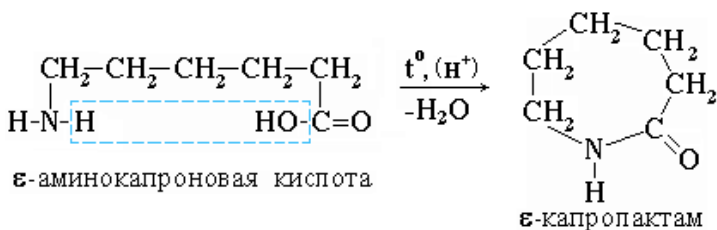
По числу карбоксильных групп аминокислоты могут быть одноосновные, двухосновные; по числу аминогрупп – моноаминокислоты, диаминокислоты.

По положению аминогруппы ($-\text{NH}_2$) различают: α -, β -, γ -, δ -аминокислоты и др. Например:

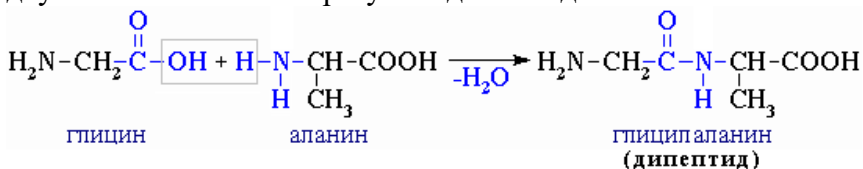


По биологическому значению следует различать заменимые и незаменимые аминокислоты (валин, лейцин, изолейцин, треонин, метионин, лизин, фенилаланин и триптофан). Незаменимые аминокислоты не синтезируются в организме человека. Природные аминокислоты являются 2-аминокарбоновыми кислотами (или α -аминокислотами). У α -аминокислот при атоме С-2 ($\text{C}\alpha$) имеются четыре различных заместителя: карбоксильная группа, аминогруппа, водородный атом и боковая цепь R. Таким образом, все α -аминокислоты, кроме глицина, имеют асимметрический (хиральный) α -углеродный атом и существуют в виде двух энантиомеров.

Аминокислоты, являясь бифункциональными производными, существуют в виде внутренних солей, так как



Межмолекулярное взаимодействие α -аминокислот приводит к образованию пептидов. При взаимодействии двух α -аминокислот образуется дипептид:



Межмолекулярное взаимодействие трех α -аминокислот приводит к образованию трипептида и т.д. По такому принципу построены молекулы белковых веществ.

Качественные реакции на аминокислоты:

1. Все аминокислоты окисляются нингидрином с образованием продуктов сине-фиолетового цвета.
2. С ионами тяжелых металлов α -аминокислоты образуют внутрикомплексные соли. Комплексы меди (II), имеющие глубокую синюю окраску, используются для обнаружения α -аминокислот.

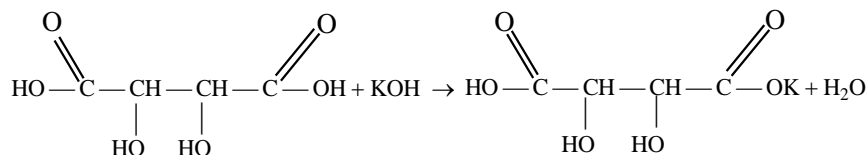
☒ Лабораторная работа № 2.

Гетерофункциональные производные карбоновых кислот

Опыт 1. Образование калиевых солей винной кислоты

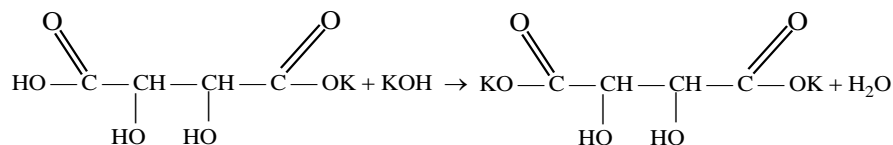
В пробирку наливают 0,5 мл 2 н. раствора винной кислоты и добавляют 1 мл 0,5 н раствора KOH. При встряхивании выпадает осадок белого цвета кислой калиевой соли винной кислоты. Продолжают добавлять раствор 0,5 н. KOH при перемешивании до полного растворения осадка. Образуется средняя калиевая соль, растворимая в во-

де:



винная кислота

кислая калиевая соль винной кислоты



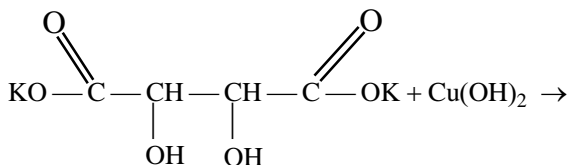
средняя калиевая соль винной кислоты

Сохранить раствор для следующего опыта.

Опыт можно несколько видоизменить: после получения осадка кислой калиевой соли для растворения его добавляют 0,5 н. NaOH. В этом случае получается двойная соль калия и натрия винной кислоты – сегнетова соль. Написать схему реакции образования сегнетовой соли.

Опыт 2. Взаимодействие соли винной кислоты с гидроксидом двухвалентной меди

Помещают в пробирку 0,5 мл 0,2 н. раствора CuSO_4 и 0,5 мл 2н. NaOH. Выпадает голубой осадок гидроксида меди $\text{Cu}(\text{OH})_2$. Добавляют к нему раствор средней калиевой соли винной кислоты, полученной в опыте № 14. Происходит растворение голубого осадка и образование синего раствора. Нагревают раствор до кипения, чтобы убедиться, что в нем не происходит никаких изменений:

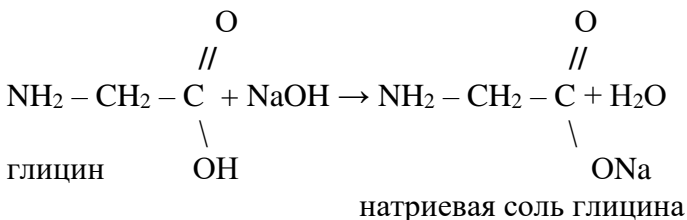


При поликонденсации мочевины с формальдегидом получают мочевиноформальдегидную смолу, применяемую для изготовления аминопластов – ценных пластмасс.

Опыт 4. Амфотерность аминокислот

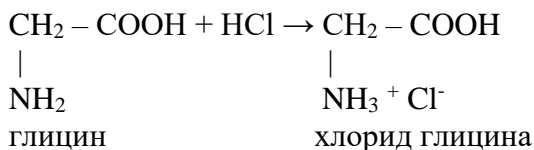
Взаимодействие со щелочью. В пробирку помещают 1 мл раствора аминокусусной кислоты, в другую – 1 мл дистиллированной воды. В обе пробирки вносят по одной капле раствора фенолфталеина. Отмечают цвет растворов в пробирках.

В обе пробирки добавляют по одной капле раствора щелочи. Малиновая окраска появляется лишь в той пробирке, где была вода. Во второй пробирке гидроксид натрия вступает в реакцию с аминокусусной кислотой, что доказывает наличие кислотных свойств аминокусусной кислоты (глицина):



Взаимодействие с кислотой. В пробирку помещают 1 мл раствора аминокусусной кислоты, в другую – 1 мл дистиллированной воды. В обе пробирки вносят по 1 капле раствора метилоранжа. Отмечают желтую окраску растворов в обеих пробирках.

В обе пробирки добавляют по 1 капле раствора соляной кислоты. Розовая окраска появляется лишь в той пробирке, где была вода. Во второй пробирке соляная кислота реагирует с аминокусусной кислотой с образованием соли, что подтверждает наличие основных свойств аминокусусной кислоты (глицина):



Аминокислоты, поступающие в организм животных в составе пищи в виде белка, главным образом используются для построения своих белковых молекул. Однако отдельные аминокислоты применяют в ветеринарии (медицине) и в качестве лечебного средства, например, глутаминовую кислоту – при неврозах, гистидин – при язве желудка. Добавление аминокислот в корм животных положительно влияет на их рост и продуктивность.

Опыт 5. Цветные реакции на белки

А) Биуретовая реакция. В пробирку помещают 0,5 мл исследуемого раствора белка, 2 капли раствора щелочи и 1 каплю раствора сульфата меди. Появляется красно-фиолетовое окрашивание, которое заметно даже в окрашенной водной вытяжке мяса. Биуретовая реакция связана с наличием в белках пептидных группировок – CO – NH –, которые обуславливают появление окраски при взаимодействии с солями меди.

Продукты разложения белков – полипептиды – также дают биуретовую реакцию, причем окрашивание медных комплексов зависит от состава полипептида: дипептиды дают синее окрашивание, трипептиды – фиолетовое, а более сложные – красное.

Б) Ксантопротеиновая реакция. Эта реакция указывает на наличие в белке молекул аминокислот, содержащих бензольные ядра, как например, тирозин. При взаимодействии аминокислот с азотной кислотой образуются нитросоединения, окрашенные в желтый цвет.

К 1 мл раствора белка добавляют 5-6 капель концентрированной азотной кислоты до появления белого осадка или мути от свернувшегося белка. Реакционную

смесь нагревают до окрашивания осадка в желтый цвет. В процессе гидролиза идет растворение осадка. Охлаждают и добавляют к ней осторожно по каплям избыток концентрированного раствора аммиака. Окраска переходит в оранжевую.

Ксантопротеиновая реакция обусловлена наличием в белках ароматических аминокислот, таких как фенилаланин, тирозин, триптофан. Желтое окрашивание появляется как результат нитрования ароматических ядер. Появление оранжевой окраски определяется образованием более интенсивно окрашенных анионов.

В) Определение серы в белках. В пробирку вводят комочек шерстяной пряжи, 0,5 мл раствора гидроксида натрия и 1 каплю раствора уксусно-кислого свинца и нагревают содержимое пробирки до кипения. Появляется коричнево-серый осадок сульфида свинца. Эта реакция дает возможность определить белки, в состав которых входят аминокислоты, содержащие серу (цистеин, цистин, метионин).

Задачи для самостоятельной работы

1. Какой атом углерода называется ассиметрическим (хиральным)? Обозначить хиральный атом углерода в следующих соединениях: а) 2,3-диоксипропионовая кислота; б) α -оксимасляная кислота; в) винная кислота.

2. Чем определяется атомность, основность кислот? Написать формулы трехатомной кислоты, содержащей 4 атома углерода.

3. Написать структурные формулы оксикислот состава $C_4H_6O_2$ и дать им названия.

4. Написать реакцию взаимодействия этанала с синильной кислотой с последующим гидролизом полученного соединения.

5. Написать уравнения реакции образования простого и сложного эфиров из α -оксипропионовой кислоты и пропанола-2.

6. Написать реакцию этерификации молочной кислоты с этиловым спиртом. Назвать полученное соединение.

7. Написать уравнения реакции α -оксималяной кислоты с: а) NaOH; б) HBr.

8. Написать реакции окисления α -оксипропионовой кислоты, яблочной кислоты.

9. Написать реакции оксиуксусной кислоты с: а) PCl_5 (избыток); б) $\text{Ca}(\text{OH})_2$; в) NH_3 ; г) HCl.

10. Где в природе встречается молочная кислота? Привести один из способов получения молочной кислоты. Какими реакциями можно подтвердить: а) ее кислотные свойства; б) свойства спиртов?

11. Получить муравьиную кислоту из трихлорметана. Где встречается и где используется муравьиная кислота?

12. Где встречаются винная кислота и ее соли? Написать реакции взаимодействия этой кислоты: а) с гидроксидом калия (2 моль); б) гидроксидом меди(II) (в щелочной среде).

13. Написать схемы реакций получения яблочной кислоты из янтарной.

14. Написать схему реакции, происходящей при нагревании β -оксивалериановой кислоты. Назвать продукт реакции.

15. Написать реакции дегидратации α -оксималяной кислоты, δ -оксикапроновой кислоты. Какие соединения при этом образуются?

16. Как получают салициловую кислоту в промышленности? Написать уравнения реакций, подтверждающие ее кислотные свойства (реакции на карбоксильную группу) и свойства фенолов (реакции на $-\text{OH}$ группу). Где используется эта кислота?

17. Написать уравнение гидролиза 2,2-дибромбутановой кислоты и назвать полученное соединение.

18. Написать реакции взаимодействия пировиноградной кислоты с: а) NaOH; б) этанолом; в) PCl_5 (избыток); г) NH_3 .

19. Написать реакцию взаимодействия 3-оксобутановой кислоты с: а) HCN; б) гидроксилмином; в) H_2 ; г) гидразином.

20. Написать реакцию окисления оксоэтановой кислоты, назвать полученное соединение.

21. Написать уравнения реакций глицина: а) с раствором щелочи; б) азотистой кислотой; в) соляной кислотой. Назвать продукты реакций.

22. Написать схемы образования дипептидов из глицина и аланина.

23. В чем заключается амфотерность аминокислот? Написать формулы аминокислот в виде биполярных ионов: а) аланина; б) β -аминомасляной. Для каждого соединения представить его превращение в катион при избытке ионов водорода и в анион – при избытке гидроксильных ионов.

24. Написать схемы реакций, при которых образуется: а) метиловый эфир α -аминопропионовой кислоты; б) полный этиловый эфир глутаминовой кислоты.

25. Написать схемы образования трипептида из лейцина, валина, фенилаланина.

Тема 10. Углеводы

Углеводы или сахара - органические вещества, содержащие карбонильную группу и несколько гидроксильных групп (многоатомные альдегидоспирты или кетонспирты).

Название класса впервые предложено К. Шмидтом в 1844 году, общая формула $C_x(H_2O)_y$, формально является соединениями углерода и воды.

Источником углеводов для всех живых организмов является процесс фотосинтеза, осуществляемый растениями.

Функции углеводов:

а) Пластическая или структурная функция. Углеводы являются неотъемлемым компонентом клеток и тканей всех живых организмов, составляя (по массе) основную часть органического вещества на Земле.

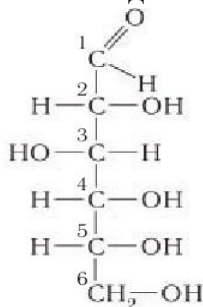
б) Источник энергии. Для деятельности мозга, почек, крови практически вся энергия поставляется за счет окисления глюкозы

в) Регуляторная функция. Глюкоза в крови участвует в регуляции осмотического давления и поддержании гомеостаза.

Классификация углеводов:

1. Простые углеводы $C_nH_{2n}O_n$, моносахариды (монозы) – не подвергаются гидролизу, растворимы в воде: фруктоза, глюкоза, галактоза, рибоза, дезоксирибоза.

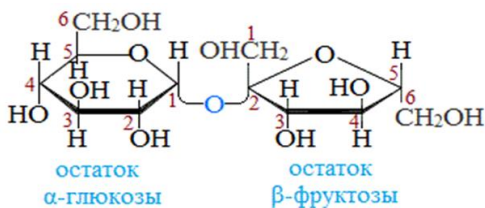
В зависимости от числа углеродов в молекуле: триоза, тетроза, пентоза, гексоза. Если моносахарид содержит альдегидную группу, называется альдоза, если кетонную – кетоза. Глюкоза – альдогексоза, фруктоза – кетогексоза.



линейная форма молекулы глюкозы

2. Сложные углеводы: подвергаются гидролизу

а) олигосахариды: при гидролизе дают от 2 до 10 молекул моноз, сладкие на вкус. Дисахариды — углеводы, в состав которых входят остатки двух молекул моносахаридов, $C_{12}H_{22}O_{11}$: сахароза, лактоза, мальтоза.



б) полисахариды (полиозы) – высокомолекулярные, несхароподобные, нерастворимые в воде, не сладкие на вкус. При гидролизе дают более 10 моноз: крахмал, целлюлоза, гликоген.

Моносахариды являются оптически активными веществами. Они содержат асимметрические атомы углерода.

Таутомерия – вид структурной изомерии, при которой изомеры превращаются друг в друга путем перемещения атомов.

В сложных углеводах, в кристаллическом состоянии монозы находятся в циклических или полуацетальных формах. Циклические формы образуются при переходе «Н» от –ОН группы, связанной с 4-б атомом «С» к кислороду карбонильной группы.

Циклические изомеры изображают в виде перспективных формул Хеурзса.

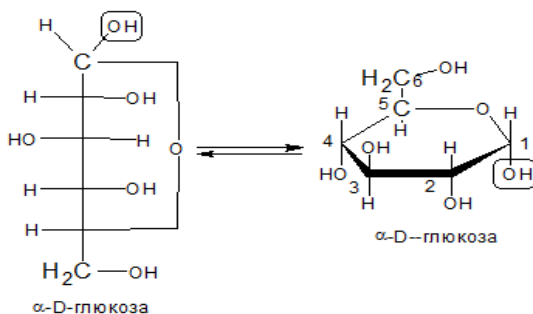
1. Пятичленные циклы называются **фуранозы**

Шестичленные – **пиранозы**.

2. Группы, расположенные на проекционной формуле справа, на перспективной изображают под циклом (слева – над циклом).

3. Группы, не вошедшие в цикл:
для **D**-ряда изображают **над** циклом,
для **L**-ряда – **под** циклом.

4. Образующаяся ОН-группа называется гликозидной или полуацетальной. Если ее располагают под циклом, то это **α**-форма, над циклом – **β**-форма.



α-D-глюкопираноза

Для моноз характерны свойства спиртов и карбонильных соединений: по карбонильной группе характерны реакции открытым формам моноз, по –ОН-группе характерны реакции циклическим формам моноз.

Задачи для самостоятельной работы

При решении заданий этого раздела использовать данные прил. 4.

1. Составить все таутомерные формулы D-лихсозы и назвать их.

2. Написать реакции взаимодействия D-лихсозы с:
а) HCN, б) NH₂-NH₂, в) H₂

3. Составить все таутомерные формулы D-рибозы, дать название.

4. Написать реакции взаимодействия α-D рибозы в фуранозной форме с уксусной кислотой

5. Составить все таутомерные формулы маннозы, дать название

6. Написать реакции взаимодействия маннозы с: а) этанолом, б) окисления,

7. Написать реакции взаимодействия арабинозы в фуранозной форме с пропанол-2.

8. Написать реакции взаимодействия β-D-илопиранозы с: а) 4 молекулами этанола, б) пропановой кислотой, в) фосфорной кислотой

Раздел 2. ФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Тема 11. Расчет pH растворов

Расчет pH растворов сильных кислот и оснований

Расчет pH в растворах сильных одноосновных кислот и оснований проводят по формулам:

$$\text{pH} = -\lg C_{\text{к}},$$

$$\text{pH} = 14 + \lg C_{\text{о}},$$

где $C_{\text{к}}$, $C_{\text{о}}$ – молярная концентрация кислоты или основания, моль/л.

Расчет pH растворов слабых кислот и оснований

Слабые электролиты диссоциируют на ионы частично. Полнота диссоциации слабого электролита количественно характеризуется степенью диссоциации α – отношение числа молекул, распавшихся на ионы n , к общему числу молекул этого электролита, введенных в раствор N :

$$\alpha = n/N.$$

Зависимость между степенью диссоциации α , концентрацией C и константой диссоциации $K_{\text{д}}$ электролита выражается законом разведения Освальда: $K_{\text{д}} = C \cdot \alpha^2 / (1 - \alpha)$, где C – концентрация слабого электролита до диссоциации (моль/л), α – степень диссоциации слабого электролита в растворе. Для очень слабого электролита $\alpha \ll 1$, и тогда величиной α в знаменателе можно пренебречь: $K_{\text{д}} = C \cdot \alpha^2$.

Расчет pH в растворах слабых одноосновных кислот и оснований проводят по формулам:

$$\text{pH} = 1/2 (\text{p}K_{\text{к}} - \lg C_{\text{к}}),$$

$$\text{pH} = 14 - 1/2 (\text{p}K_{\text{о}} - \lg C_{\text{о}}),$$

где $C_{\text{к}}$, $C_{\text{о}}$ – молярная концентрация кислоты или основания, моль/л.

Буферные системы

К буферным системам относятся смеси:

а) слабой кислоты и ее соли, например, $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{COONa}$;

б) слабого основания и его соли, например, $\text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{Cl}$;

в) смесь кислых солей разной кислотности, например $\text{NaH}_2\text{PO}_4 + \text{Na}_2\text{HPO}_4$;

г) смесь кислой и средней солей, например $\text{NaHCO}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3$;

д) смесь основных солей разной основности, например $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl} + \text{Al}(\text{OH})\text{Cl}_2$ и т.д.

Расчет pH в буферных системах ведут по формулам:

$$\text{pH} = \text{p}K_{\text{к}} - \lg C_{\text{к}}/C_{\text{с}},$$

$$\text{pH} = 14 - \text{p}K_{\text{о}} + \lg C_{\text{о}}/C_{\text{с}},$$

где $C_{\text{к}}$, $C_{\text{о}}$, $C_{\text{с}}$ – молярные концентрации кислоты, основания или соли, моль/л.

⊕ *Решение типовых задач*

Пример 1. Вычислить pH, pOH, $[\text{H}^+]$, $[\text{OH}^-]$ в 0,01M HCl.

Решение. Соляная кислота относится к сильным кислотам, поэтому можно принять концентрацию ионов водорода равной концентрации кислоты $[\text{H}^+] = 0,01$ моль/л. Значение pH вычисляют по $\text{pH} = -\lg 0,01 = 2$. Концентрацию гидроксид-ионов можно найти, зная величину ионного произведения воды:

$$[\text{OH}^-] = 10^{-14}/[\text{H}^+] = 10^{-14}/0,01 = 10^{-12}$$

$$\text{Значение pOH} = -\lg 10^{-12} = 12.$$

Кроме того, величину pOH можно найти из известного равенства $\text{pH} + \text{pOH} = 14$

Пример 2. Определить концентрацию H^+ , pH в растворе уксусной кислоты CH_3COOH с $C = 0,1$ моль/л; $K_{\text{д}} = 2 \cdot 10^{-5}$.

Решение. По закону разбавления Освальда $K_{\text{д}} = C^* \alpha^2$, $\alpha = \sqrt{K_{\text{д}}/C}$.

$$\alpha = \sqrt{2 \cdot 10^{-5}/0,1} = 1,4 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л}$$

$$[H^+] = C \cdot \alpha = 0,1 \cdot 1,4 \cdot 10^{-2} = 1,4 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л}$$

$$pH = -\lg 1,4 \cdot 10^{-3} = 2,85$$

Пример 3. Вычислить pH 0,03 М раствора NH_4OH после смешивания его с водой в соотношении 1:2.

Решение. После смешивания 0,03М раствора аммиака с водой его концентрация уменьшится в 3 раза. Подставляя в формулу $pH = 14 - 1/2(pK_o - \lg C_o)$ значение $pK(NH_4OH) = 4,76$ и концентрацию раствора после разбавления, получим:

$$pH = 14 - 1/2(4,76 - \lg 0,01) = 10,62$$

Пример 4. Сколько граммов NH_4Cl надо растворить в 200 мл 0,1М NH_4OH , чтобы получить раствор с pH 9,24 ?

Решение. При растворении NH_4Cl в растворе NH_4OH образуется буферная система. Расчет ведут по формуле $pH = 14 - pK_o + \lg C_o / C_c$. Подставляя численные значения pH, pK_o , вычисляют концентрацию соли: $C_c = 0,1$ моль/л. Рассчитывают массу соли: $m = C \cdot M \cdot V / 1000 = 0,1 \cdot 53,5 \cdot 200 / 1000 = 1,0700$ г.

☒ **Лабораторная работа №3.**

Определение pH сильного и слабого электролита.

Изучение влияния разбавления на степень диссоциации и pH раствора слабой кислоты

Цель работы: опытным путем определить концентрацию растворов соляной и уксусной кислот и рассчитать степень диссоциации уксусной кислоты.

Реактивы: растворы соляной и уксусной кислот; 0,1 М раствор гидроксида натрия; раствор фенолфталеина.

Приборы и материалы: бюретки, колбы для титрования.

Методика определения:

1. Определить концентрации растворов HCl и CH_3COOH титрованием их 0,1 н. раствором NaOH. Для расчетов берут среднее значение объема раствора щелочи

из трех определений. Расчет молярной концентрации эквивалентов проводят по закону эквивалентов для реагирующих веществ:

$$C_{\text{эк1}} \cdot V_1 = C_{\text{эк2}} \cdot V_2$$

2. Определить степень диссоциации уксусной кислоты (по закону разведения Освальда) и концентрацию ионов водорода уксусной и соляной кислот.

$$K_{\text{д}}(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,7 \cdot 10^{-5}.$$

3. Рассчитать pH каждого из растворов.

4. Раствор уксусной кислоты смешать с водой и определить концентрацию образовавшегося раствора титрованием NaOH, проведя три параллельных измерения.

5. Определить степень диссоциации, концентрацию ионов водорода и pH раствора уксусной кислоты.

6. Результаты оформить в виде табл

Таблица. Определение pH растворов

Электролит	Результаты титрования				$C_{\text{кис-ты}}$	α	$[H^+]$	pH
	V_1	V_2	V_3	$V_{\text{ср.}}(\text{NaOH})$				
	1	2	3	4				
<i>HCl</i>					5	6	7	8
<i>CH₃COOH</i>								
<i>CH₃COOH (разбавл)</i>								

7. Сделать вывод о зависимости степени диссоциации и pH раствора уксусной кислоты от концентрации (или разбавления) раствора.

✍ Задачи для самостоятельной работы

1. . Рассчитать pH 0,1 молярного раствора гидроксида натрия.

2. Чему равны pH и pOH 0,01 М раствора соляной кислоты?

3. Вычислить pH раствора KOH, молярная концентрация которого равна $4,2 \cdot 10^{-3}$ моль/л.

4. Вычислить C_{M} и pH раствора гидроксида калия,

считая его диссоциацию полной, если известно, что в 1 л раствора содержится 0,28 г КОН

5. Чему равна молярная концентрация растворов HNO_3 и NaOH , если для первого раствора $\text{pH} = 2$, а для второго $\text{pH} = 12$?

6. Чему равен pH раствора, содержащего 10 г гидроксида бария в 2 л раствора?

7. $\text{pH}(\text{NaOH}) = 11$. Чему равна молярная концентрация раствора?

8. $\text{pH}(\text{Ba}(\text{OH})_2) = 12$. Вычислить молярную концентрацию раствора и массу гидроксида бария в 500 мл раствора.

9. Вычислить pH 4%-го раствора азотной кислоты, $\rho = 1,022$ г/мл.

10. Раствор соляной кислоты объемом 1,8 мл (плотность $1,18$ г/см³) с массовой долей вещества 36 %, разбавили водой до 1 литра. Найти pH полученного раствора.

11. К 350 мл 2%-го раствора ($\rho = 1,16$ г/мл) добавлено 500 мл воды. Раствор имеет плотность $1,05$ г/мл. Определить pH раствора.

12. К 400 мл 10%-го раствора гидроксида калия ($\rho = 1,091$ г/мл) добавлено 800 мл воды. Образовавшийся раствор имеет плотность $1,008$ г/мл. Вычислить pH и pOH раствора.

13. Определить pH раствора, в 200 мл которого содержится 20 г уксусной кислоты. К

14. Вычислить pH 1%-го раствора муравьиной кислоты (HCOOH), считая, что плотность раствора равна 1 г/см³. Константа диссоциации составляет $2,1 \cdot 10^{-4}$.

15. Найти степень диссоциации сероводородной кислоты в $0,1$ М растворе, если $K_d = 1,1 \cdot 10^{-7}$.

16. Определить pH $0,01$ М раствора гидроксида аммония, если $K_d = 1,77 \cdot 10^{-5}$.

17. Определить pH $0,15$ М раствора азотистой кислоты HNO_2 , константа диссоциации которой составляет $5,1 \cdot 10^{-4}$.

18. Вычислить концентрацию ионов водорода и pH в 0,001 М растворе синильной кислоты HCN ($K_d = 7,2 \cdot 10^{-10}$).

19. Вычислить молярную концентрацию (C_M) и степень диссоциации (α) раствора уксусной кислоты, концентрация ионов водорода в котором равна $1,35 \cdot 10^{-4}$ моль/л, $K_d = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

20. Слабая одноосновная кислота диссоциирует на 2% в 0,1 М растворе. Определить степень ее диссоциации в 0,001 М растворе.

21. Одинакова ли концентрация ионов H^+ в растворах HCl и CH_3COOH , если их молярная концентрация одинакова и равна 0,1 моль/л, $K_d(CH_3COOH) = 1,8 \cdot 10^{-5}$?

22. Вычислить степень диссоциации NH_4OH в 0,02 М и 0,5 М растворах, если $K_d(NH_4OH) = 1,8 \cdot 10^{-5}$. Как влияет концентрация раствора на степень диссоциации гидроксида аммония?

23. Рассчитать pH буферного раствора, содержащего 0,200 М муравьиной кислоты ($K_d = 2,1 \cdot 10^{-4}$) и 0,150 М формиата натрия.

24. Рассчитать pH буферного раствора, содержащего 0,0100 М бензойной кислоты (C_6H_5COOH , $K_d = 6,6 \cdot 10^{-5}$) и 0,0100 М бензоата натрия.

25. Сколько граммов хлорида аммония следует прибавить к 1 л 0,1 молярного раствора гидроксида аммония ($K_d = 1,8 \cdot 10^{-5}$) для получения раствора с pH = 8,7?

26. Вычислить pH буферного раствора, полученного путем смешения 50 мл 0,5 М раствора гидроксида аммония ($K_d = 1,8 \cdot 10^{-5}$) и 200 мл 0,1 М раствора хлорида аммония.

27. Вычислить соотношения концентраций CH_3COONa и CH_3COOH ($K_d(CH_3COOH) = 1,8 \cdot 10^{-5}$) в буферном растворе, pH которого равен 5,8.

28. Определить pH буферной смеси, состоящей из 4 мл 0,1 М CH_3COOH и 6 мл 0,2 н CH_3COONa , $K_d(CH_3COOH) = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

Тема 12. Свойства разбавленных растворов

Коллигативные свойства – это свойства растворов, зависящие от числа частиц растворенного вещества. К коллигативным свойствам растворов относят:

1) понижение давления насыщенного пара растворителя над раствором;

2) понижение температуры замерзания и повышение температуры кипения растворов по сравнению с температурами замерзания и кипения чистых растворителей;

3) осмотическое давление.

1. Понижение давления пара растворителя над раствором, ΔP (I закон Рауля): понижение давления насыщенного пара растворителя над раствором пропорционально молярной доле растворенного вещества.

Математическое выражение: $P_0 - P = P_0 \cdot \chi$,

где P_0 – давление насыщенного пара растворителя над чистым растворителем,

P – давление насыщенного пара растворителя над раствором,

χ – молярная доля растворенного вещества.

$$\chi = n_2 / n_1 + n_2,$$

где n_1 – количество растворителя;

n_2 – количество растворенного вещества, моль.

Если обозначить $(P_0 - P)$ через ΔP , получим:

$P_0 - P / P_0 = \Delta P / P_0$. Это отношение называют относительным понижением давления насыщенного пара растворителя над раствором: $\Delta P / P_0 = \chi$.

2. Растворы *замерзают* при более низкой температуре, чем чистый растворитель, что является следствием понижения давления пара растворителя над раствором. Понижение температуры кристаллизации раствора:

$$\Delta T_{\text{зам.}} = T_0 - T = K_{\text{кр.}} \cdot C_m (B),$$

где $\Delta T_{\text{зам.}}$ – понижение температуры замерзания раствора, К;

$K_{\text{кр.}}$ – криоскопический коэффициент, К, кг * моль⁻¹;

$C_m(B)$ – моляльная концентрация вещества В, моль/кг.

Если в массе растворителя m_A находится m_B граммов вещества В, то: $C_{m, B} = \frac{1000 \cdot m_B}{m_A \cdot M_B}$,

где m_B – масса растворенного вещества В, г;

M_B – молярная масса растворенного вещества В, г/моль;

m_A – масса растворителя, г.

Тогда уравнение можно записать в виде:

$$\Delta T_{\text{зам.}} = \frac{K_{\text{кр.}} \cdot m_B \cdot 1000}{m_A \cdot M_B}$$

и использовать его для экспериментального определения и расчета молярной массы неизвестного вещества по понижению температуры замерзания его раствора в известном растворителе: $M = \frac{K \cdot m \cdot 1000}{\Delta T \cdot A}$.

3. Жидкость *кипит* при той температуре, при которой давление насыщенного пара над ней достигает внешнего давления. С ростом в ней концентрации растворенного нелетучего вещества давление пара растворителя над раствором понижается, и раствор кипит при более высокой температуре, чем чистый растворитель. *Повышение температуры кипения* от T_0 для чистого растворителя до T для разбавленных растворов рассчитывают с помощью уравнения

$$\Delta T_{\text{кип.}} = T - T_0 = K_{\text{эб.}} \cdot C_m(B),$$

где $\Delta T_{\text{кип.}}$ – повышение температуры кипения раствора, К;

$K_{\text{эб.}}$ – эбулиоскопический коэффициент, К · кг · моль⁻¹;

$C_m(B)$ – моляльная концентрация вещества В, моль/кг.

$$\Delta T_{\text{кип.}} = \frac{K_{\text{эб.}} \cdot m_B \cdot 1000}{m_A \cdot M_B},$$

где m_B – масса растворенного вещества В, г;

M_B – молярная масса растворенного вещества В, г/моль;

m_A – масса растворителя, г.

4. Осмос обусловлен стремлением системы к термодинамическому равновесию и выравниванию концентраций растворов по обе стороны мембраны путем односторонней диффузии молекул растворителя. Осмотическое давление – давление, производимое молекулами растворенного вещества на полупроницаемые стенки сосуда.

Осмотическое давление, P , кПа:

$$P = C_M RT,$$

где C_M – молярная концентрация, моль/л;

R – газовая постоянная [8,31 Дж/(моль·К)];

T – температура, К.

$$P_{осм} = \frac{m \cdot R \cdot T}{M \cdot V}$$

Если растворенное вещество распадается в растворе на ионы, то увеличение числа частиц за счет диссоциации его молекул учитывается через введение изотонического коэффициента i :

$$\Delta T_{зам.} = i K_{кр.} C_m; \Delta T_{кип.} = i K_{эб.} C_m; P = i C_M RT$$

Изотонический коэффициент связан со степенью диссоциации:

$i = 1 + (n - 1) \alpha$, где n – число ионов, на которые диссоциирует электролит.

Ⓢ Решение типовых задач

Пример 1. В 1000 г воды растворено 100 г сахарозы. Молярная масса сахарозы $M=342$ г/моль. Определите температуру кипения раствора.

$$\text{Решение: } \Delta T = \frac{K \cdot m \cdot 1000}{M \cdot A} = \frac{0,513 \cdot 100 \cdot 1000}{342 \cdot 1000} = 0,146 \text{ К}$$

Отсюда температура кипения раствора равна:

$$T = 373 + 0,146 = 373,146 \text{ К}$$

$$\text{или } t = 100^\circ + 0,146 = 100,146^\circ \text{С.}$$

Ответ: $T=378,146 \text{ К}$.

Пример 2. Раствор, содержащий 8 г некоторого вещества в 100 г диэтилового эфира, кипит при $36,86^\circ\text{C}$, тогда как чистый эфир кипит при $35,6^\circ\text{C}$. Определить молекулярную массу растворенного вещества.

Решение. Из условия задачи находим:

$$\Delta t_{\text{кип}} = 36,86^\circ\text{C} - 35,6^\circ\text{C} = 1,26^\circ\text{C}.$$

Из уравнения $\Delta t_{\text{кип}} = K_{\text{эб}} \cdot C_m$ определяем моляльность раствора: $1,26 = 2,02 C_m$;

$$C_m = 1,26 / 2,02 = 0,624 \text{ моля на } 1000 \text{ г эфира}.$$

Из условия задачи следует, что в 1000 г растворителя находится 80 г растворенного вещества. Поскольку эта масса соответствует 0,624 моль, то молярную массу вещества найдем из соотношения

$$80 \text{ г} - 0,624 \text{ моль}$$

$$X \text{ г} - 1 \text{ моль}$$

$$M = 80 / 0,624 = 128,2 \text{ г/моль}.$$

Ответ: молекулярная масса растворенного вещества равна $128,2 \text{ г/моль}$.

Пример 3. Раствор, содержащий 0,85 г хлорида цинка в 125 г воды, кристаллизуется при $t = -0,23^\circ\text{C}$. Определить кажущуюся степень диссоциации ZnCl_2 .

Решение. Находим молярную концентрацию C_m соли в растворе. Молярная масса ZnCl_2 равна 136 г/моль ,

$$C_m = 0,85 \cdot 1000 / (136 \cdot 125) = 0,050 \text{ моль/кг}.$$

Из уравнения $\Delta T_{\text{зам}} = i K_{\text{кр}} \cdot C_m$ находим изотонический коэффициент:

$$i = \Delta T_{\text{зам}} / K_{\text{кр}} \cdot C_m = 0,23 / 1,86 \cdot 0,05 = 2,47$$

Из уравнения $i = 1 + (n - 1) \alpha$ находим степень диссоциации: $\alpha = (i - 1) / (n - 1)$.

Так как при диссоциации 1 моль ZnCl_2 образуется 3 моль-ионов: $\text{ZnCl}_2 \leftrightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 \text{Cl}^-$, то $n = 3$.

$$\text{Тогда } \alpha = (2,47 - 1) / (3 - 1) = 0,735.$$

Ответ: степень диссоциации соли равна $0,735$ или $73,5\%$.

Задачи для самостоятельной работы

При решении задач этого раздела использовать данные прил. 3.

1. Раствор получен растворением 36 г глюкозы в 450 г воды. Рассчитать мольную долю растворителя и растворенного, давление насыщенного пара над раствором, если $P_0=51.5$ мм.рт.ст.

2. Вычислить давление пара над 5% водным раствором мочевины, если $P_0=3,166$ кПа.

3. Сколько грамм глицерина необходимо растворить в 180 г воды, чтобы понизить давление пара над раствором на 133.3 Па. $P_0=2,34$ кПа.

4. Вычислить давление пара над 3% раствором анилина в диэтиловом эфире, если P_0 (диэтил эфира)=0,582 атм.

5. 45 г глицерина растворено в 60 г воды. Каково понижение давления пара над раствором, если $P_0=130,3$ кПа.

6. Вычислить моляльную концентрацию водного раствора сахара $C_{12}H_{22}O_{11}$, зная температуру кристаллизации раствора ($-0,93^{\circ}C$).

7. Определить температуру кипения раствора, содержащего 1 г нафталина в 20 г эфира, если чистый эфир кипит при $20^{\circ}C$, $K_3(\text{эфира})=2,16$.

8. Вычислить температуру кипения 5%-го раствора нафталина $C_{10}H_8$ в бензоле. Температура кипения бензола $80,2^{\circ}C$.

9. Водный раствор, содержащий 5,18 г растворенного вещества в 155,18 г раствора, замерзает при температуре $-1,39^{\circ}C$. Вычислить молекулярную массу растворенного вещества.

10. При какой температуре будет кристаллизоваться 40%-й водный раствор этилового спирта C_2H_5OH ?

11. В каком отношении должны находиться массы воды и этилового спирта, чтобы при их смешении полу-

чить раствор, кристаллизующийся при -20°C ?

12. В радиатор автомобиля налили 9 л воды и прибавили 2 л метилового спирта ($\rho = 0,8$ г/мл). При какой наименьшей температуре можно после этого оставлять автомобиль на открытом воздухе, не опасаясь, что вода в радиаторе замерзнет?

13. Водно-спиртовой раствор, содержащий 15% спирта, кристаллизуется при $-10,26^{\circ}\text{C}$. Найти молекулярную массу спирта.

14. Температура кипения водного раствора сахарозы $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ равна $101,4^{\circ}\text{C}$. Вычислить молярную концентрацию и массовую долю сахарозы в растворе. При какой температуре замерзает этот раствор?

15. При какой температуре будет кристаллизоваться 14,6%-й водный раствор сахара $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$?

16. Определить температуру кипения водного раствора глицерина концентрацией 6,45%.

17. Водный раствор этилового спирта кристаллизуется при температуре -27°C . Какова процентная концентрация (по массе) этого раствора?

18. Смешаны вода и этиловый спирт в массовом соотношении 2:1. При какой температуре будет кристаллизоваться этот раствор?

19. Какой объем метилового спирта ($\rho = 0,8$ г/мл) нужно добавить к 9 л воды, чтобы полученный раствор не замерзал до -8°C ?

20. Вычислить температуру замерзания раствора нитрата серебра, содержащего 1 г соли и 50 г воды, если кажущаяся степень диссоциации равна 59%.

21. При растворении гидроксида натрия массой 12 г в воде массой 100 г температура кипения повысилась на $2,65^{\circ}\text{C}$. Какая степень диссоциации NaOH соответствует этим данным?

22. Раствор, содержащий 0,834 г сульфата натрия в 1000 г воды, замерзает при $-0,028^{\circ}\text{C}$. Вычислить кажущуюся степень диссоциации сульфата натрия в растворе.

23. Раствор, содержащий 8 г сульфата алюминия в 25 г воды, замерзает при $-4,56^{\circ}\text{C}$. Вычислить кажущуюся степень диссоциации.

24. Раствор, содержащий 4,2 г КОН в 500 г воды, замерзает при $-0,519^{\circ}\text{C}$. Найти изотонический коэффициент и α для этого раствора.

25. Чему равно при 17°C осмотическое давление раствора, содержащего CaCl_2 массой 11,2 г в растворе объемом 200 мл, если изотонический коэффициент раствора равен 2,5?

26. Осмотическое давление раствора, объем которого 3 л, при 10°C равно $1,2 \cdot 10^{-5}$ Па. Какова молярная концентрация этого раствора?

27. Осмотическое давление раствора, содержащего 5 г гемоглобина в 100 мл раствора, при 27°C равно 13,65 мм.рт.ст. Вычислить молярную массу гемоглобина.

28. Раствор, содержащий 6,33 г гематина в 100 мл раствора при 20°C , имеет осмотическое давление 243,4 кПа. Вычислить молярную массу гематина.

29. Чему равна кажущаяся степень диссоциации 0,12н раствора бромида натрия при температуре 17°C , если $P_{\text{осм}} = 492,3$ кПа.

Раздел 3. КОЛЛОИДНАЯ ХИМИЯ

Коллоидная химия – наука, изучающая физико-химические свойства гетерогенных, высокодисперсных систем, а также растворов высокомолекулярных соединений.

Тема 13. Поверхностные явления. Адсорбция

Фаза – это часть гетерогенной системы, однородная по химическому составу и физическим свойствам и ограниченная от остальной системы границей раздела. Явления, происходящие на границе раздела двух фаз, называются поверхностными явлениями. На границе раздела фаз

каждая из граничащих фаз имеет избыток потенциальной энергии, который называется поверхностной энергией G_s .

Стремление вещества уменьшить поверхностную энергию называется поверхностным натяжением. Поверхностное натяжение σ – стремление вещества (жидкости или твердой фазы) уменьшить избыток своей поверхностной энергии на границе раздела с другой фазой. Стремление вещества уменьшить эту величину приводит к самопроизвольному сокращению границы раздела фаз, например: круглая форма капли жидкости; σ – отношение поверхностной энергии к площади поверхности раздела фаз: $\sigma = G_s/S$, Дж/м². Величина поверхностного натяжения зависит только от природы обеих фаз.

Вследствие наличия поверхностной энергии на границе раздела фаз происходит накопление тех или иных частиц. *Сорбция* – поглощение каким-либо веществом других веществ. Если вещество поглощается всем объемом другого, то происходит *абсорбция*, если вещество концентрируется на поверхности раздела фаз, то имеет место *адсорбция*. Вещество, способное поглощать, адсорбировать другое, называется *адсорбентом*, вещество, которое может адсорбироваться – *адсорбтивом*, а адсорбированное вещество *адсорбатом*. Процесс, обратный адсорбции, называется *десорбцией*.

Физическая адсорбция возникает за счет ван-дер-ваальсовых взаимодействий. Она характеризуется обратимостью и уменьшением адсорбции при повышении температуры, т.е. экзотермичностью.

Химическая адсорбция (хемосорбция) осуществляется путем химического взаимодействия молекул адсорбента и адсорбата. Хемосорбция обычно необратима; химическая адсорбция, в отличие от физической, является локализованной, т.е. молекулы адсорбата не могут перемещаться по поверхности адсорбента. Так как хемосорбция является химическим процессом, требующим энергии активации порядка 40–120 кДж/моль, повышение темпера-

туры способствует её протеканию. Примером химической адсорбции является адсорбция кислорода на вольфраме или серебре при высоких температурах.

В жидких растворах поверхностное натяжение σ является функцией от концентрации растворенного вещества. На рис. 3 представлены три возможных зависимости поверхностного натяжения от концентрации раствора (изотермы поверхностного натяжения). Вещества, добавление которых к растворителю уменьшает поверхностное натяжение, называют поверхностно-активными (ПАВ), вещества, добавление которых увеличивает или не изменяет поверхностное натяжение – поверхностно-инактивными (ПИАВ).

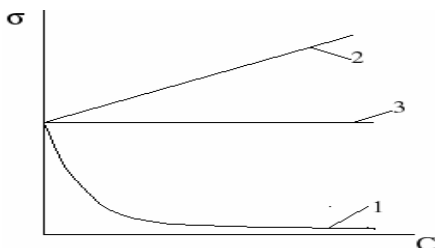


Рис. 3. Зависимость поверхностного натяжения от концентрации раствора: 1 – для поверхностно-активного вещества; 2 – для поверхностно-неактивного вещества; 3 – вещества не влияющие на поверхностное натяжение растворителя.

Количественное соотношение между адсорбцией (поверхностным избытком) растворенного вещества и изменением поверхностного натяжения раствора с ростом концентрации раствора определяет изотерма адсорбции Гиббса:

$$\Gamma = - \frac{C}{RT} \cdot \frac{d\sigma}{dC},$$

где Γ – величина адсорбции, моль/кг или моль/м²;

C – концентрация раствора, моль/л;

R – газовая постоянная;

T – абсолютная температура.

Величину $g = d\delta/dC$ называют также поверхностной активностью растворенного вещества, (Дж·л)/(м·моль). С ростом концентрации поверхностная активность ПАВ уменьшается.

Исследуя поверхностное натяжение водных растворов органических веществ, Траубе и Дюкло установили для гомологических рядов поверхностно-активных веществ следующее эмпирическое правило: в любом гомологическом ряду при малых концентрациях удлинение углеродной цепи на одну группу CH_2 увеличивает поверхностную активность в 3,0 – 3,5 раза.

Молекулы большинства ПАВ обладают дифильным строением, т.е. содержат как полярную группу, так и неполярный углеводородный радикал. Расположение таких молекул в поверхностном слое энергетически наиболее выгодно при условии ориентации молекул полярной группой к полярной фазе (полярной жидкости), а неполярной – к неполярной фазе (газу или неполярной жидкости). При малой концентрации раствора тепловое движение нарушает ориентацию молекул ПАВ, при повышении концентрации происходит насыщение адсорбционного слоя и на поверхности раздела фаз образуется слой «вертикально» ориентированных молекул ПАВ (рис. 4).

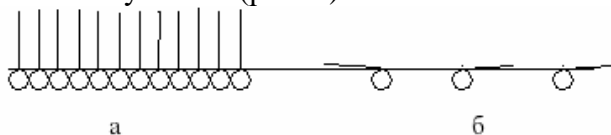


Рис. 4. Расположение молекул в поверхностном слое: а – высокая концентрация ПАВ; б – малая концентрация ПАВ.

Образование такого мономолекулярного слоя соответствует минимальной величине поверхностного натяжения раствора ПАВ и максимальному значению адсорбции Γ , при дальнейшем увеличении концентрации ПАВ в растворе поверхностное натяжение и адсорбция не изменяются.

К ПАВ относятся органические вещества, молекулы которых построены из участков с резко различающимися

свойствами. Одна часть молекулы полярная, другая – неполярная (углеводородный радикал). Полярная: -ОН, -СООН, -SO₃Na, -SO₃H, -NH₂.

Единой теории, которая достаточно корректно описывала бы все виды адсорбции на разных поверхностях раздела фаз, не имеется.

Теорию мономолекулярной адсорбции разработал американский химик И. Ленгмюр, она основывается на следующих положениях:

1) адсорбция является локализованной и вызывается силами, близкими к химическим;

2) адсорбция происходит не на всей поверхности адсорбента, а на активных центрах, которыми являются выступы либо впадины на поверхности адсорбента;

3) каждый активный центр способен взаимодействовать только с одной молекулой адсорбата; в результате на поверхности может образоваться только один слой адсорбированных молекул;

4) процесс адсорбции является обратимым и равновесным – адсорбированная молекула удерживается активным центром некоторое время, после чего десорбируется. В состоянии равновесия скорость адсорбции равна скорости десорбции.

Уравнение изотермы адсорбции Ленгмюра:

$$\Gamma = \Gamma_{\infty} \frac{KC}{1+KC},$$

где К – константа адсорбционного равновесия.

Кроме уравнения Ленгмюра часто используется эмпирическое уравнение Фрейндлиха:

$$\Gamma = \beta \cdot C^{\alpha},$$

где Γ – адсорбция;

C – концентрация адсорбтива;

α и β – эмпирические константы, зависящие от температуры, природы адсорбента и адсорбтива.

При экспериментальном определении величины адсорбции используют уравнение:

$$\Gamma = V (C_0 - C) / m,$$

где Γ – адсорбция (количество миллимолей вещества, адсорбированное 1 г адсорбента);

C_0 и C – начальная и равновесная (установившаяся после адсорбции) концентрация, ммоль/мл;

V – объем раствора, взятого для адсорбции, мл;

m – масса адсорбента, г.

При адсорбции ионов из раствора адсорбируется чаще всего один тип ионов. Адсорбция может проходить по двум механизмам:

1. Обменная адсорбция. При этом вместо ионов, адсорбируемых из раствора твёрдой фазой, из твёрдой фазы выделяется эквивалентное количество ионов того же знака. Примером такой адсорбции является адсорбция ионов солей ионитами (например, ионообменными смолами).

Иониты – это высокомолекулярные соединения, при диссоциации выделяющие в воду большое количество одноатомных ионов и высокомолекулярный ион противоположного знака. По типу выделяемых ионов они делятся на 2 класса: катиониты и аниониты. При диссоциации катионитов образуется высокомолекулярный анион, в воду выделяется множество катионов. При диссоциации анионитов, соответственно, происходит выделение в воду анионов.

2. Специфическая адсорбция заключается в поглощении твёрдой фазой ионов, достраивающих её кристаллическую решётку. При этом вокруг фазы образуется слой противоионов. Формируется двойной электрический слой.

Тема 14. Дисперсные системы

В коллоидной химии широко используются понятия: система, фаза, гомогенная и гетерогенная системы. Необходимо уяснить понятия: дисперсность, дисперсионная среда и дисперсная фаза. *Дисперсные систем*, содержат чаще всего две фазы. Одна фаза представляет собой

высокодисперсные, мельчайшие частицы вещества или макромолекулы ВМС и она называется *дисперсной фазой*. Другая фаза, в которой распределены агрегаты дисперсных частиц или макромолекул, называется *дисперсионной средой*. Условием образования таких дисперсных систем (коллоидного состояния вещества) является нерастворимость одной фазы в другой.

Дисперсные системы классифицируют по степени дисперсности (табл. 5), по агрегатному состоянию дисперсной фазы и дисперсионной среды (табл. 6).

Таблица 4. Классификация дисперсных систем в зависимости от размеров частиц, м.

Грубодисперсные	Коллоидно-дисперсные	Молекулярно- и ионно-дисперсные
$10^{-3} - 10^{-5}$	$10^{-5} - 10^{-7}$	10^{-8}

По степени дисперсности коллоидные растворы занимают промежуточное положение между истинными растворами и грубодисперсными системами. Поэтому коллоиды (золи) имеют некоторые свойства, сходные со свойствами растворов и грубодисперсных систем.

Таблица 5. Классификация дисперсных систем по агрегатному состоянию дисперсной фазы и дисперсионной среды

Дисперсионная среда	Дисперсная фаза	Название дисперсной системы	Примеры дисперсных систем
Жидкость	Твердое тело	Суспензия, золь	Золи металлов, природные воды
	Жидкость	Эмульсия	Молоко, нефть
	Газ	Пена	Мыльная пена
Твердое тело	Твердое тело	Минералы, сплавы	Рубин, сталь
	Жидкость	Пористое тело, минерал	Влажный грунт, опал
	Газ	Пористое тело	Сухой грунт, активированный уголь, пенопласт
Газ	Твердое тело	Аэрозоль	Пыль, дым
	Жидкость	Аэрозоль	Туман, облака

Основными *отличительными особенностями дисперсных систем* от истинных растворов являются:

- а) способность к рассеиванию ими света;
- б) медленная диффузия частиц дисперсной фазы в дисперсионной среде;
- в) способность к диализу;
- г) агрегативная неустойчивость дисперсной фазы, проявляемая в виде выделения частиц из дисперсионной среды при добавлении к системе электролитов или под влиянием других внешних воздействий.

Изучая получение золей, важно уяснить два метода:

1. Диспергирование – дробление более крупных по размеру частиц до коллоидной степени дисперсности.

2. Конденсация – укрупнение частиц в результате объединения атомов и молекул в агрегаты коллоидной степени дисперсности.

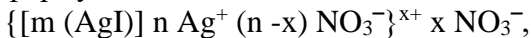
Рассмотрим получение мелкодисперсного осадка иодида серебра из хорошо растворимых исходных компонентов по реакции:



В случае избытка в растворе AgNO_3 ионы Ag^+ будут адсорбироваться на поверхности осадка AgI , встраиваясь в его кристаллическую решетку. Избыточно адсорбированные ионы (Ag^+) носят название *потенциалопределяющих ионов*. К ним притягиваются электростатическими силами ионы противоположного знака заряда (*противоионы*) - NO_3^- . При этом часть противоионов будет находиться в растворе у самой поверхности дисперсной фазы (*адсорбционный слой*), а часть сохраняет способность к подвижному распределению в растворе вблизи поверхности гранулы, образуя «облако» из диффузных противоионов (*диффузный слой*). Такая коллоидная частица вместе с противоионами называется *мицеллой* и в целом является электронейтральной. Однако сама твердая фаза будет заряжена положительно.

Изложенное выше строение мицеллы изображают в

в виде формулы:



где m – количество молекул AgI в частице;

n – количество потенциалопределяющих ионов, адсорбированных на поверхности твердой частицы;

$(n-x)$ – количество противоионов, притянутых электростатическими силами к потенциалопределяющим ионам в виде плотного слоя;

x – количество диффузных противоионов (слой «рыхлой» структуры), располагающихся на некотором расстоянии от плотного слоя.

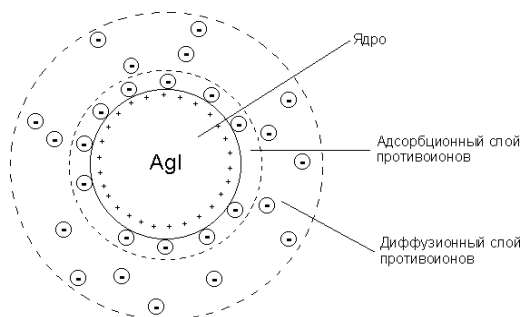


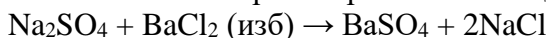
Рис 4. Строение мицеллы

В этих формулах частички AgI являются *зародышем* (или *агрегатом*) мицеллы; зародыш вместе с потенциалопределяющими ионами дают *ядро* мицеллы; ядро с плотной частью противоионов составляют заряженную *гранулу* (или *частицу*) $[m(\text{AgI}) n \text{Ag}^+ (n-x) \text{NO}_3^-]^{x+}$, а гранула совместно с диффузными противоионами образуют *мицеллу*.

Ⓢ Решение типовых задач

Пример 1. Напишите образование мицеллы, полученной действием избытка хлорида бария на сульфат натрия.

Решение. Рассмотрим образование мицеллы:



Вначале образуется агрегат мицеллы: BaSO_4 .

На поверхности кристалла BaSO_4 адсорбируются ионы Ba^{2+} , т.е. ионы Ba^{2+} вследствие избирательной адсорбции достраивают кристаллическую решетку, т.к. они находятся в избытке. Они придают поверхности ядра положительный заряд и являются *потенциалопределяющими ионами*.

Ядро мицеллы: $m \text{BaSO}_4 \cdot n \text{Ba}^{2+}$.

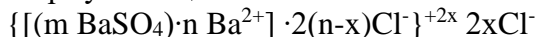
Ионы Cl^- , образующиеся при диссоциации BaCl_2 , имеют отрицательный заряд, противоположный заряду поверхности. Под действием электростатических сил противоионы Cl^- притягиваются к ядру, нейтрализуя его заряд.

Часть противоионов ($n-x$), находящихся в непосредственной близости от ядра, образуют адсорбционный слой. Агрегат вместе со слоем потенциалопределяющих ионов и противоионов называется *коллоидной частицей*:

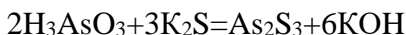
$\{(m \text{BaSO}_4) \cdot n \text{Ba}^{2+} \cdot 2(n-x) \text{Cl}^-\}^{2x+}$, которая имеет электрический заряд, совпадающий с зарядом потенциалопределяющего слоя.

Другая часть противоионов (x) образует диффузионный слой. Заряды потенциалопределяющих ионов и противоионов полностью скомпенсированы, поэтому мицелла электронейтральна.

Формула мицеллы:

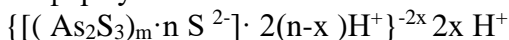


Пример 2. Определите, к какому электроду должны перемещаться частицы золя, получаемого при реакции при небольшом избытке H_2S :



Решение. Потенциалопределяющими ионами в данном случае могут быть ионы S^{2-} , так как в состав агрегата входят ионы серы. В состав адсорбционного слоя могут входить ионы K^+ . Ионы K^+ образуют диффузный слой. Та-

ким образом, схематическое строение мицеллы золя можно выразить формулой:



Частица имеет отрицательный заряд, следовательно, движение частиц золя направлено к аноду.

✍ Задачи для самостоятельной работы

1. Написать строение мицеллы золя, полученного по реакции. Определить к какому электроду будет двигаться коллоидная частица:

а) $BaCl_2 + Na_2SO_4 = BaSO_4 + 2NaCl$; в избытке Na_2SO_4 ;

б) $ZnSO_4 + (NH_4)_2S = ZnS + (NH_4)_2SO_4$; в избытке $(NH_4)_2S$;

в) $Al(OH)_3$, стабилизированный $AlCl_3$;

г) As_2S_3 , стабилизированный H_2S ;

д) PbS , стабилизированный $Pb(NO_3)_2$.

2. Золь $BaSO_4$ получен смешением некоторых объемов $Ba(NO_3)_2$ и H_2SO_4 . Написать формулу мицеллы, если в электрическом поле гранула перемещается к аноду. Какой электролит взят в избытке?

3. Для получения золя $AgCl$ смешали раствор KCl и раствор $AgNO_3$. Раствор $AgNO_3$ взят в избытке. Написать формулу мицеллы этого золя и указать к какому электроду перемещается частица.

5. Золь $Al(OH)_3$ получен смешением 1 объема $AlCl_3$ и 2 объемов раствора $NaOH$ равной молярной концентрации. Написать формулу мицеллы золя.

6. Золь $Cd(OH)_2$ получен смешением равных объемов растворов $CdCl_2$ и $NaOH$. Написать формулу мицеллы золя. Одинаковы ли исходные концентрации электролитов, если частицы движутся к катоду?

7. Написать строение мицеллы золя, образованного в результате взаимодействия указанных веществ (избытка одного, затем другого вещества):

а) $CdCl_2 + Na_2S$;

б) $\text{FeCl}_3 + \text{NaOH}$.

Назвать составляющие компоненты мицеллы.

8. Написать формулу мицеллы при смешивании 2,5 мл 0,01 н раствора KCl и 18,8 мл 0,001 н раствора AgNO_3 , указать направление движения гранулы в электрическом поле.

9. Написать формулу мицеллы при сливании 5 мл 0,025 н раствора $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ и 12 мл 0,012 н раствора H_2SO_4 . Указать направления движения гранулы и диффузного слоя противоионов в электрическом поле.

Тема 15. Устойчивость коллоидных систем.

Коагуляция

Некоторые дисперсные системы могут существовать неограниченно долго, однако большинство из них являются неустойчивыми и постепенно разрушаются. Мицеллы самопроизвольно или под влиянием каких-либо внешних воздействий могут слипаться, всплывать или оседать, разрушаться и т.д. *Устойчивость дисперсной системы* характеризуется способностью дисперсной фазы сохранять во времени как исходные размеры частиц, так и равномерность распределения их в объеме дисперсионной среды. Наличие электрического заряда на поверхности частиц является важным условием сохранения устойчивости дисперсных систем.

Агрегативная неустойчивость дисперсных систем обусловлена избытком свободной поверхностной энергии на межфазной границе, что приводит к самопроизвольному образованию агрегатов и последующему их слипанию. В итоге система разделяется на два слоя: жидкость (дисперсионная среда) и плотный осадок (дисперсная фаза).

Кинетическая (седиментационная) неустойчивость проявляется в оседании частичек дисперсной фазы под влиянием силы тяжести.

Коагуляция – процесс самопроизвольного укрупнения (слипания) дисперсных частиц, который может происходить при действии на дисперсную систему различных факторов: при интенсивном перемешивании или встряхивании, нагреве или охлаждении, облучении светом или пропускании электрического тока, при добавлении к системе электролитов или неэлектролитов и др. Во всех случаях воздействия на систему происходит уменьшение энергии связи диспергированных частиц с окружающей их дисперсионной средой.

Для коагуляции зелей электролитами установлен ряд эмпирических закономерностей.

1. Для начала коагуляции золя необходима некоторая минимальная концентрация электролита, называемая порогом коагуляции γ .

2. Правило Шульце – Гарди: коагулирующим действием обладает тот из ионов электролита, заряд которого противоположен заряду коллоидных частиц, причем коагулирующее действие иона тем сильнее, чем больше его заряд. Величины порогов коагуляции двухзарядных ионов примерно на порядок, а трехзарядных – на два порядка меньше, чем для однозарядных ионов.

3. Коагулирующая способность иона при одинаковом заряде тем больше, чем больше его кристаллический радиус. $Ag^+ > Cs^+ > Rb^+ > NH_4^+ > K^+ > Na^+ > Li^+$ – лиотропный ряд

4. В осадках, получаемых при коагуляции зелей электролитами, всегда присутствуют ионы, вызвавшие коагуляцию.

Порог коагуляции – минимальная молярная концентрация электролита, при которой начинается коагуляция золя объемом 1 дм³:

$$\gamma = C_{эл} \cdot V_{эл} / (V_{золя} + V_{эл}),$$

где $C_{эл}$ – исходная молярная концентрация эквивалента раствора электролита, моль/дм³;

$V_{эл}$ – объём раствора электролита, добавленного к коллоидному раствору;

$V_{золя}$ – объём коллоидного раствора.

Величина, обратная порогу коагуляции, называется коагулирующей способностью электролита (К).

© Решение типовых задач

Пример. Пороги коагуляции некоторого золя электролитами KNO_3 , $MgCl_2$, $NaBr$ равны соответственно 50,0; 0,8; 49,0 ммоль/л. Как соотносятся между собой величины коагулирующих способностей этих веществ? Укажите коагулирующие ионы. Каков знак заряда коллоидной частицы?

Решение. Величина, обратная порогу коагуляции, называется коагулирующей способностью (К):

$$K = 1/\gamma;$$

$$K(KNO_3) = 1/50 \text{ ммоль/л} = 0,02 \text{ л/ммоль};$$

$$K(MgCl_2) = 1/0,8 \text{ ммоль/л} = 1,25 \text{ л/ммоль};$$

$$K(NaBr) = 1/49,0 \text{ ммоль/л} = 0,0204 \text{ л/ммоль}.$$

$MgCl_2$ обладает наибольшим коагулирующим действием. Коагулирующее действие электролитов на коллоидные растворы подчиняется правилу Шульце – Гарди: коагуляцию коллоидных растворов вызывают ионы, знак заряда которых противоположен знаку заряда гранулы. Коагулирующее действие тем сильнее, чем выше заряд иона-коагулянта.

$$\gamma(Na^+) : \gamma(K^+) : \gamma(Mg^{2+}) = 0,0204 : 0,02 : 1,25 = 1 : 1 : 62,5$$

Так как анионы во всех данных электролитах однозарядны, то ионами-коагулянтами являются катионы, а следовательно, заряд коллоидной частицы отрицательный:

Ответ: наибольшим коагулирующим действием обладают ионы Mg^{2+} ; заряд гранулы золя – отрицательный.

✍ Задачи для самостоятельной работы

1. Как расположатся пороги коагуляции в ряду $CrCl_3$, $Ba(NO_3)_2$, K_2SO_4 для золя фосфата серебра, гранулы которого при электрофорезе двигаются к аноду? Какие ионы коагулянта вызовут коагуляцию этой золи.

2. Вычислите порог коагуляции сульфата натрия, если добавление 0,003 л 0,1 н Na_2SO_4 раствора вызывает коагуляцию 0,015 л золя.

3. Для коагуляции 10 мл золя иодида серебра требуется 0,5 мл раствора нитрата кальция молярной концентрации 0,2 моль/л. Определите порог коагуляции.

4. Чтобы вызвать коагуляцию золя сульфида мышьяка (III) объемом 10 мл, потребовалось в каждом случае прилить следующие растворы: хлорида натрия объемом 0,25 мл $C_H=2$ моль/л; раствор хлорида кальция объемом 1,3 мл $C_H=0,01$ моль/л и раствор хлорида алюминия объемом 2,76 мл $C_H=0,001$ моль/л. Чему равен порог коагуляции каждого электролита?

5. Порог коагуляции раствора бихромата калия $K_2Cr_2O_7$ молярной концентрации 0,02 моль/л по отношению к золю оксида алюминия равен 1,26 моль/л. Определите объем раствора электролита, необходимый для коагуляции этого золя объемом 10 мл.

6. Пороги коагуляции некоторого золя электролита KNO_3 , $MgCl_2$, $NaBr$ равны соответственно 50,0; 0,8; 49,0 ммоль/л. Как соотносятся между собой величины коагулирующих способностей этих веществ? Укажите коагулирующие ионы. Каков знак заряда коллоидной частицы?

7. Золь гидроксида меди получен при сливании 0,1 л 0,05 н раствора $NaOH$ и 0,25 н раствора $Cu(NO_3)_2$. Определите, какой из прибавленных электролитов - KBr ,

$\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, MgSO_4 , AlCl_3 – имеет минимальный порог коагуляции.

8. Пороги коагуляции золя при действии электролитами оказались равными ммоль/л $\text{KCl} = 250$; $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 = 20,0$; $\text{AlCl}_3 = 0,5$. Определите, какие ионы электролитов являются коагулирующими и как заряжены частицы золя.

ЗАКЛЮЧЕНИЕ

Практикум по химии предназначен для изучения дисциплины «Органическая и физколлоидная химия» и ориентирован на студентов факультета ветеринарной медицины. Рассмотрены лабораторные работы, выполняемые студентами в семестре, задачи для самостоятельной работы. Приведены кратко основные законы, определения и формулы по ходу изложения тем, на что студентам необходимо обратить внимание в первую очередь.

Органическая химия – это химия соединений углеродов и их производных, которые называются органическими веществами. Это одна из важнейших естественных наук, теоретические исследования и практические результаты которой проникли во все сферы деятельности человека. Достижения органической химии используются промышленностью при производстве лекарств, витаминов, ферментов, искусственных волокон, пластмасс и др. Каждая живая клетка содержит десятки органических соединений: липиды, белки, углеводы, нуклеиновые кислоты, гормоны, витамины, ферменты, которые находятся постоянно во взаимных превращениях, обуславливая жизнедеятельность живых организмов.

В данном практикуме рассмотрены наиболее важные разделы физической химии: химическая термодинамика, учение о растворах и электрохимия.

Научное значение коллоидной химии особенно велико для биологии и медицины в связи с изучением физико-химических свойств коллоидных растворов и студней, образуемых белками и другими биополимерами, играющими большую роль в свойственных живым организмам процессах обмена веществ.

Авторы практикума надеются, что он поможет в освоении дисциплины «Органическая и физколлоидная химия».

Список литературы для самостоятельной работы поможет глубже изучить рассмотренные темы.

БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

Основной

1. Иванов В. Г. Органическая химия. Краткий курс: Учебное пособие / Иванов В.Г., Гева О.Н. - Москва :КУРС, НИЦ ИНФРА-М, 2018. - 222 с. - ISBN 978-5-16-101306-9. - Текст: электронный. - URL: <https://new.znaniium.com/catalog/product/912392>
2. Родин В. В. Физическая и коллоидная химия: учебное пособие/ В. В. Родин, Э. В. Горчаков, В. А. Оробец. - Ставрополь: АГРУС Ставропольского гос. аграрного ун-та, 2013. - 156 с. (ЭБС Инфра-М)

Дополнительный

1. Щербина А. Э. Органическая химия. Основной курс: Учебник / А.Э. Щербина, Л.Г. Матусевич; Под ред. А.Э. Щербины. - Москва : НИЦ ИНФРА-М; Минск : Нов. Знание - 2014. - 808 с. (ЭБС Инфра-М)

ПРИЛОЖЕНИЯ

Приложение 1

Названия предельных углеводородов и одновалентных радикалов

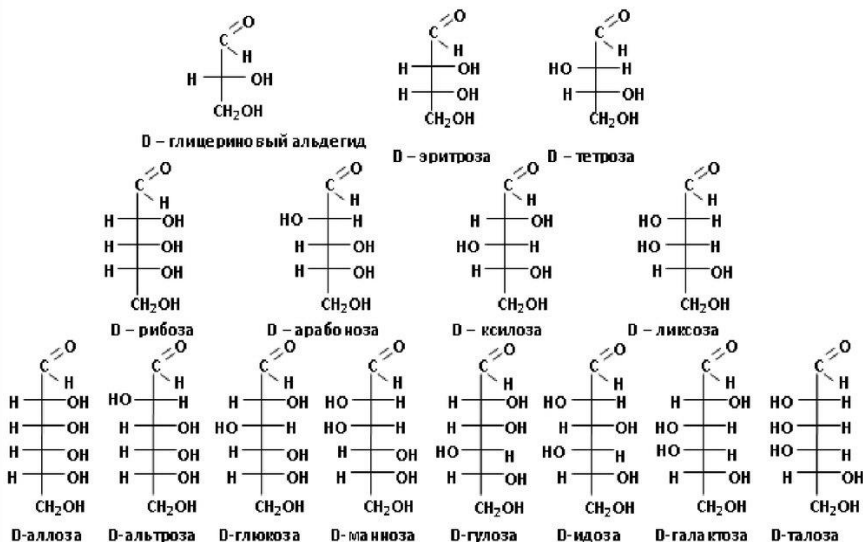
Формула у/в	Название	Формула радикала	Название
CH_4	Метан	CH_3-	Метил
C_2H_6	Этан	C_2H_5-	Этил
C_3H_8	Пропан	C_3H_7-	Пропил
		$\begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{CH}- \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	Изопропил
C_4H_{10}	Бутан	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-$	Бутил
		$\begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{CH}-\text{CH}_2- \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	Изобутил
		$\begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}- \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	Вторбутил
		$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3-\text{C}- \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	Третбутил
C_5H_{12}	Пентан	$\text{C}_5\text{H}_{11}-$	Пентил
		$\begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_2- \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	Изопентил
		$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{C}- \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	Третпентил

		$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3-\text{C}-\text{CH}_2- \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	Неопентил
C_6H_{14}	Гексан	$\text{C}_6\text{H}_{13}-$	Гексил
C_7H_{16}	Гептан	$\text{C}_7\text{H}_{15}-$	Гептил
C_8H_{18}	Октан	$\text{C}_8\text{H}_{17}-$	Октил
C_9H_{20}	Нонан	$\text{C}_9\text{H}_{19}-$	Нонил
$\text{C}_{10}\text{H}_{22}$	Декал	$\text{C}_{10}\text{H}_{21}-$	Декил

Приложение 2

Строение и название моносахаридов

Строение альдоз



Значения криоскопических и эбулиоскопических постоянных некоторых растворителей

Раствори-	K_k	K_e
Вода	1,86	0,52
Бензол	5,1	2,57
Этиловый	-	1,16
Диэтиловый	1,73	2,02

Примечание: K_k – криоскопическая константа;
 K_e – эбулиоскопическая константа.

СОДЕРЖАНИЕ

Введение.....	4
Содержание дисциплины.....	
Раздел 1. ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ.....	6
Тема 1. Классификация органических соединений.....	6
Тема 2. Номенклатура и изомерия органических соединений.....	8
Задачи для самостоятельной работы	18
Тема 3. Типы и механизмы органических реакций.....	22
Тема 4. Углеводороды	24
Задачи для самостоятельной работы.....	36
Тема 5. Спирты и фенолы.....	38
Задачи для самостоятельной работы.....	43
Тема 6. Альдегиды и кетоны.....	45
Лабораторная работа №1. Кислородсодержащие органические соединения	48
Задачи для самостоятельной работы.....	51
Тема 7. Карбоновые кислоты.....	52
Задачи для самостоятельной работы.....	56
Тема 8. Липиды	58
Задачи для самостоятельной работы	60
Тема 9. Гетерофункциональные производные карбоновых кислот	61
Лабораторная работа №2. Гетерофункциональные производные карбоновых кислот	65
Задачи для самостоятельной работы.....	70
Тема 10. Углеводы.....	72
Задачи для самостоятельной работы	75
Раздел 2. ФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ.....	76
Тема 11. Расчет pH растворов.....	76
Лабораторная работа №3. Определение pH сильного и слабого электролита. Изучение влияния разбавления на степень диссоциации и pH раствора слабой кислоты	78
Задачи для самостоятельной работы	79
Тема 12. Свойства разбавленных растворов.....	82
Задачи для самостоятельной работы.....	86

Раздел 3. КОЛЛОИДНАЯ ХИМИЯ.....	88
Тема 13. Поверхностные явления. Адсорбция.....	88
Тема 14. Дисперсные системы.....	93
Задачи для самостоятельной работы.....	98
Тема 15. Устойчивость коллоидных систем.	99
Коагуляция	
Задачи для самостоятельной работы	102
Заключение.....	104
Библиографический список.....	105
Приложения.....	106

Составители: Васильцова Ирина Васильевна
Бокова Татьяна Ивановна

Органическая и физколлоидная химия
практикум