

Государственное бюджетное профессиональное образовательное учреждение
Иркутской области
«Профессиональное училище № 39 п. Центральный Хазан»

Утверждаю:
Директор ГБПОУ ПУ № 39
В.И. Анипер _____
«____» _____ 2015 г.

**Методические рекомендации для студентов по выполнению
лабораторных работ по дисциплине «ХИМИЯ»
ДЛЯ ОБУЧАЮЩИХСЯ ТЕХНИЧЕСКОГО ПРОФИЛЯ
23.01.03 «Автомеханик»
08.01.08 «Мастер строительных и отделочных работ».**

РАССМОТРЕНО
на заседании ЦМК общеобразовательных и
профессиональных дисциплин
Протокол № __ от «__» _____ 2015 г.
Председатель ЦМК

Организация-разработчик: ГБПОУ «Профессиональное училище №39 п. Центральный Хазан»

Разработчики: Кириян Надежда Юрьевна, преподаватель первой кв.кат.
Ф.И.О., должность

В учебно-методическом пособии представлены подробные рекомендации по проведению лабораторных опытов по всем разделам курса общей, неорганической и органической химии, преподаваемого в ГБПОУ ПУ №39 п. Центральный Хазан по направлениям 23.01.03 «Автомеханик» 08.01.08 «Мастер строительных и отделочных работ».

Указания содержат краткое теоретическое введение по основным разделам и темам учебного курса, подробное описание лабораторных работ, рассматриваемых в рамках учебной дисциплины. Приедены правила техники безопасности и оказания первой медицинской помощи при ожогах и отравлениях химическими веществами.

Настоящие указания предназначены в помощь студентам при подготовке, проведению и оформлению лабораторных работ по дисциплине «Химия».

СОДЕРЖАНИЕ

Введение

Общая и неорганическая химия

Лабораторная работа №1

Лабораторная работа №2

Лабораторная работа №3

Лабораторная работа №4

Лабораторная работа №5

Лабораторная работа №6

Лабораторная работа №7

Лабораторная работа №8

Лабораторная работа №9

Лабораторная работа №10

Приложение 1. Требования к оформлению лабораторных и практических работ

Приложение 2. Виды инструктажей по технике безопасности.

Приложение 3. Правила техники безопасности

Список литературы

ВВЕДЕНИЕ

Существенная роль в изучении курса химии принадлежит лабораторным и практическим работам, выполнение которых формирует у обучающихся умение правильного обращения с веществами, служит основой для проверки гипотез, средством закрепления умений. Лабораторные опыты – вид самостоятельной работы, предполагающий выполнение химических опытов на любом этапе урока для более продуктивного усвоения материала и получения конкретных, осознанных и прочных знаний. Кроме того, во время лабораторных опытов совершенствуются экспериментальные умения и навыки, т. к. обучающиеся работают в основном самостоятельно.

Лабораторные опыты проводят чаще всего для знакомства с физическими и химическими свойствами веществ, а также для конкретизации теоретических понятий или положений, реже – для получения новых знаний. Последние всегда содержат определенную познавательную задачу, которую обучаемые должны решить экспериментально. Это вносит элемент исследования, активизирующий мыслительную деятельность обучающихся. Лабораторные опыты в отличие от практических работ знакомят с небольшим количеством фактов. Кроме того, они не полностью овладевают вниманием обучающихся, как практические занятия, т. к. после непродолжительного по времени самостоятельного выполнения работы (опыта) ученики должны быть снова готовы к восприятию объяснения преподавателя. Лабораторные опыты сопровождают изложение учебного материала преподавателем и так же, как и демонстрации, создают у обучающихся наглядные представления о свойствах веществ и химических процессах, приучают обобщать наблюдаемые явления. Но в отличие от демонстрационных экспериментов они вырабатывают также экспериментальные умения и навыки. Однако не всякий опыт может быть проведен как лабораторный (например, синтез аммиака и др.). И не всякий лабораторный опыт эффективнее демонстрационного – на проведение многих лабораторных опытов требуется больше времени, причем продолжительность непосредственно зависит от качества сформированных экспериментальных умений и навыков. Задача лабораторных опытов – как можно быстрее познакомить обучающихся с изучаемым конкретным явлением (веществом). Применяемая при этом техника сводится к выполнению учениками 2–3 операций, что, естественно, ограничивает возможности формирования практических умений и навыков. Подготовка лабораторных опытов должна проводиться более тщательно, чем демонстрационных. Это связано с тем, что всякая небрежность и упущение может привести к нарушению дисциплины. Нужно стремиться к тому, чтобы лабораторную работу выполнял каждый студент в отдельности. В крайнем

случае, можно допускать, чтобы один комплект оборудования приходился не больше чем на двоих. Это способствует лучшей организованности и активности детей, а также достижению цели лабораторной работы. После выполнения опытов должен быть проведен их анализ и сделана краткая запись проделанной работы.

ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Периодический закон и Периодическая система химических элементов

Д.И. Менделеева и строение атома.

Периодический закон Д.И. Менделеева

Периодический закон – величайшее достижение химической науки, основа всей современной химии. С его открытием химия перестала быть описательной наукой, в ней стало возможным научное предвидение. Периодический закон открыт Д. И. Менделеевым в 1869 г. Ученый сформулировал этот закон так: «Свойства простых тел, также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от величины атомных весов элементов». Более детальное изучение строения вещества показало, что периодичность свойств элементов обусловлена не атомной массой, а электронным строением атомов. Заряд ядра является характеристикой, определяющей электронное строение атомов, а, следовательно, и свойства элементов.

Поэтому в современной формулировке Периодический закон звучит так: свойства простых веществ, а также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от порядкового номера (от величины заряда ядра их атомов). Выражением Периодического закона является периодическая система элементов.

Периодическая система Д. И. Менделеева

Периодическая система элементов Д. И. Менделеева состоит из семи периодов, которые представляют собой горизонтальные последовательности элементов, расположенные по возрастанию заряда их атомного ядра. Периоды 1, 2, 3, 4, 5, 6 содержат соответственно 2, 8, 8, 18, 18, 32 элемента. Седьмой период не завершен. Периоды 1, 2 и 3 называют малыми, остальные - большими. Каждый период (за исключением первого) начинается атомами щелочных металлов (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr) и заканчивается благородным газом (Ne, Ar, Kr, Xe, Rn), которому предшествует типичный неметалл. В периодах слева направо постепенно ослабевают металлические и усиливаются неметаллические свойства, поскольку с ростом положительного заряда ядер атомов возрастает число электронов на внешнем уровне. В первом периоде, кроме гелия, имеется только один элемент - водород. Его условно размещают в IA или VIIA подгруппе, так как он проявляет сходство и со щелочными металлами, и с галогенами. Сходство водорода со щелочными металлами проявляется в том, что водород, как и щелочные металлы является восстановителем и, отдавая один электрон, образует однозарядный катион. Больше общего у водорода с галогенами: водород, как и галогены неметалл, его молекула двухатомна, он может проявлять окислительные свойства, образуя с активными металлами соли подобные гидриды, например, NaH, CaH.

В четвертом периоде вслед за Ca расположены 10 переходных элементов (декада Sc - Zn), за которыми находятся остальные 6 основных элементов периода (Ga - Kr). Аналогично построен пятый период. Понятие переходный элемент обычно используется для обозначения любого с валентными d- или f-электронами. Шестой и седьмой периоды имеют двойные вставки элементов. За элементом Ba расположена вставная декада d-элементов (La - Hg), причем после первого переходного элемента La следуют 14 f-элементов - лантаноидов (Ce - Lu). После Hg располагаются остальные 6 основных p-элементов шестого периода (Tl - Rn). В седьмом (незавершенном) периоде за Ac следуют 14 f-элементов-актиноидов (Th - Lr). В последнее время La и Ac стали причислять соответственно к лантаноидам и актиноидам. Лантаноиды и актиноиды помещены отдельно внизу таблицы. Таким образом, каждый элемент в периодической системе занимает строго определенное положение, которое отмечается порядковым, или атомным, номером. В периодической системе по вертикали расположены восемь групп (I –VIII), которые в свою очередь делятся на подгруппы - главные, или подгруппы А и побочные, или подгруппы Б. Подгруппа VIIIБ-особая, она содержит триады элементов, составляющих семейства железа (Fe, Co, Ni) и платиновых металлов (Ru, Rh, Pd, Os, Ir,

Pt). Сходство элементов внутри каждой подгруппы - наиболее заметная и важная закономерность в периодической системе. *В главных подгруппах сверху вниз усиливаются металлические свойства и ослабевают неметаллические.* При этом происходит увеличение устойчивости соединений элементов в низшей для данной подгруппы степени окисления. *В побочных подгруппах – наоборот – сверху вниз металлические свойства ослабевают* и увеличивается устойчивость соединений с высшей степенью окисления.

Периодическая система и электронные конфигурации атомов

Поскольку при химических реакциях ядра реагирующих атомов не изменяются, то химические свойства атомов зависят от строения их электронных оболочек. Заполнение электронных слоев и электронных оболочек атомов происходит в соответствии с принципом Паули и правилом Хунда.

Принцип Паули (запрет Паули)

Два электрона в атоме не могут иметь четыре одинаковых квантовых числа (на каждой атомной орбитали может находиться не более двух электронов). Принцип Паули определяет максимальное число электронов, обладающих данным главным квантовым числом n (т.е. находящихся на данном электронном слое): $N_n = 2n^2$

На первом электронном слое (энергетическом уровне) может быть не больше 2 электронов, на втором – 8, на третьем – 18 и т. д.

В атоме водорода, например, имеется один электрон, который находится на первом энергетическом уровне в $1s$ – состоянии. Спин этого электрона может быть направлен произвольно ($m_s = +1/2$ или $m_s = -1/2$).

Следует подчеркнуть еще раз, что первый энергетический уровень состоит из одного подуровня – $1s$, второй энергетический уровень – из двух подуровней – $2s$ и $2p$, третий – из трех подуровней – $3s$, $3p$, $3d$ и т.д. Подуровень, в свою очередь, содержит орбитали, число которых определяется побочным квантовым числом l и равно $(2l + 1)$. Каждая орбиталь условно обозначается клеткой, находящийся на ней электрон – стрелкой, направление которой указывает на ориентацию спина этого электрона. Значит, состояние электрона в атоме водорода можно представить как $1s^1$ или изобразить в виде квантовой ячейки, рис. 1:

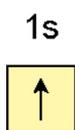


Рис. 1. Условное обозначение электрона в атоме водорода на $1s$ орбитали

Для обоих электронов атома гелия $n = 1$, $l = 0$, $m_l = 0$, $m_s = +1/2$ и $-1/2$.

Следовательно, электронная формула гелия $1s^2$

Электронная оболочка гелия завершена и очень устойчива. Гелий - благородный газ. Согласно принципу Паули, на одной орбитали не может быть двух электронов с параллельными спинами. Третий электрон в атоме лития занимает $2s$ -орбиталь.

Электронная конфигурация Li: $1s^2 2s^1$, а у бериллия $1s^2 2s^2$

Поскольку $2s$ -орбиталь заполнена, то пятый электрон у атома бора занимает $2p$ -орбиталь.

При $n = 2$ побочное (орбитальное) квантовое число l принимает значения 0 и 1. При $l = 0$ ($2s$ -состояние) $m = 0$, а при $l = 1$ ($2p$ – состояние) m_l может быть равным $+1$; 0 ; -1 . Состоянию $2p$ соответствуют три энергетические ячейки, рис. 2.

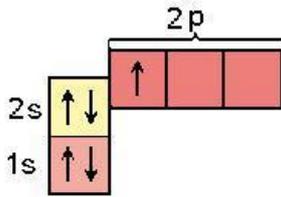


Рис.2. Расположение электронов атома бора на орбиталях

Для атома азота (электронная конфигурация $1s^2 2s^2 2p^3$ два электрона на первом уровне, пять - на втором) возможны два следующих варианта электронного строения, рис. 3:

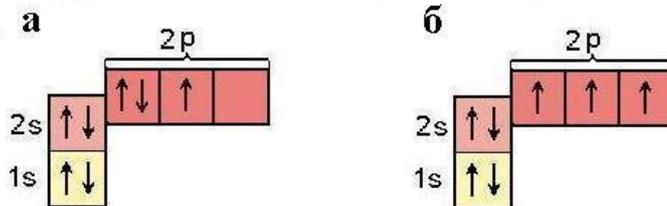


Рис. 3. Возможные варианты расположения электронов атома азота на орбиталях

В первой схеме, рис.3а, суммарный спин равен $1/2$ ($+1/2 -1/2 +1/2$), во второй (рис.3б) суммарный спин равен $3/2$ ($+1/2 +1/2 +1/2$). Расположение спинов определяется правилом Хунда, которое гласит: заполнение энергетических уровней происходит таким образом, чтобы суммарный спин был максимальным. Таким образом, из двух приведенных схем строения атома азота устойчивому состоянию (с наименьшей энергией) отвечает первая, где все р-электроны занимают различные орбитали. Орбитали подуровня заполняются так: сначала по одному электрону с одинаковыми спинами, а затем по второму электрону с противоположными спинами. Начиная с натрия, заполняется третий энергетический уровень с $n = 3$. Распределение электронов атомов элементов третьего периода на орбиталях показано на рис.4.

	1s	2s	2p			3s	3p		
Na	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑			
Mg	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓			
Al	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑		
Si	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑	
P	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑	↑
S	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑
Cl	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑
Ar	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Рис.4. Распределение электронов на орбиталях для атомов элементов третьего периода в основном состоянии

В атоме каждый электрон занимает свободную орбиталь с наиболее низкой энергией, отвечающей его наибольшей связи с ядром. В 1961 г. В.М. Клечковский сформулировал общее положение, согласно которому энергия электронных орбиталей возрастает в порядке увеличения суммы главного и побочного квантовых чисел ($n + l$), причем в случае равенства этих сумм, меньшей энергией обладает орбиталь с меньшим значением главного квантового числа n . Последовательность энергетических уровней в порядке возрастания энергии примерно следующая:

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s \approx 3d < 4p < 5s \approx 4d < 5p < 6s \approx 5d \approx 4f < 6p.$$

Рассмотрим распределение электронов на орбиталях атомов элементов четвертого периода (рис.5).

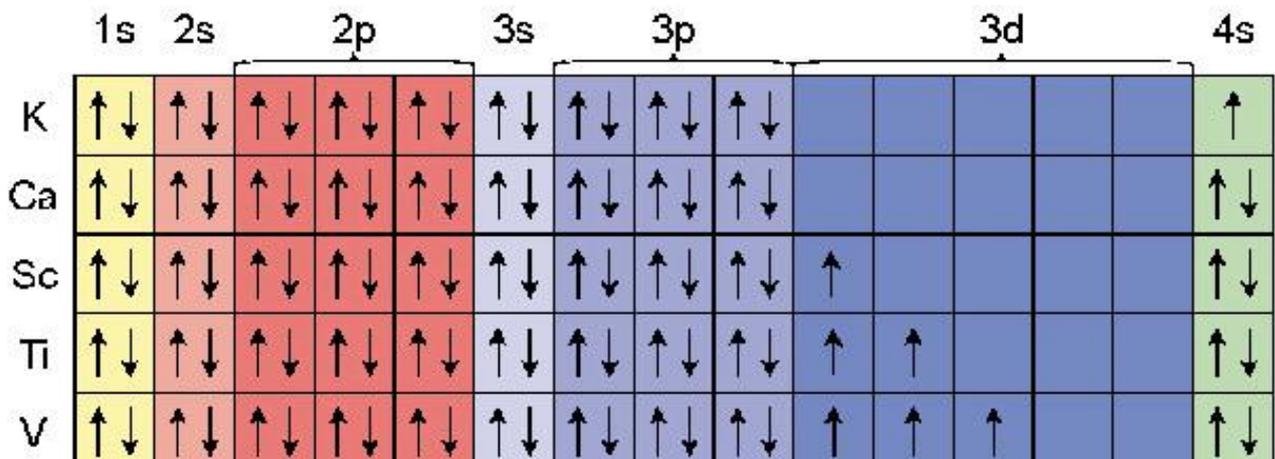


Рис.5. Распределение электронов по орбиталям атомов элементов четвертого периода в основном состоянии

После калия (электронная конфигурация $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$) и кальция (электронная конфигурация $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$) происходит заполнение электронами внутренней 3d-оболочки (переходные элементы Sc - Zn). Следует отметить существование двух аномалий: у атомов Cr и Cu на 4s оболочке находятся не два электрона, а один, т.е. происходит так называемый «провал» внешнего 4s-электрона на предшествующую 3d оболочку. Электронное строение атома хрома можно представить следующим образом (рис.6).

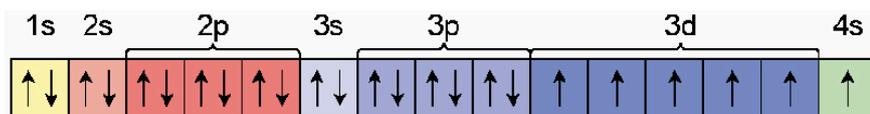
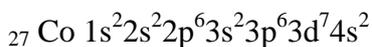
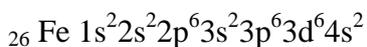
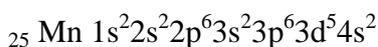


Рис. 6. Распределение электронов по орбиталям для атома хрома

Физическая причина «нарушения» порядка заполнения, связана с различной проникающей способностью электронных орбиталей к ядру, особой устойчивостью электронных конфигураций d^5 и d^{10} , f^7 и f^{14} , отвечающих заполнению электронных орбиталей одним или двумя электронами, а также экранирующим действием внутренних электронных слоев заряда ядра. Электронные конфигурации атомов Mn, Fe, Co, отражены следующими формулами:



После цинка, начиная с 31 элемента - галлия вплоть до 36 элемента - криптона продолжается заполнение четвертого слоя (4p –оболочки).

Следует отметить, что если не нарушается запрет Паули, в возбужденных состояниях электроны могут располагаться на других орбиталях атомов.

Типы химических элементов

Все элементы периодической системы подразделяются на четыре типа:

1. У атомов **s-элементов** заполняются s-оболочки внешнего слоя (n). К s-элементам относятся водород, гелий и первые два элемента каждого периода.

2. У атомов **p-элементов** электронами заполняются p-оболочки внешнего уровня (np). К p-элементам относятся последние 6 элементов каждого периода (кроме первого).

3. У **d-элементов** заполняется электронами d-оболочка второго снаружи уровня $(n-1)d$. Это элементы вставных декад больших периодов, расположенных между s- и p-элементами.

4. У **f-элементов** заполняется электронами f-подуровень третьего снаружи уровня $(n-2)f$. К семейству f-элементов относятся лантаноиды и актиноиды.

Из рассмотрения электронной структуры невозбужденных атомов в зависимости от порядкового номера элемента следует: Число энергетических уровней (электронных слоев) атома любого элемента равно номеру периода, в котором находится элемент. Значит, s-элементы находятся во всех периодах, p-элементы – во втором и последующих, d-элементы – в четвертом и последующих и f-элементы – в шестом и седьмом периодах.

- ✓ Номер периода совпадает с главным квантовым числом внешних электронов атома.
- ✓ s- и p-элементы образуют главные подгруппы, d-элементы – побочные подгруппы, f-элементы образуют семейства лантаноидов и актиноидов. Таким образом, подгруппа включает элементы, атомы которых обычно имеют сходное строение не только внешнего, но и пред внешнего слоя (за исключением элементов, в которых имеет место «провал» электрона).
- ✓ Номер группы, как правило, указывает число электронов, которые могут участвовать в образовании химических связей. В этом состоит физический смысл номера группы. У элементов побочных подгрупп валентными являются электроны не только внешних, но и предпоследних оболочек. Это является основным различием в свойствах элементов главных и побочных подгрупп. Элементы с валентными d- или f-электронами называются переходными. Номер группы, как правило, равен высшей положительной степени окисления элементов, проявляемой ими в соединениях. Исключением является фтор – его степень окисления равна -1 ; из элементов VIII группы только для Os, Ru и Xe известна степень окисления $+8$.

Периодичность свойств атомов элементов

Такие характеристики атомов, как их радиус, энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность, степень окисления, связаны с электронным строением атома. Различают радиусы атомов металлов и ковалентные радиусы атомов неметаллов. Радиусы атомов металлов вычисляются на основе межатомных расстояний, которые хорошо известны для большинства металлов на основе экспериментальных данных. При этом радиус атома металла равен половине расстояния между центрами двух соседних атомов. Аналогичным образом вычисляются ковалентные радиусы неметаллов в молекулах и кристаллах простых веществ. Чем больше атомный радиус, тем легче отрываются от ядра внешние электроны (и наоборот). В отличие от атомных радиусов, радиусы ионов – условные величины. Слева направо в периодах величина атомных радиусов металлов уменьшается, а атомных радиусов неметаллов изменяется сложным образом, так как она зависит от характера химической связи. Во втором периоде, например, радиусы атомов сначала уменьшаются, а затем возрастают, особенно резко при переходе к атому благородного газа. В главных подгруппах радиусы атомов увеличиваются сверху вниз, так как возрастает число электронных слоев. Радиус катиона меньше радиуса соответствующего ему атома, причем с увеличением положительного заряда катиона его радиус уменьшается. Наоборот, радиус аниона всегда больше радиуса соответствующего ему атома. Изоэлектронными называют частицы (атомы и ионы), имеющие одинаковое число электронов. В ряду изоэлектронных ионов радиус снижается с уменьшением отрицательного и возрастанием положительного радиуса иона. Такое уменьшение имеет место, например в ряду: O^{2-} , F, Na⁺, Mg.

Энергия ионизации – энергия, необходимая для отрыва электрона от атома, находящегося в основном состоянии. Она обычно выражается в электронвольтах ($1 \text{ эВ} = 96,485 \text{ кДж/моль}$). В периоде слева направо энергия ионизации возрастает с увеличением заряда ядра. В главных подгруппах сверху вниз она уменьшается, т. к. увеличивается расстояние электрона до ядра и возрастает экранирующее действие внутренних электронных слоев.

Во втором периоде при переходе от Li к Ne энергия отрыва первого электрона возрастает. Однако, как видно из таблицы, энергия ионизации возрастает неравномерно: у следующих за бериллием и азотом соответственно бора и кислорода наблюдается ее некоторое уменьшение, что обусловлено особенностями электронного строения атомов.

Внешняя s-оболочка бериллия полностью заполнена, поэтому у следующего за ним бора электрон поступает на p-орбиталь. Этот p-электрон менее прочно связан с ядром, чем s-электрон, поэтому отрыв p-электронов требует меньшей затраты энергии. На каждой p-орбитали атома азота имеется по одному электрону. У атома кислорода электрон поступает на p-орбиталь, которая уже занята одним электроном. Два электрона, находящиеся на одной и той же орбитали, сильно отталкиваются, поэтому оторвать электрон от атома кислорода легче, чем от атома азота. Наименьшее значение энергии ионизации имеют щелочные металлы, поэтому они обладают ярко выраженными металлическими свойствами, наибольшая величина энергии ионизации у инертных газов.

Сродство к электрону – энергия, выделяющаяся при присоединении электрона к нейтральному атому. Сродство к электрону, как и энергию ионизации, обычно выражают в электронвольтах. Наибольшее сродство к электрону – у галогенов, наименьшее – у щелочных металлов. *Электроотрицательность* – способность атома в молекуле или ионе притягивать к себе валентные электроны других атомов. Электроотрицательность (ЭО) как количественная мера – приближенная величина. Предложено около 20 шкал электроотрицательностей, наибольшее признание из которых получила шкала, разработанная Л. Полингом. Наиболее электроотрицательным из всех элементов по шкале Полинга является фтор. Его ЭО принята равной 4. Наименее электроотрицательный – цезий. Водород занимает промежуточное положение, поскольку при взаимодействии с одними элементами он отдает электрон, а при взаимодействии с другими – приобретает.

Окислительно-восстановительные свойства элементов и их соединений

Изменение окислительно-восстановительных свойств простых веществ легко установить, рассматривая характер изменения электроотрицательности соответствующих элементов. В главных подгруппах сверху вниз электроотрицательность уменьшается, что приводит к уменьшению окислительных и увеличению в этом направлении восстановительных свойств. В периодах слева направо электроотрицательность возрастает. В результате в этом направлении восстановительные свойства простых веществ уменьшаются, а окислительные – возрастают. Таким образом, сильные восстановители располагаются в левом нижнем углу периодической системы элементов (калий, рубидий, цезий, барий), в то время как сильные окислители находятся в правом верхнем ее углу (кислород, фтор, хлор). Окислительно-восстановительные свойства соединений элементов зависят от их природы, величины степени окисления элементов, положения элементов в периодической системе и ряда других факторов. В главных подгруппах сверху вниз окислительные свойства кислородсодержащих кислот, в которых атомы центрального элемента имеют одинаковую степень окисления, уменьшаются. Сильными окислителями являются азотная и концентрированная серная кислоты. Окислительные свойства проявляются тем сильнее, чем больше положительная степень окисления элемента в соединении. Сильные окислительные свойства проявляют перманганат калия и дихромат калия. В главных подгруппах восстановительные свойства простых анионов увеличиваются сверху вниз. Сильными восстановителями являются HI, H₂S, йодиды и сульфиды. Таким образом, периодические свойства химических элементов закономерно изменяются в группах и периодах:

В периодах (с увеличением порядкового номера):

- увеличивается заряд ядра,
- увеличивается число внешних электронов,
- уменьшается радиус атомов,

- увеличивается прочность связи электронов с ядром (энергия ионизации),
- увеличивается электроотрицательность,
- усиливаются окислительные свойства простых веществ ("неметалличность"),
- ослабевают восстановительные свойства простых веществ ("металличность"),
- ослабевает основной характер гидроксидов и соответствующих оксидов,
- возрастает кислотный характер гидроксидов и соответствующих оксидов.

В группах (с увеличением порядкового номера):

- увеличивается заряд ядра,
- увеличивается радиус атомов (только в А-группах),
- уменьшается прочность связи электронов с ядром (энергия ионизации; только в А-группах),
- уменьшается электроотрицательность (только в А-группах),
- ослабевают окислительные свойства простых веществ ("неметалличность"; только в А-группах),
- усиливаются восстановительные свойства простых веществ ("металличность"; только в А-группах),
- возрастает основной характер гидроксидов и соответствующих оксидов (только в А-группах),
- ослабевает кислотный характер гидроксидов и соответствующих оксидов (только в А-группах),
- снижается устойчивость водородных соединений (повышается их восстановительная активность; только в А-группах).

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №1

Моделирование построения Периодической таблицы химических элементов.

Цель: моделирование Периодической таблицы химических элементов; определение закономерности изменения свойств элементов, их оксидов и гидроксидов.

Оборудование: карточки для элементов с порядковыми номерами с 1 по 20 со сведениями об элементе: химический символ, название, формула высшего оксида и его характер, формула высшего гидроксида и его характер, формула летучего водородного соединения для неметалла.

Ход работы:

Задание 1. Перемешайте карточки, а затем расположите их по возрастанию порядковых номеров элементов с 3-го по 10-й.

- Какую закономерность изменения атомных масс вы наблюдаете?
- Какой элемент находится в начале полученного ряда, а какой - в конце ряда?
- Как называется ряд, который начинается щелочным металлом и заканчивается инертным газом?
- Как изменяется заряд ядра атомов в периоде?
- Как определить заряд ядра атома? Как определить число электронов?
- Какую закономерность изменения числа электронов вы наблюдаете по периоду?
- Какую закономерность изменения свойств оксидов и гидроксидов элементов вы наблюдаете?

Задание 2. Расположите сходные элементы, начиная с 1-го по 2-й и с 11-го по 20-й, друг под другом. Водород над литием, натрий под литием, калий под натрием, кальций под магнием, гелий над неоном, аргон под неоном.

- Сколько рядов элементов получилось?
- Обратите внимание на 2-й и 3-й ряды. Можно ли эти ряды назвать периодами? Почему?
- Какая закономерность наблюдается по периоду изменения а) атомных масс элементов; б) заряда ядра атома; в) числа электронов.
- Какая закономерность изменения металлических и неметаллических свойств наблюдается по периоду?
- Какая закономерность изменения основных и кислотных свойств наблюдается по периоду?
- Сколько групп элементов образовалось? В какой группе расположены типичные металлы - щелочные металлы?
- В какой группе расположены типичные неметаллы - галогены?
- Какие элементы расположены в восьмой группе?
- Какую форму имеет S-орбиталь? Сколько электронов может располагаться на S-орбитали?
- В каких группах находятся S-элементы?
- Какую форму имеет p-орбиталь? Сколько электронов может располагаться на p-орбитали?
- В каких группах находятся p-элементы?

Задание 3. Поменяйте в полученном ряду местами аргон и калий. Что наблюдаете?

Почему нельзя поменять эти элементы местами? Сформулируйте периодический закон Д.И. Менделеева?

По выполнении всех заданий необходимо выполнить отчет в рабочей тетради в соответствии с приложением 1 данного методического пособия.

Строение вещества. Дисперсные системы.

Дисперсной системой называется система, состоящая как минимум из двух фаз: непрерывной дисперсионной среды и раздробленной дисперсной фазы. Основными признаками всех классов дисперсных систем являются *гетерогенность* и *дисперсность*. Эти признаки были выделены в начале 30-х гг. прошлого столетия Н.П. Песковым и соответствуют современным представлениям об объектах, относящихся к дисперсным системам. *Гетерогенность*, или *многофазность* - признак, указывающий на наличие в системе межфазной поверхности, то есть поверхностного слоя. Именно наличие межфазной поверхности, разделяющей гомогенные фазы гетерогенной системы, обуславливает особые свойства высокодисперсных систем.

Дисперсность представляет собой признак, который учитывает геометрические размеры частиц дисперсной фазы. Дисперсность придает новые свойства не только отдельным элементам, но и всей дисперсной системе в целом. Гетерогенность и дисперсность как основные признаки дисперсных систем непосредственно связаны с их особыми физико-химическими свойствами, характерными для коллоидного состояния вещества. Дисперсность является характеристикой молекулярно-кинетических и оптических свойств дисперсных систем. Частицы дисперсных фаз в свободнодисперсных системах, также как и компоненты истинных растворов, могут свободно перемещаться по объему системы в результате броуновского движения частиц и процессов диффузии основных молекулярно-кинетических свойств дисперсных систем. Необходимо отметить, что молекулярно-кинетическая теория была разработана Броуном, Максвеллом, Эйнштейном на основании результатов исследований движения частиц именно в дисперсных системах. Характеристики молекулярно-кинетических свойств зависят от размеров частиц дисперсных фаз и имеют существенно более низкие значения, чем в истинных растворах. Броуновское движение и диффузия препятствуют самопроизвольному осаждению частиц в высокодисперсных системах под действием сил тяжести и определяет их кинетическую устойчивость. С дисперсностью непосредственно связаны оптические свойства дисперсных систем их способность к светорассеянию и опалесценции. Гетерогенность - основной признак дисперсных систем, непосредственно связана с особым состоянием вещества в поверхностных слоях на межфазных поверхностях. Именно структура и физико-химические свойства поверхностных слоев определяют такие специфические свойства диспергированных веществ, как капиллярные явления, адсорбция, смачивание, несмачивание и растекание. Закономерности процессов в поверхностных слоях определяют особенности строения дисперсных систем и связаны с их агрегативной устойчивостью - способностью гетерогенных систем сохранять определенную степень дисперсности. Поэтому описание закономерностей процессов на межфазных поверхностях, или теория поверхностных явлений, является основой коллоидной химии как науки.

Многообразие физико-химических свойств обуславливает необходимость классификации дисперсных систем по отличительным признакам, характерным для различных типов систем. Поэтому существуют несколько видов классификации дисперсных систем. Рассмотрим наиболее часто используемые на практике виды классификации.

Классификация по свойствам дисперсионной среды.

В зависимости от свойств дисперсионной среды различают:

- ❖ Связнодисперсные системы, или гетерогенные системы с твердой дисперсионной средой. В качестве примера таких систем можно привести чугун, сталь, сплавы некоторых металлов.
- ❖ Свободнодисперсные системы, или системы с жидкой или газообразной дисперсионной средой. Примерами таких систем могут служить пены, суспензии, эмульсии и пр.

Классификация по дисперсности.

В зависимости от степени дисперсности дисперсных фаз различают следующие типы дисперсных систем:

- ❖ Ультрамикрогетерогенные (УМГ) системы с размером частиц дисперсных фаз от 10^{-9} до 10^{-7} м.
- ❖ Микрогетерогенные (МГ) системы с размером частиц от 10^{-7} до 10^{-5} м.
- ❖ Грубодисперсные (ГД) системы с размером частиц более 10^{-5} м.

Ультрамикрогетерогенные системы называют также коллоидными системами или золями. Если дисперсионной средой в золях является жидкость, то такая система называется *коллоидным раствором*. В случае если растворителем в коллоидном растворе является вода, то дисперсная система называется *гидрозоле*.

Классификация по агрегатному состоянию дисперсной фазы и дисперсионной среды.

Основные типы дисперсных систем, их классификация по агрегатному состоянию фаз и примеры реальных систем приведены в таблице 1.

Табл. 1

Классификация дисперсных систем по агрегатному состоянию

Дисперсная фаза	Дисперсионная среда	Обозначение	Название системы	Примеры
1	2	3	4	5
Твердая	Твердая	т/т	Твердые коллоидные растворы	Сталь, бронза, латунь, чугун, другие сплавы металлов
Жидкая	Твердая	ж/т	Капиллярные системы	Почва, твердые адсорбенты - активированный уголь
Газ	Твердая	г/т	Капиллярные системы	Алюмогель, силикагель, промышленные гетерогенные катализаторы
Твердая	Жидкая	т/ж	Суспензии, золи	Природные и промышленные взвеси: речная вода и пр., жидкие коллоидные растворы
Жидкая	Жидкая	ж/ж	Эмульсии	Молоко, сметана, сливочное масло, кровь и пр.
Газ	Жидкая	г/ж	Газовые эмульсии	Различные пены

Твердая	Газ	т/г	Аэрозоли, золи	Дым - микродисперсные системы, пыль - грубодисперсные системы
Жидкость	Газ	ж/г	Аэрозоли, туманы	Природный туман

Классификация по характеру взаимодействия дисперсной фазы с дисперсионной средой.

По типам межчастичных взаимодействий дисперсные системы подразделяются на следующие классы:

- лиофильные дисперсные системы, которые характеризуются интенсивным взаимодействием дисперсионной среды с дисперсной фазой.
- лиофобные дисперсные системы, которые характеризуются слабым взаимодействием дисперсионной среды с дисперсной фазой.

МЕТОДЫ ПОЛУЧЕНИЯ ДИСПЕРСНЫХ СИСТЕМ

Диспергирование фаз в любой гетерогенной системе, например, плавление, испарение и т.д., является не самопроизвольным процессом и сопровождается затратой энергии. Поэтому все существующие способы получения дисперсных систем основаны на подводе к диспергируемым системам дополнительной энергии, которая затрачивается на образование новой межфазной поверхности. Рассмотренные группы методов справедливы и при получении наносистем. Основными методами получения дисперсных систем и, в частности, ультрамикрогетерогенных систем или зольей, являются:

- методы диспергирования, основанные на измельчении крупных частиц до частиц необходимой степени дисперсности;
- методы конденсации, основанные на получении крупных частиц из более высокодисперсных.

В методах диспергирования различают механическое и химическое диспергирование.

Механическое диспергирование основано на измельчении крупных частиц действием внешних сил, то есть на механическом способе подвода дополнительной энергии. В результате внешних механических воздействий отдельные фазы систем раздавливаются, истираются, дробятся или расщепляются, что в итоге приводит к возрастанию дисперсности. В производстве и лабораторной практике механическое диспергирование проводят в диспергаторах или мельницах различных конструкций.

Химическое диспергирование основано на получении дисперсных систем химическим действием. При химическом диспергировании подвод дополнительной энергии на образование новой поверхности осуществляется за счет свободной энергии физико-химических процессов. Химическое диспергирование позволяет получать системы с высокой степенью дисперсности, в частности, ультрамикрогетерогенные системы. Методы диспергирования позволяют получать дисперсные системы с размерами частиц порядка 10^{-4} - 10^{-5} см. для получения высокодисперсных лиофобных систем более перспективны методы конденсации. В методах **конденсации** подвод дополнительной энергии для диспергирования производится за счет энергии внешних процессов. В зависимости от способов подвода внешней энергии различают химическую и физическую конденсацию.

Физическая конденсация основана на возникновении новых фаз из уже существующих. Одним из наиболее известных процессов физической конденсации является образование тумана из насыщенного водой воздуха. *Химическая конденсация* основана на образовании раздробленной дисперсной фазы из гомогенных систем, например, в результате протекания реакций обмена, гидролиза, окисления-восстановления, т.е. любых химических реакций, где один из продуктов представляет собой труднорастворимое соединение. При получении золь методом химической конденсации необходимо соблюдать следующие условия. Растворы реагентов, используемые при синтезе дисперсной системы, должны быть разбавлены, а один из реагентов следует брать в избытке. Кроме того, при получении золь раствор с недостаточным количеством реагента должен добавляться к раствору с избытком другого участника реакции, что необходимо для соблюдения условия постоянного присутствия стабилизаторов, определяющих строение и свойства устойчивых дисперсных систем.

ОСНОВНЫЕ ФИЗИКО-ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ДИСПЕРСНЫХ СИСТЕМ

Физические свойства микрогетерогенных и грубодисперсных систем отличаются от свойств ультрамикрогетерогенных и гомогенных систем. Микрогетерогенные и грубодисперсные системы легко разрушаются в гравитационном поле, не проходят через обычные фильтры, частицы данных систем видимы в обычный микроскоп. Ультрамикрогетерогенные системы приближаются по свойствам к истинным растворам. Они проходят через фильтры, устойчивы к действию сил тяжести, размеры частиц дисперсных фаз данных систем приближаются к размерам крупных молекул. В то же время все классы дисперсных систем обладают близкими физико-химическими свойствами, которые в зависимости от степени дисперсности проявляются более или менее ярко. Экспериментально и теоретически доказано, что в дисперсных системах протекают процессы диффузии. Диффузией называется самопроизвольное выравнивание концентрации частиц дисперсной фазы по объему дисперсной системы. Молекулярно-кинетические свойства дисперсных систем описываются теми же закономерностями, что и для газов и молекулярных растворов. Это позволяет рассчитать средние скорости движения и энергию коллоидной частицы любого размера, а также дает принципиальную возможность применения законов молекулярно-кинетической теории для определения размеров частиц и молекулярной массы полимеров. Броуновское движение и диффузия наиболее характерны для ультрамикрогетерогенных систем. Вследствие меньшей дисперсности молекулярно-кинетические свойства микрогетерогенных систем выражены значительно слабее. Отличительной особенностью дисперсных систем является седиментационно-диффузионное равновесие, установление которого непосредственно связано с их молекулярно-кинетическими свойствами. Специфика оптических свойств дисперсных систем определяется их основными признаками: гетерогенностью и дисперсностью. Гетерогенность обуславливает изменение направления световых, электронных, ионных и других лучей на границе раздела фаз, т.е. отражение и преломление лучей, а также неодинаковое поглощение лучей сопряженными фазами. Прохождению лучей через дисперсную систему препятствуют также их многократные отражения и преломления, обусловленные дисперсностью частиц. Степень снижения интенсивности выходящих из системы лучей в направлении их падения будет увеличиваться с ростом неоднородности, объема системы, дисперсности и концентрации частиц дисперсных фаз. Поэтому коллоидные растворы, в отличие от истинных, интенсивно рассеивают падающий световой поток. Так, в проходящем свете в растворах золь наблюдается характерное свечение, называемое *опалесценцией*. Причиной опалесценции является дифракция света на микронеоднородной дисперсной системе. Дисперсные фазы обнаруживаются с помощью *эффекта Тиндаля*, сущность которого

заключается в равномерном свечении участка раствора, освещенного фокусированным пучком света.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №2

Приготовление суспензии карбоната кальция в воде.

Получение эмульсии моторного масла. Ознакомление со свойствами мидисперсных систем.

Цель: Овладение умениями приготовления дисперсионных систем, навыками определения их свойств и работы с микроскопом.

Реактивы и оборудование: Карбонат кальция (мел), моторное масло, вода. Химические стаканы, стеклянные палочки, микроскопы.

Ход работы:

Задание 1. Приготовление суспензии карбоната кальция в воде.

В химический стакан поместите небольшое количество порошка мела и прилейте немного воды. Все тщательно перемешайте. Запишите наблюдения. Поместите каплю, суспензии на стеклянную пластину и рассмотрите под микроскопом.

Запишите наблюдения. Сформулируйте вывод о свойствах суспензии и схематически запишите агрегатное состояние дисперсной системы.

Задание 2. Приготовление эмульсии моторного масла.

В химический стакан поместите небольшое количество моторного масла и прилейте немного воды. Все тщательно перемешайте. Запишите наблюдения. Поместите каплю, эмульсии на стеклянную пластину и рассмотрите под микроскопом. Запишите наблюдения. Сформулируйте вывод о свойствах суспензии и схематически запишите агрегатное состояние дисперсной системы.

По выполнении всех заданий необходимо выполнить отчет в рабочей тетради в соответствии с приложением 1 данного методического

Классификация неорганических соединений и их свойств

Классификация неорганических соединений

В настоящее время известно более 500 тысяч неорганических соединений, знать их формулы, названия, а тем более свойства практически невозможно. Для того чтобы легче ориентироваться в огромном многообразии химических веществ, все вещества разделены на отдельные классы, включающие соединения, сходные по строению и свойствам. Первоначально все химические вещества делятся на простые и сложные. *Простые* вещества подразделяются на *металлы и неметаллы*. Помимо типичных металлов и неметаллов есть большая группа веществ, обладающая промежуточными свойствами, их называют *металлоидами*. *Сложные* вещества подразделяются на четыре класса химических соединений: оксиды, основания, кислоты и соли. Эта классификация разработана выдающимися химиками XVIII–XIX веков Антуаном Лораном Лавуазье, Михаилом Васильевичем Ломоносовым, Йёнсом Якобом Берцелиусом, Джоном Дальтоном. В основе реакционной способности атомов лежит незаполненность их электронного слоя. Металлы в ходе химической реакции обычно отдают электроны, а неметаллы – принимают. Металлы вступают в реакцию с неметаллами с образованием солей, например $2\text{Na} + \text{S} = \text{Na}_2\text{S}$.

Металлы в реакциях с кислородом образуют обычно основные оксиды, например $4\text{Na} + \text{O}_2 = 2\text{Na}_2\text{O}$.

Неметаллы в реакциях с кислородом образуют кислотные оксиды, например $\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2$

Основные оксиды реагируют с кислотными оксидами с образованием солей $\text{Na}_2\text{O} + \text{SO}_2 = \text{Na}_2\text{SO}_3$.

Основные оксиды реагируют с водой с образованием оснований, например, $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH}$.

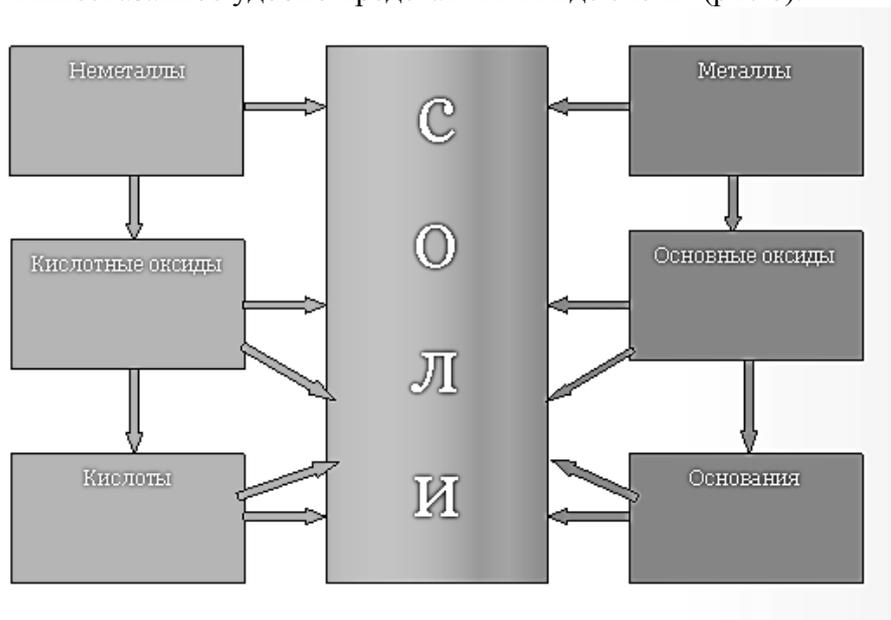
Кислотные оксиды реагируют с водой с образованием кислот, например $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_3$

Основания реагируют с кислотами с образованием солей, например $2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_3 = \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$.

Основные оксиды способны реагировать с кислотами, при этом образуются соли, например $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{SO}_3 = \text{Na}_2\text{SO}_3$

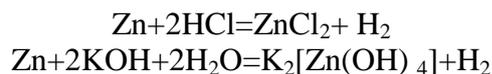
Кислотные оксиды реагируют с основаниями с образованием солей, например $\text{SO}_3 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$.

Все вышесказанное удобно представить в виде схемы (рис 8).



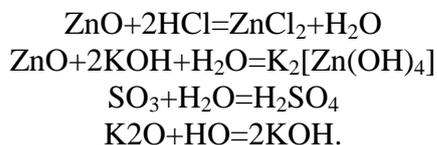
Кроме того существуют амфотерные простые вещества, оксиды и гидроксиды. Амфотерными простыми веществами являются бериллий Be, алюминий Al и цинк Zn.

Амфотерные простые вещества реагируют как с кислотами, так и с основаниями. Например,



К амфотерным оксидам относят BeO , Al_2O_3 , ZnO , H_2O , Cr_2O_3 , Fe_2O_3

Амфотерные оксиды реагируют с кислотами и основаниями, а также основными и кислотными оксидами:



К амфотерным гидроксидам относят $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$. Амфотерные гидроксиды реагируют с кислотами, основаниями, основными и кислотными оксидами.

Наибольшую реакционную способность проявляют типичные металлы и их соединения, и типичные неметаллы и их соединения. К типичным металлам относятся щелочные металлы, а также барий, стронций, кальций. Активность всех остальных металлов и их соединений снижена, так магний вступает в химическую реакцию только с кипящей водой и нагретыми парами воды, а оксид магния не реагирует с водой. Медь, к примеру, не реагирует с кислотами (не может быть окислена ионом водорода). Примерно то же самое можно сказать о неметаллах. Наибольшую активность проявляют фтор, кислород, галогены. Соли разделяются на растворимые в воде и нерастворимые в воде. О растворимости солей можно узнать из таблицы растворимости. Хорошо растворимы обычно соли щелочных металлов и аммония. Средние соли состоят только из остатка кислоты и основания, например CaSO_4 , $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$. Кислые соли кроме катиона металла содержат катион водорода, следовательно они проявляют все свойства солей и кислот, например: $2\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = 2\text{CaCO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$

Основные соли включают в свой состав также гидроксильную группу и проявляют свойства солей и оснований, например:



Основания делятся на растворимые в воде и нерастворимые в воде. Растворимые основания называют щелочами. Щелочами являются гидроксиды щелочных металлов, а также гидроксиды бария, стронция, кальция.

Все изучаемые в курсе кислоты, кроме кремниевой, растворимы в воде. Кислоты можно разделить на сильные и слабые. Следует запомнить сильные кислоты – это азотная HNO_3 , серная H_2SO_4 , хлорная HClO_4 , хлороводородная (соляная) HCl , бромоводородная HBr , йодоводородная HI .

Оксиды

Оксиды - это сложные вещества, состоящие из двух химических элементов, один из которых кислород, со степенью окисления -2. Лишь один химический элемент - фтор, соединяясь с кислородом, образует не оксид, а фторид кислорода OF_2 .

Получение оксидов.

Окисление кислородом	простых веществ	$2\text{Mg} + \text{O}_2 = 2\text{MgO}$
	сложных веществ	$2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{SO}_2$
Разложение	нагреванием солей	$\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$
	нагреванием оснований	$\text{Cu}(\text{OH})_2 = \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$

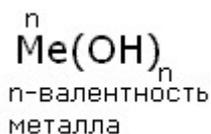
	нагреванием кислородсодержащих кислот	$H_2SO_3 = H_2O + SO_2$
	нагреванием высших оксидов	$4CrO_3 = Cr_2O_3 + 3O_2$
Окисление низших оксидов	$4FeO + O_2 = 2Fe_2O_3$	
Вытеснение летучего оксида менее летучим	$Na_2CO_3 + SiO_2 = Na_2SiO_3 + CO_2$	

Химические свойства оксидов.

Основные	Амфотерные	Кислотные
<p>Реагируют с избытком кислоты с образованием соли и воды. Основным оксидам соответствуют основания.</p> <p>1. Взаимодействие с водой (оксиды щелочных и щелочноземельных мет.) $CaO + H_2O = Ca(OH)_2$</p> <p>2. Все-с кислотами $Al_2O_3 + 6HCl = 2AlCl_3 + 3H_2O$</p> <p>3. С кислотными оксидами $CaO + CO_2 = CaCO_3$</p> <p>4. С амфотерными оксидами $Li_2O + Al_2O_3 = 2LiAlO_2$</p>	<p>Амфотерные ($ZnO, Al_2O_3, Cr_2O_3, MnO$)</p> <p>1. Взаимодействуют как с кислотами, так и с основаниями. $ZnO + 2HCl = ZnCl_2 + H_2O$</p> <p>$ZnO + 2NaOH + H_2O = Na_2[Zn(OH)_4]$</p> <p>2. Реагируют с основными и кислотными оксидами $ZnO + CaO = CaZnO_2$</p> <p>$ZnO + SiO_2 = ZnSiO_3$</p>	<p>Кислотные-реагируют с избытком щелочи с образованием соли и воды. Кислотным оксидам часто соответствуют кислоты.</p> <p>1. Большинство взаимодействуют с водой $SO_3 + H_2O = H_2SO_4$</p> <p>2. Со щелочами $NaOH + SiO_2 = Na_2SiO_3 + H_2O$</p> <p>3. С основными оксидами $SiO_2 + CaO = CaSiO_3$</p> <p>4. С амфотерными оксидами $Al_2O_3 + 3SO_3 = Al_2(SO_4)_3$</p>

Основания

Основания - это сложные вещества, состоящие из атома металла, связанного с одной или несколькими гидроксогруппами-ОН. Общая формула:



По номенклатуре основания называют гидроксидами:

Формула	Название	Формула	Название
LiOH	гидроксид лития	Ca(OH) ₂	гидроксид кальция
NaOH	гидроксид натрия	Cu(OH) ₂	гидроксид меди(II)
KOH	гидроксид калия	Fe(OH) ₂	гидроксид железа(III)

Получение оснований.

Щелочи	1.Металл+вода	$2\text{Na} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2$
	2.Оксид+вода	$\text{Li}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{LiOH}$
	3.Электролиз растворов щелочных металлов	$2\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2$
Нерастворимые основания	Соль + щелочь	$\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Cu(OH)}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4$

Химические свойства оснований.

Щёлочи	Нерастворимые основания
1.Взаимодействие с кислотами	
$\text{KOH} + \text{HCl} = \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$	$\text{Cu(OH)}_2 + 2\text{HCl} = \text{CuCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
2.Взаимодействие с кислотными оксидами	
$2\text{KOH} + \text{CO}_2 = \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	не характерны
3.Действие индикаторов	
лакмус-синяя, фенолфталеин-малиновая	окраска не изменяется
4.Взаимодействие с амфотерными оксидами	
$2\text{KOH} + \text{ZnO} = \text{K}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	не реагируют
5.Взаимодействие с солями, если образуется малорастворимая соль или малорастворимое основание	
$\text{NaOH} + \text{CuCl}_2 = \text{Cu(OH)}_2 + 2\text{NaCl}$	не реагируют
6.При нагревании	
не разлагаются (кроме LiOH)	$\text{Cu(OH)}_2 + \text{O}_2 = \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$
Амфотерные гидроксиды(Al(OH) ₃ , Zn(OH) ₂ , Be(OH) ₂ , Fe(OH) ₃ и другие.	
Взаимодействуют с кислотами $\text{Zn(OH)}_2 + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	Взаимодействуют с щелочами $\text{Al(OH)}_3 + \text{NaOH} = \text{Na[Al(OH)}_4]$

Кислоты

Кислоты - сложные вещества, состоящие из одного или нескольких атомов водорода, способных замещаться на атома металлов, и кислотных остатков. Число атомов водорода определяет основность кислот.

Кислоты подразделяются на бескислородные и кислородсодержащие:

Кислородсодержащие кислоты HNO₂, HNO₃, H₂SO₃, H₂SO₄, H₂CO₃, H₂SiO₃, H₃PO₄

Бескислородные HCl, HF, HI, H₂S

Получение кислот

Кислородсодержащие	1. Кислотный оксид+вода
	2. Неметалл+сильный окислитель
	3. Соль+менее летучая кислота
Бескислородные	1. Водород+неметалл
	2. Соль+менее летучая кислота

Химические свойства.

Кислородсодержащие	Бескислородные
1. Изменяют окраску индикаторов лакмус-красный, метилоранж-красный (только для растворимых кислот)	
2. Взаимодействие с металлами, стоящими до водорода	
$H_2SO_4 + Ca = CaSO_4 + H_2$	$2HCl + Ca = CaCl_2 + H_2$
3. Взаимодействие с основными оксидами	
$H_2SO_4 + CaO = CaSO_4 + H_2O$	$2HCl + CaO = CaCl_2 + H_2O$
4. Взаимодействие с основаниями	
$H_2SO_4 + Ca(OH)_2 = CaSO_4 + 2H_2O$	$2HCl + Ca(OH)_2 = CaCl_2 + 2H_2O$
5. Взаимодействие с амфотерными оксидами	
$H_2SO_4 + ZnO = ZnSO_4 + H_2O$	$2HCl + ZnO = ZnCl_2 + H_2O$
6. Взаимодействие с солями, если образуется малорастворимое, летучее или малодиссоциирующее вещество	
$H_2SO_4 + BaCl_2 = BaSO_4 + 2HCl$	$2HCl + Na_2CO_3 = 2NaCl + H_2O + CO_2$
7. При нагревании	
Слабые кислоты легко разлагаются $H_2SiO_3 = H_2O + SiO_2$	$H_2S = H_2 + S$

Соли

Соли - сложные вещества, состоящие из атомов металлов (иногда входит водород) и кислотных остатков.

Получение солей

1. С использованием металлов	металл+неметалл	$Mg + Cl_2 = MgCl_2$
	металл+кислота	$Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2$
	металл+соль	$Fe + CuSO_4 = FeSO_4 + Cu$
2. С использованием оксидов	основной оксид+кислота	$CaO + 2HCl = CaCl_2 + H_2O$
	кислотный оксид+основание	$CO_2 + Ca(OH)_2 = CaCO_3 + H_2O$
	кислотный+основной оксиды	$CaO + CO_2 = CaCO_3$
	основной+амфотерный оксиды	$Al_2O_3 + CaO = Ca(AlO_2)_2$

3. Реакция нейтрализации	кислота+основание	$H_2SO_4 + 2NaOH = Na_2SO_4 + 2H_2O$
4. Из солей	соль+соль	$AgNO_3 + NaCl = AgCl + NaNO_3$
	соль+щелочь	$CuSO_4 + 2NaOH = Cu(OH)_2 + Na_2SO_4$
	соль+кислота	$Na_2CO_3 + 2HCl = 2NaCl + H_2O + CO_2$
Кислые соли получают такими же способами, что и средние, но при других мольных соотношениях (при избытке кислоты)		
$NaOH + H_2SO_4 = NaHSO_4 + H_2O$		
Основные соли образуются при взаимодействии некоторых солей со щелочами (при избытке щелочи)		
$ZnCl_2 + NaOH = ZnOHCl + NaCl$		

Химические свойства солей

Разложение при прокаливании	$CaCO_3 = CaO + CO_2$
Соль+металл	$Fe + CuSO_4 = FeSO_4 + Cu$
Соль+соль	$AgNO_3 + NaCl = AgCl + NaNO_3$
Соль+щелочь	$CuSO_4 + 2NaOH = Cu(OH)_2 + Na_2SO_4$
Соль+кислота	$Na_2CO_3 + 2HCl = 2NaCl + H_2O + CO_2$

Гидролиз – это процесс взаимодействия ионов соли с водой, приводящий к образованию слабого электролита. Все соли можно разделить на 4 группы:

- Соль образована сильным основанием и сильной кислотой** (K, Na NO₃) – гидролиз не идет, среда нейтральная pH = 7.
- Соль образована слабым основанием и слабой кислотой** (MgCO₃, S₃, Zn(NO₂)) - гидролиз протекает практически в нейтральной среде pH ближе к 7, гидролиз идет по катиону аниону: 2
- Соль образована сильным основанием и слабой кислотой** (например: Na₂CO₃, K₂S, Ba(NO₂)₂, CHCOO Li) - гидролиз протекает в щелочной среде pH >7, гидролиз идет по аниону. 3
- Соль образована слабым основанием и сильной кислотой** (MgSO₄, AlCl₃, Zn(NO₃)₃..2) - гидролиз протекает в кислой среде pH < 7, гидролиз идет по катиону. 2, Глубина гидролиза зависит от температуры (чаще всего ее приходится повышать) и концентрации раствора (при разбавлении раствора гидролиз усиливается)
Если продукты гидролиза летучи, или нерастворимы, то он необратим.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №3-4

Испытание растворов кислот индикаторами. Взаимодействие металлов с кислотами. Взаимодействие кислот с оксидами металлов. Взаимодействие кислот с основаниями. Взаимодействие кислот с солями. Испытание растворов щелочи индикаторами. Взаимодействие щелочей с солями. Разложение нерастворимых оснований. Взаимодействие солей с металлами. Взаимодействие солей друг с другом. Гидролиз солей различного типа.

Цель: изучить свойства сложных неорганических веществ на примере кислот.

Оборудование: пробирки, штативы.

Реактивы: HCl, NaOH, K₂CO₃, CH₃COOH, CaO, Fe(OH)₃, HNO₃, Ca(OH)₂, Mg(OH)₂, CuSO₄, FeCl₃, K₂S, K₃PO₄, Na₃PO₄, BaCl₂, CaCl₂ гранулы цинка, индикаторы.

Ход работы:

Опыт		Результат
Испытание растворов кислот индикаторами	<i>В одну пробирку налейте 3-4 мл соляной кислоты, во вторую – столько же раствора гидроксида натрия, в третью – карбоната калия.</i>	<i>При помощи кислотно-основных индикаторов определите состав каждой пробирки. 1 пробирка _____ Цвет индикатора _____ 2 пробирка _____ Цвет индикатора _____ 3 пробирка _____ Цвет индикатора _____</i>
Взаимодействие кислот с металлами	Поместите в пробирку немного цинковых стружек, прилейте к ним соляной кислоты и нагрейте.	Наблюдается _____ Уравнение реакции в молекулярном и ионном виде: _____
Взаимодействие кислот с оксидами металлов.	В пробирку поместить оксид железа (II), прибавить HCl.	Наблюдается _____ Уравнение реакции в молекулярном и ионном виде _____
Взаимодействие кислот с основаниями	В пробирку поместить гидроксид железа (III) Fe(OH) ₃ и прилить HCl.	Наблюдается _____ Уравнение реакции в молекулярном и ионном виде _____
Взаимодействие кислот с солями	В пробирку поместить H ₂ SO ₄ и добавить BaCl ₂	Наблюдается _____ Уравнение реакции в молекулярном и ионном виде _____
Взаимодействие щелочей с солями	В чистую пробирку поместить 1 мл раствора FeCl ₃ и прилить столько же NaOH. Наблюдать появление осадка красно-бурого	Наблюдается _____ Уравнение реакции в молекулярном и ионном виде _____

	цвета $\text{Fe}(\text{OH})_3$. Добавить к осадку раствор HCl до растворения его.	
Разложение нерастворимых оснований	В пробирку Поместить $\text{Mg}(\text{OH})_2$ и осторожно нагревать.	Наблюдается _____ Уравнение реакции в ионном виде _____
Взаимодействие солей с металлами	Внесите гранулу цинка в пробирку с раствором сульфата меди (II), объясните наблюдаемое.	Наблюдается _____ Уравнение реакции в молекулярном и ионном виде
Взаимодействие солей друг с другом	В пробирку поместить Na_3PO_4 и прибавить столько же раствора CaCl_2 . Наблюдать появление осадка	Наблюдается _____ Уравнение реакции ионном виде
Гидролиз солей различного типа	В пробирку поместить 0,5 мл раствора K_2S , а во вторую – 0,5 мл K_3PO_4 и добавитв каждую по 1 капле фенолфталеина.	Объясните изменение окраски фенолфталеина _____ _____ Напишите уравнение реакции. _____ _____ Определите реакцию среды растворов
	В пробирку поместить 0,5 раствора CuSO_4 добавить 1 каплю метилоранжа.	Объясните изменение окраски фенолфталеина _____ _____ Напишите уравнение реакции. _____ _____ Определите реакцию среды растворов

По выполнении всех заданий необходимо выполнить отчет в рабочей тетради в соответствии с приложением 1 данного методического пособия. В РАЗДЕЛЕ «Ход работы» необходимо заполнить таблицу. В завершение написать общий вывод по выполненной работе.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №5

Зависимость скорости взаимодействия оксида меди(II) с серной кислотой от температуры

Цель: изучить реакции замещения, присоединения, обмена

Оборудование: пробирки, пипетки, спиртовка, штатив.

Реактивы: растворы: медного купороса ($\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$), BaCl_2 , NaOH , HCl , NaHCO_3 (хлебная сода), скрепка или кнопка, фенолфталеин, раствор азотной кислоты; раствор уксусной кислоты; раствор карбоната натрия; раствор нитрата серебра, раствор медного купороса, CuO (II) (порошок).

Ход работы:

Опыт		Результаты
Реакция замещения меди железом в растворе медного купороса	Налейте в пробирку 2—3 мл раствора медного купороса (сульфата меди (II)) и опустите в него стальную кнопку или скрепку.	Что наблюдаете? Запишите уравнение реакции в молекулярном и ионном виде.
Реакции, идущие с образованием осадка, газа или воды	В две пробирки прилейте по 1—2 мл раствора гидроксида натрия. Добавьте в каждую 2—3 капли раствора фенолфталеина. Затем прилейте в первую пробирку раствор азотной кислоты, а во вторую — раствор уксусной кислоты до исчезновения окраски.	Что наблюдаете? Запишите уравнение реакции в молекулярном и ионном виде.
	В две пробирки прилейте по 2 мл раствора карбоната натрия, а затем добавьте: в первую — 1—2 мл раствора соляной кислоты, а в другую — 1—2 мл раствора уксусной кислоты.	Что наблюдаете? Запишите уравнение реакции в молекулярном и ионном виде.
	К 1—2 мл соляной кислоты в пробирке добавьте несколько капель раствора нитрата серебра.	Что наблюдаете? Запишите уравнение реакции в молекулярном и ионном виде.
	В две пробирки прилейте по 1 мл раствора медного купороса, а затем добавьте в каждую столько же раствора гидроксида натрия.	Что наблюдаете? Запишите уравнение реакции в молекулярном и ионном виде.
	К 1 мл раствора серной кислоты в пробирке добавьте 5—10 капель раствора хлорида бария.	Что наблюдаете? Запишите уравнение реакции в молекулярном и ионном виде.
Изучение влияний на скорость химических реакций. Зависимость скорости	В две пробирки поместите по одной грануле цинка. В одну прилейте 1 мл соляной кислоты (1:3), в другую — столько же этой кислоты другой концентрации (1:10).	Укажите, в какой из пробирок реакция протекает более интенсивно. Запишите уравнение реакции в молекулярном и

взаимодействия цинка с соляной кислотой от ее концентрации.		ионном виде.
Зависимость скорости взаимодействия соляной кислоты с металлами от их природы.	В 3 пробирки (подписанные, под номерами) прилить по 3 мл раствора HCl и внести в каждую из пробирок навески опилок одинаковой массы: в первую - Mg, во вторую - Zn, в третью – Fe.	какой пробирке реакция протекает быстрее? (или вообще не протекает)? Напишите уравнения реакций. Какой фактор влияет на скорость реакции?
Зависимость скорости взаимодействия оксида меди с серной кислотой от температуры.	В 3 пробирки (под номерами) налить по 3 мл раствора H ₂ SO ₄ (одинаковой концентрации). В каждую поместить навеску CuO (II) (порошок). Первую пробирку оставить в штативе; вторую - опустить в стакан с горячей водой; третью – нагреть в пламени спиртовки.	В какой пробирке цвет раствора меняется быстрее (голубой цвет)? Что влияет на интенсивность реакции? Напишите уравнение реакции.

По выполнении всех заданий необходимо выполнить отчет в рабочей тетради в соответствии с приложением 1 данного методического пособия. В РАЗДЕЛЕ «Ход работы» необходимо заполнить таблицу. В завершении написать общий вывод по выполненной работе.

Металлы и неметаллы. Руды железа. Чугун и сталь.

Структура, свойства и применение чугунов

Чугун – это железоуглеродистый сплав с содержанием углерода от 2,14 до 6 %. Кроме этих элементов, в чугуне содержится еще ряд примесей (кремний, марганец, сера, фосфор и др.). С целью улучшения свойств в чугуны могут вводиться легирующие элементы, такие как хром, никель, медь и др. Чугун, по сравнению со сталью, имеет как преимущества, так и недостатки. Положительными свойствами этого материала являются: хорошие литейные свойства (более низкая, чем у стали, температура плавления, меньшая усадка, хорошая жидкотекучесть), хорошая обрабатываемость резанием (кроме одной разновидности – белого чугуна), достаточно высокая работоспособность в условиях трения, способность гасить вибрации, небольшая стоимость. Недостатком чугуна являются его низкие пластические свойства и ударная вязкость, что препятствует использованию чугуна для изготовления деталей, работающих при значительных динамических, ударных нагрузках, и делает невозможным в большинстве случаев использование обработки давлением (ковки, штамповки, прокатки и т. д.) для изготовления чугунных изделий.

По структуре различают чугуны, в которых углерод находится в виде химического соединения с железом Fe_3C – цементита, и чугуны, в которых углерод, в основном, находится в свободном состоянии, в виде графита. Первая разновидность называется **белым чугуном**. Структура белых чугунов описывается чугуновой частью диаграммы железо-углерод (рис. 9).

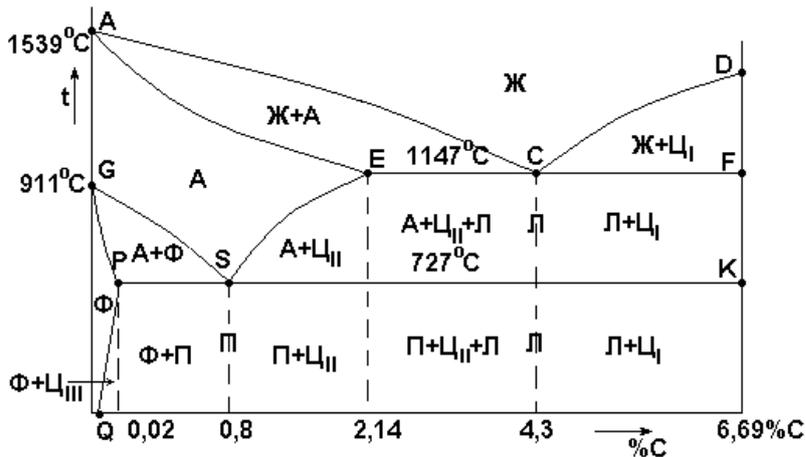


Рис. 9. Диаграмма железо-углерод:

Ж – жидкий раствор; А – аустенит (твёрдый раствор углерода в γ -Fe); Ц – цементит (Fe_3C); Ф – феррит (твёрдый раствор углерода в α -Fe); П – перлит (эвтектоидная смесь феррита и цементита); Л – ледебурит (эвтектическая смесь аустенита и цементита, ниже линии *PSK* – смесь перлита и цементита).

Согласно диаграмме, существует три разновидности белых чугунов: **доэвтектический** со структурой перлит, ледебурит и вторичный цементит, **эвтектический** со структурой ледебурит и **заэвтектический** со структурой ледебурит и первичный цементит (рис. 10).



Рис. 10.

Получают белый чугун при ускоренном охлаждении в процессе отливки деталей, заготовок. Способствует также получению этой разновидности чугуна повышенное содержание в нем хрома, марганца.

Структура белого чугуна определяет его механические свойства: это твердый хрупкий материал, имеющий предел прочности при растяжении $\sigma = 100-400$ МПа ($10-40$ кг/мм²), твердость НВ 300-700 и относительное удлинение $\delta = 0,1-0,2$ %. Вследствие низкой пластичности, белый чугун применяется очень редко, в основном, для изделий, работающих в условиях абразивного и гидроабразивного износа, когда его повышенная хрупкость не играет решающей роли. В ряде случаев изготавливают детали с так называемой отбеленной поверхностью. Их поверхностный слой представляет собой белый чугун и имеет повышенную твердость и износостойкость, а сердцевина имеет структуру другой разновидности чугуна (с наличием графита), что обеспечивает необходимый комплекс механических свойств. *Примерами таких изделий с отбеленной поверхностью являются валки для холодной прокатки металла, шары для шаровых мельниц.*

Чугуны, в которых углерод находится в свободном виде, классифицируют по форме графитовых включений:

1. **Серый чугун.** В нем содержится графит в виде пластинчатых включений.
2. **Ковкий чугун** с хлопьевидными включениями графита.
3. **Высокопрочный чугун**, в котором графит имеет шаровидную форму.

Металлическая основа этих чугунов может быть *перлитной*, *ферритной* или *феррито-перлитной*. Схематические структуры рассматриваемых чугунов показаны на рис. 11.

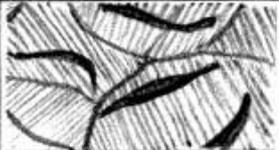
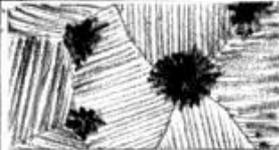
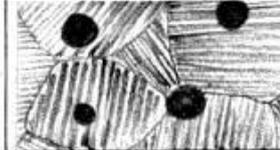
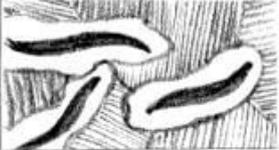
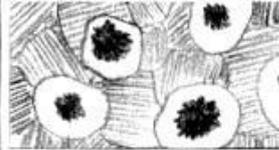
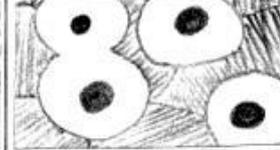
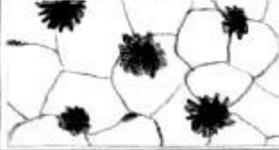
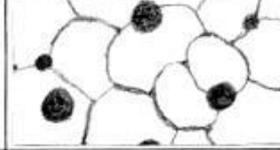
Структура металлической основы (твердость)	Тип чугуна и форма графита		
	Серый с пластинчатым графитом	Ковкий с хлопьевидным графитом	Высокопрочный с шаровидным графитом
Перлит (250 НВ)			
Перлит и феррит (200 НВ)			
Феррит (150 НВ)			
$\delta, \%$	0,2-0,5	5-10	10-15

Рис. 11.

Поскольку графитовые включения отрицательно сказываются на механических свойствах металла, особенно на пластичности, то чем менее разветвленную форму они имеют, тем меньше их отрицательное влияние. Самая неудачная, с точки зрения механических свойств, форма графита – пластинчатая (пластичность при этом самая низкая), а наиболее благоприятная – шаровидная форма включений, обеспечивающая максимальную пластичность (рис. 11). Это связано с тем, что графитовые включения играют роль трещин, пустот в чугуне и являются концентраторами напряжений. Чем

более компактную форму имеют эти включения, тем более «мягкий» получается концентратор напряжений и тем меньше снижение механических свойств металла за счет графита.

Серый чугун получают при медленном охлаждении металла при литье изделий, а также при повышенном содержании кремния, углерода. Обозначается он буквами СЧ, после которых ставится цифра, показывающая предел прочности при растяжении в σ_b кг/мм² (ГОСТ 1412-85). Например, СЧ12 ($\sigma_b = 12$ кг/мм²). Применяется серый чугун для изготовления слабонагруженных деталей, работающих в легких условиях. *Например, корпуса редукторов, насосов, электродвигателей, различные крышки, отопительные батареи и т.п.*

Ковкий чугун получают из белого чугуна путем специального отжига. Это длительная термическая обработка, при которой белый чугун медленно нагревается до температур 950-1000⁰С и после определенной выдержки медленно охлаждается. При таком отжиге происходит графитизация цементита белого чугуна с образованием хлопьевидных включений графита. Обозначается ковкий чугун буквами КЧ, после которых следуют цифры, показывающие предел прочности при растяжении σ в кг/мм² – первая цифра, и относительное удлинение δ % – вторая цифра (ГОСТ 1215 в редакции 1992 г.). Например, КЧ30-6 ($\sigma = 30$ кг/мм², $\delta = 6$ %). Применяется этот чугун для изготовления деталей, работающих в более тяжелых условиях по сравнению с деталями из серого чугуна - при повышенных нагрузках, при знакопеременных и небольших ударных нагрузках. *Например, картеры редукторов, коробок передач автомобилей, кронштейны рессор, различные крюки, фланцы и т.п.*

Высокопрочный чугун получают путем модифицирования его при выплавке магнием или церием в количестве 0,05 %. Модификаторы способствуют формированию шаровидных включений графита. Обозначаются высокопрочные чугуны буквами ВЧ и цифрой, показывающей предел прочности при растяжении σ в (ГОСТ 7293-85). Например, ВЧ 40 ($\sigma_b = 40$ кг/мм²). Применяется высокопрочный чугун для изготовления ответственных деталей, работающих в довольно сложных условиях при повышенном нагружении. *Например, коленчатые и распределительные валы легковых автомобилей, прокатные валки, корпуса турбин, детали кузнечно-прессового оборудования и др.* Представляет интерес использование чугунов для деталей, работающих в специфических условиях (агрессивные среды, высокие температуры и др.). Для этого в чугуны вводят легирующие элементы, способствующие повышению необходимых свойств. Такие чугуны называют **легируемыми** или чугунами специального назначения. Они дешевле легированных сталей и вследствие лучших литейных свойств оказываются предпочтительнее для получения отливок.

Углеродистые стали

Сталью называется сплав железа с углеродом, содержащий углерода до 2,1%. Как и чугун, сталь имеет примеси кремния, марганца, серы и фосфора. Основное отличие стали от чугуна — это то, что сталь содержит меньшее количество углерода и примесей. Сталь получают переплавкой металлолома или из предельного чугуна. Процесс получения стали из чугуна сводится к удалению излишнего углерода и понижению количества входящих в чугун примесей. В зависимости от химического состава стали делятся на углеродистые и легированные. В состав углеродистой стали кроме углерода входит небольшое количество постоянных примесей (Si, Mn, S, P), попадающих в нее при выплавке. Главным элементом, определяющим свойства углеродистой стали, является углерод. Он повышает твердость, упругость, прочность, уменьшает пластичность и сопротивление ударным нагрузкам. Кремний и марганец в небольшом количестве особого влияния на свойства стали не оказывают. Сера и фосфор считаются вредными примесями. Сера вызывает красноломкость, хрупкость при высоких температурах, уменьшает

коррозионную стойкость. Фосфор увеличивает хрупкость и хладноломкость стали, т. е. хрупкость при обычных температурах. Однако в определенных дозах они необходимы для получения специальных свойств стали. Углеродистая сталь, в свою очередь, подразделяется по назначению и качеству. По назначению она делится на конструкционную и инструментальную. *Конструкционная углеродистая сталь содержит до 0,6% углерода (как исключение допускается содержание углерода до 0,85%)*. По качеству конструкционная углеродистая сталь делится на сталь обыкновенного качества и качественную. На металлургических заводах для различения этих сталей на торцах стальных прутков выбивают клеймо марки, условным цветом окрашивают торцы или наносят метки по окружности прутка. *Инструментальная углеродистая сталь содержит углерода 0,7% и более*. Она отличается твердостью и прочностью. В легированной стали наряду с обычными примесями имеются один или несколько специальных элементов, улучшающих ее свойства: хром, вольфрам, молибден и др., а также кремний и марганец в сравнительно большом количестве. Легирующие элементы оказывают разностороннее влияние на свойства стали, например, хром повышает твердость и коррозионную стойкость; вольфрам увеличивает твердость и красностойкость; молибден увеличивает красностойкость, прочность и сопротивление окислению при высоких температурах; марганец при содержании свыше 1 % увеличивает твердость, износостойкость, стойкость против ударных нагрузок. По назначению легированная сталь делится на три группы: конструкционную, инструментальную и сталь с особыми физическими и химическими свойствами. Широкое применение в металлообработке имеет один из видов инструментальной легированной стали — быстрорежущая сталь. Главные достоинства этой стали — твердость и красностойкость (она не теряет твердости до 600°C). Легирующими элементами в ней служат вольфрам (не менее 6%), хром (не менее 4%), а также кобальт, ванадий, молибден. Содержание углерода 0,7—1,1%. Наиболее распространенные марки быстрорежущей стали: P9, P18, P6M3, P6M5. К сталям с особыми физическими свойствами относятся: магнитная и немагнитная стали, сталь, обладающая высоким электрическим сопротивлением, и сталь с особыми тепловыми свойствами. Стали и сплавы с особыми химическими свойствами — коррозионностойкие, нержавеющие, жаростойкие и жаропрочные. Особые физические и химические свойства сталей достигаются главным образом благодаря введению в них различных легирующих элементов. Например, стойкость против коррозии обеспечивается введением в нержавеющую сталь не менее 12% хрома. Маркировка конструкционных, инструментальных и других сталей приведена в информационно-справочных материалах. Влияние вида термической обработки на твердость стали. Термическая обработка стали — совокупность операций нагрева, выдержки и охлаждения, в результате которых меняется внутреннее строение и, соответственно, свойства стали. Основные виды т/о: отжиг, нормализация, закалка, отпуск. Отжиг стали — термическая обработка, применяемая с целью облегчения механической обработки или пластической деформации. Отжиг стали состоит из нагрева на 30-50 С выше критической точки АС3, выдержки, последующего медленного охлаждения с печью до 500-600С, а затем на воздухе. Нормализация стали — термическая обработка, применяемая для уменьшения размера зерна и повышения механических свойств (главным образом) ударной вязкости, а также улучшения механической обрабатываемости. Эти процессы т/о чаще всего применяются при обработке полуфабрикатов — сортового проката, штамповок, поковок или отливок. Нормализация заключается в нагреве доэвтектоидной стали до t_c , превышающей точку «АС3» на 50С, заэвтектоидной выше «Аcm» на 50, охлаждение на воздухе. Закалка стали — нагрев стали на 30-50 С выше «АС3» для доэвтектоидных сталей или на 20-30С выше «АС1» для заэвтектоидных сталей, выдержке при заданной t_c и быстром охлаждении. Для углеродистых сталей это охлаждение проводят чаще в воде. В основе закалки стали лежит превращение аустенита в мартенсит. Отпуск стали заключается в нагреве закаленной стали до температуры ниже «АС1», выдержке при заданной t_c и последующем охлаждении

с определенной скоростью. Это окончательная операция термической обработки, в результате которой сталь получает требуемые механические свойства. Большинство конструкционных авиационных сталей проходит закалку и высокий отпуск, поскольку наряду с повышенной прочностью сталь приобретает повышенную пластичность и сопротивление динамическому удару. Так т/о стали У12 – закалка 770°+отпуск 150-200С. На рис. 12 приведена часть диаграммы состояния сплавов Fe – С относящаяся к области стали.

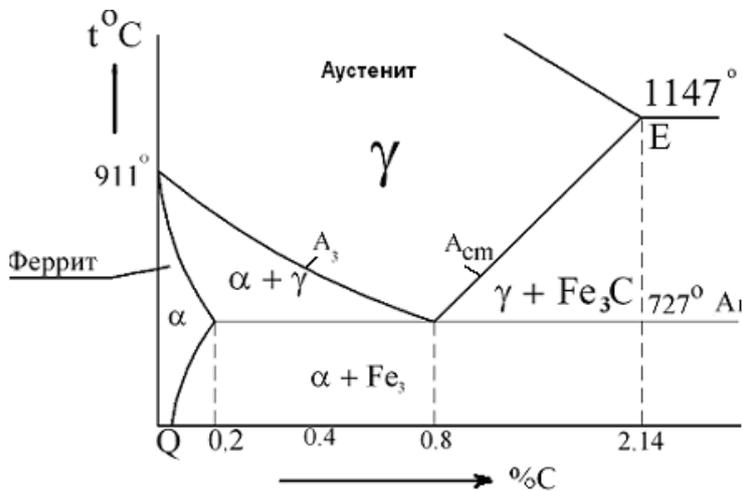


Рис. 12

Согласно классификации видов термической обработки, термическая обработка углеродистой стали относится к случаю, когда она сопровождается фазовыми превращениями одновременно с полиморфными при наличии эвтектоидного превращения. Критические точки, отвечающие температурам превращения, указаны на диаграмме: A₁(727°С), A₃(понижающаяся с увеличением) содержания углерода от 0 до 0,8% С по линии GS A_{cm} (изменяющиеся по линии SE). Смещение критических точек A₁ и A₃ от равновесных температур, происходящее при нагреве и охлаждении стали в реальных условиях, принято обозначать A_{с1} и A_{с3} при нагреве Ar₁ и Ar₃ при охлаждении. Превращение аустенита при различных скоростях охлаждения стали может быть рассмотрено с помощью диаграммы изотермического превращения аустенита или так называемых «С – кривых». Схема такой диаграммы для эвтектоидной углеродистой стали приведена на рис.13

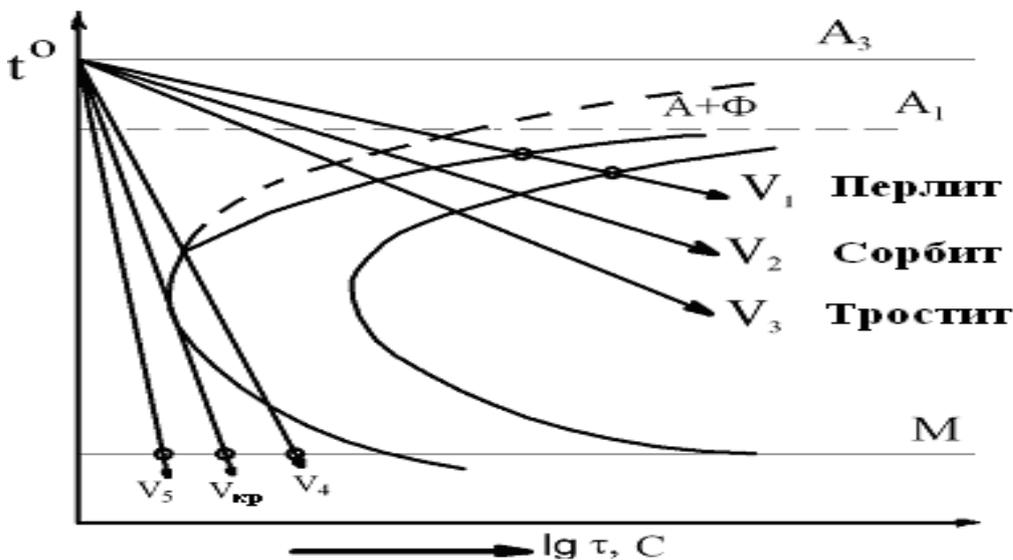


Рис.13

При медленном охлаждении стали (с печью) происходит близкое к равновесному состоянию превращение, сопровождаемое образованием перлита (кривая скорости охлаждения V1). Такой вид обработки стали называется отжигом. Сталь приобретает пластичность и относительно низкую твердость (HB = 150-180 кг/ммI). При охлаждении стали с высоких температур на воздухе (кривая скорости охлаждения V2) аустенит также превращается в феррито - цементитную смесь, однако, она приобретает дисперсный характер. Такая дисперсная смесь называется сорбитом, а термическая обработка нормализацией. Сталь после нормализации приобретает более высокую твердость (HB = 250-300 кг/ммI) и прочность. При охлаждении стали в струе сжатого воздуха охлаждение протекает ещё быстрее (скорость V3) и феррито-цементитная смесь приобретает большую степень дисперсности. Образующаяся структура, в отличие от сорбита, называется трооститом. Трооститная структура имеет более высокую твердость (HB = 350-450 кг/ммI), чем сорбитная. В практике термической обработки скорость охлаждения искусственно повышают, охлаждая сталь, например, в воде, в водных растворах солей или минеральном масле. Вода является весьма энергичным охладителем, в результате чего сталь приобретает высокую твердость. Такая термическая обработка называется закалкой.

В основе закалики стали находится бездиффузионное превращение аустенита. Фиксируемая при этом фаза, являющаяся пересыщенным твердым раствором внедрения углерода называется мартенситом, а приведенная реакция называется реакцией мартенситного превращения. Таким образом, мартенсит является структурой, характерной для закаленной стали. Твердость мартенсита в зависимости от концентрации углерода в стали изменяется от 250 до 650 кг/ммI. Скорость охлаждения, необходимая при закалики стали, должна быть ниже $V_{кр}$. (рис. 13). Мартенситное превращение происходит при температуре (M). Охлаждение со скоростью несколько ниже $V_{кр}$, например, в масле (кривая V4) приводит к тому, что часть аустенита превращается в верхнем районе C кривых с образованием троостита, а другая его часть превращается при достижении температуры (M) – в мартенсит. В результате возникает троосто-мартенситная структура.

Отпуск стали.

Метастабильное состояние, которое приобретает сталь после закалики, обусловлено образованием тетрагонального мартенсита. Возврат к состоянию, близкому к равновесному, производится путем нагрева закаленной стали, с помощью операции отпуска. Отпуском называется технологическая операция, при которой закаленная сталь нагревается до температуры не выше АС1 с последующим охлаждением. При отпуске сталь становится менее твердой, но более пластичной. Отпуск до 250°C называется низким отпуском. Структурой низкого отпуска является отпущенный мартенсит. Отпуск стали при 350-500°C называется средним отпуском, а при 500-600°C –высоким отпуском. Структурой стали после среднего отпуска является троостит отпуска, тогда как структура стали после высокого отпуска состоит из сорбита отпуска. Термическая операция, состоящая из закалики стали и последующего высокого отпуска, называется улучшением. С увеличением температуры отпуска твердость и предел прочности падают, тогда как пластичность стали увеличивается. Низким отпуском достигается снятие остаточных напряжений с закаленной стали, твердость при этом сохраняется высокой, а хрупкость уменьшается. Низкий отпуск применяется при термической обработке режущего, измерительного инструмента, шарикоподшипников, постоянных магнитов, деталей счетно-режущих устройств, работающих в условиях трения и т.д. Средний отпуск применяют при обработке конструкционных сталей с целью придания им высокой прочности в сочетании с высокими упругими и вязкими свойствами. В частности, средний отпуск применяется при производстве пружин. Высокий отпуск применяют для конструкционных сталей, от которых требуется сочетание высокой пластичности и вязкости с повышенными характеристиками прочности и упругости.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №6

Закалка и отпуск стали. Ознакомление со структурами серого и белого чугуна. Распознавание руд железа.

Цель: Изучить влияние температуры нагрева на структуру и механические свойства закаленной углеродистой стали. Ознакомиться со структурой серого и белого чугуна. Ознакомиться с рудами железа.

Оборудование: Стальная спица, предметное стекло, пинцет, образцы чугуна, образцы руд железа, спиртовая горелка, стакан с холодной водой.

Ход работы:

Задание 1. Закалка и отпуск стали

а) Изучите теоретический материал раздела «Термическая обработка сталей». б) Проведите опыт:

Возьмите спицу, как образец закалённой стали. Для того, чтобы произвести отпуск стали нагрейте на спиртовой горелке конец спицы. Наблюдайте за изменением цвета участка спицы, подвергающегося нагреванию. Дождитесь момента, когда спица раскалится «докрасна», а затем дайте образцу медленно остыть.

С помощью плоскогубцев согните, а потом выпрямите спицу. Какие свойства приобрела сталь при отпуске? Проведите закалку стали. Для этого нагрейте конец спицы «докрасна», а затем опустите быстро в стакан с холодной водой. Исследуйте свойства закаленной стали. Проведите линии закаленного участка спицы по предметному стеклу. Что вы наблюдаете? С помощью плоскогубцев согните спицу. Что при этом происходит со спицей? Какие свойства приобретает сталь после закалки?

в) Ответьте на вопросы:

- Какую структуру имеет сталь после закалки?
- Какие превращения происходят при нагреве закаленной сталей?
- Какие виды отпуска Вы знаете?
- Как изменится структура закаленной стали в зависимости от температуры отпуска?
- Как влияет температура отпуска на твердость закаленной стали?

Задание 2. Ознакомление со структурами серого и белого чугуна

а) Ознакомьтесь с материалом раздела «Структура, свойства применение чугунов» и ответьте на вопросы:

- Дайте краткую характеристику основных видов чугунов, особенности их строения и свойств.
- Изобразите диаграмму железо-углерод с подробным рассмотрением ее чугуновой части.
- Зарисуйте структуры чугунов, изученных под микроскопом, подробными пояснениями структурных составляющих и типа чугуна.

б) Рассмотрите образцы чугунов, опишите свои наблюдения лабораторной тетради.

Задание 3. Распознавание руд железа.

Ознакомьтесь с образцами железных руд и заполните таблицу:

<i>Название</i>	<i>Формула</i>	<i>Внешний вид</i>	<i>Применение</i>
<i>Красный железняк</i>			
<i>Бурый железняк</i>			
<i>Магнитный железняк</i>			

По выполнении всех заданий необходимо выполнить отчет в рабочей тетради в соответствии с приложением 1 данного методического пособия. В завершении написать общий вывод по выполненной работе.

ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Основные понятия органической химии и теория строения органических соединений.

Основные понятия органической химии

Углерод выделяется среди всех элементов тем, что его атомы могут связываться друг с другом в длинные цепи или циклы. Именно это свойство позволяет углероду образовывать миллионы соединений, изучению которых посвящена целая область — органическая химия.

Несколько причин обусловили проявление углеродом выше отмеченных свойств.

1. Доказано, что энергия связи (прочность связи) С—С сопоставима с прочностью связей С—О. Атомы углерода способны соединяться друг с другом в длинные цепочки.
2. Атомы углерода способны образовывать простые, двойные и тройные связи друг с другом а также и с другими элементами.

Теория химического строения А. М. Бутлерова.

Современная теория строения молекул объясняет и огромное число органических соединений, и зависимость свойств этих соединений от их химического строения. Она же полностью подтверждает основные принципы теории химического строения, разработанные выдающимся русским ученым А. М. Бутлеровым.

Основные положения этой теории (иногда ее называют структурной):

- 1) атомы в молекулах соединены между собой в определенном порядке химическими связями согласно их валентности;
 - 2) свойства вещества определяются не только качественным составом, но и его строением, взаимным влиянием атомов, как связанных между собой химическими связями, так и непосредственно не связанных;
 - 3) строение молекул может быть установлено на основе изучения их химических свойств.
- Важным следствием теории строения был вывод о том, что каждое органическое соединение должно иметь одну химическую формулу, отражающую ее строение. Такой вывод теоретически обосновывал хорошо известное уже тогда явление изомерии,— существование веществ с одинаковым молекулярным составом, но обладающих различными свойствами.

Структурные формулы.

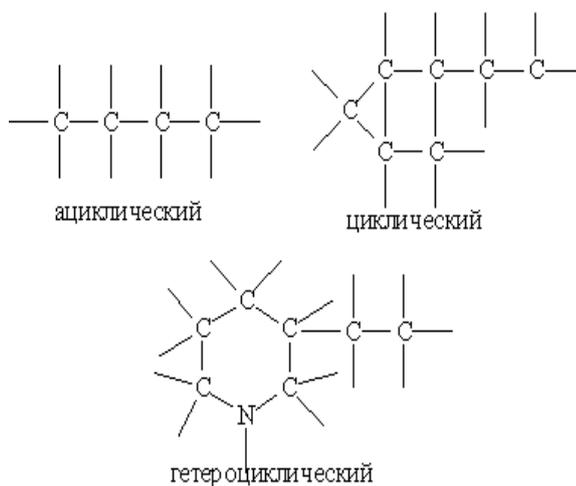
Существование изомеров потребовало использования не только простых молекулярных формул, но и структурных формул, отражающих порядок связи атомов в молекуле каждого изомера. В структурных формулах ковалентная связь обозначается черточкой. Как и в структурных формулах неорганических веществ, каждая черточка означает общую электронную пару, связывающую атомы в молекуле. Структурная формула — изображение химических связей между атомами в молекуле с учетом их валентности.

Классификация органических соединений.

Для классификации органических соединений по типам и построения их названий в молекуле органического соединения принято выделять **углеродный скелет и функциональные группы**. **Углеродный скелет представляет собой последовательность химически связанных между собой атомов углерода.** Функциональные группы образуют все атомы, кроме водорода, или группы атомов, связанные с атомом углерода.

Типы углеродных скелетов.

Углеродные скелеты разделяют на ациклические (не содержащие циклов), циклические и гетероциклические.



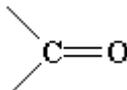
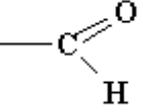
В гетероциклическом скелете в углеродный цикл включается один или несколько атомов, отличных от углерода. Исторически сложилась традиция не рассматривать такие гетероатомы как функциональные группы, а считать их частью углеродного скелета.

В самих углеродных скелетах нужно классифицировать отдельные атомы углерода по числу химически связанных с ними атомов углерода. Если данный атом углерода связан с одним атомом углерода, то его называют первичным, с двумя — вторичным, тремя — третичным и четырьмя — четвертичным. Поскольку атомы углерода могут образовывать между собой не *только одинарные, но и кратные (двойные и тройные) связи*, то соединения, содержащие только одинарные связи углерод—углерод, называют **насыщенными**, соединения с кратными углерод – углеродными связями называют **ненасыщенными**. Соединения, в которых атомы углерода связаны только с атомами водорода, называют **углеводородами**. Углеводороды признаны в органической химии родоначальными. Разнообразные соединения рассматриваются как производные углеводородов, полученные введением в них функциональных групп.

Функциональные группы.

В большинстве органических соединений, кроме атомов углерода и водорода, содержатся атомы других элементов (не входящие в скелет). Эти атомы или их группировки, во многом определяющие химические и физические свойства органических соединений, называют функциональными группами. *Функциональная группа оказывается окончательным признаком, по которому соединения относятся к тому или иному классу.*

Важнейшие функциональные группы

Функциональные группы		Класс соединения
- F, - Cl, - Br, - I	галоген	Галогенопроизводные углеводородов
- OH	гидроксил	спирты, фенолы
	карбонил	альдегиды, кетоны
	карбоксил	карбоновые кислоты
- NH ₂	аминогруппа	амины
- NO ₂	нитрогруппа	нитросоединения

Соединения, которые содержат несколько функциональных называют полифункциональными.

Гомологический ряд.

Для описания органических соединений полезным является понятие гомологического ряда. **Гомологический ряд образуют соединения, отличающиеся друг от друга на группу —СН— и обладающие сходными химическими свойствами. Группы СН называются гомологической разностью.**

Примером гомологического ряда может служить ряд предельных углеводородов (алканов). Простейший его представитель — метан СН₄

Гомологами метана являются: этан С₂Н₆, пропан С₃Н₈, бутан С₄Н₁₀, пентан С₅Н₁₂, гексан С₆Н₁₄, гептан С₇Н₁₆ и т. д. Формула любого последующего гомолога может быть получена прибавлением к формуле предыдущего углеводорода гомологической разности. Состав молекул всех членов гомологического ряда может быть выражен одной общей формулой. Для рассмотренного гомологического ряда предельных углеводородов такой формулой будет С_nН_{2n+2}, где n — число атомов углерода. Гомологические ряды могут быть построены для всех классов органических соединений. Зная свойства одного из членов гомологического ряда, можно сделать выводы о свойствах других представителей того же ряда.

Номенклатура органических соединений.

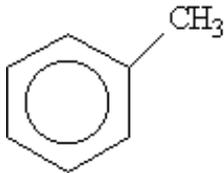
В настоящее время признана систематическая номенклатура ИЮПАК (IUPAC — Международный союз теоретической и прикладной химии). Среди вариантов систематических номенклатур, рекомендуемых ИЮПАК, наиболее распространенной является заместительная номенклатура. **В соединении выделяется некая основа, в которой произведено замещение атомов водорода на иные атомы или группы.** Для понимания общих принципов построения названий органических соединений по **заместительной номенклатуре** необходимо в первую очередь усвоить номенклатуру углеводородов. Вместе с тем правила ИЮПАК позволяют употреблять названия органических соединений, построенные на основе устаревших **тривиальной и рациональной номенклатур**. По правилам ИЮПАК название органического соединения строится из названия главной цепи, образующего корень слова, и названий функций, используемых в качестве приставок или суффиксов. Для правильного построения названия необходимо провести выбор главной цепи и нумерацию атомов углерода в ней.

В заместительной номенклатуре название соединения представляет собой составное слово, корень которого включает название родоначальной структуры. Названия заместителей обозначаются префиксами (приставками) и суффиксами. **Заместитель** — это любой атом или группа атомов, замещающих атом водорода в родоначальной структуре. **Функциональная группа** — это атом или группа атомов неуглеводородного характера, которые определяют принадлежность соединения к определенному классу. **Характеристическая группа** — это функциональная группа, связанная с родоначальной структурой.

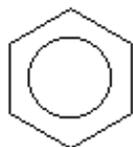
Для построения названия **в первую очередь определяют тип характеристической группы** (если она присутствует). Когда характеристических групп в соединении несколько, то **выделяют старшую характеристическую группу**. Для характеристических групп условно установлен порядок старшинства. Затем **определяют родоначальную структуру, в которую обязательно должна входить старшая характеристическая группа**. **Нумерацию атомов углерода в главной цепи начинают с того конца цепи, ближе к которому расположена старшая группа**. Если таких возможностей оказывается несколько, то нумерацию проводят таким образом, чтобы либо кратная связь, либо другой заместитель, имеющийся в молекуле, получили наименьший номер. **В карбоциклических соединениях нумерацию начинают от того атома углерода, при котором находится старшая**

характеристическая группа. Если при этом невозможно выбрать однозначную нумерацию, то цикл нумеруют так, чтобы заместители имели наименьшие номера.

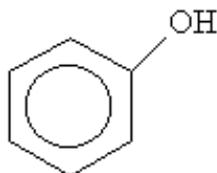
В группе циклических углеводородов особо выделяются **ароматические углеводороды, для которых характерно наличие в молекуле бензольного кольца.** Некоторые широко известные представители ароматических углеводородов и их производных имеют тривиальные названия, использование которых разрешено правилами ИЮПАК: бензол, толуол, фенол, бензойная кислота.



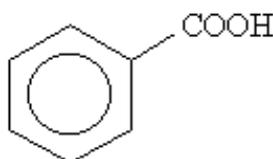
толуол



бензол



фенол

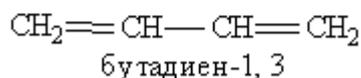
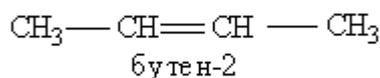
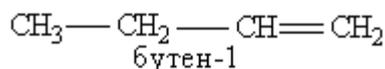


бензойная кислота

Радикал C_6H_5- , образованный из бензола, называется фенил, а не бензил. Бензилом называют радикал $C_6H_5CH_2-$, образованный из толуола.

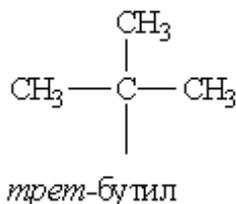
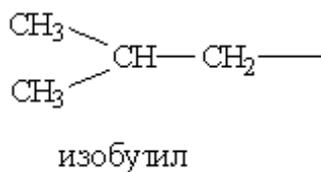
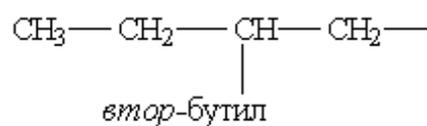
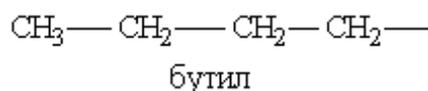
Составление названия органического соединения.

Основу названия соединения составляет **корень слова, обозначающий предельный углеводород с тем же числом атомов, что и главная цепь** (мет-, эт-, проп-, бут-, пент-, гекс- и т. д.). Затем следует **суффикс**, характеризующий степень насыщенности, **-ан**, если в молекуле нет кратных связей, **-ен** при наличии двойных связей и **-ин** для тройных связей, (например пентан, пентен, пентин). Если кратных связей в молекуле несколько, то в суффиксе указывается число таких связей: **-диен**, **-триен**, а после суффикса обязательно арабскими цифрами указывается положение кратной связи (например, бутен-1, бутен-2, бутадиен-1,3):

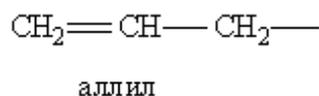
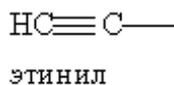
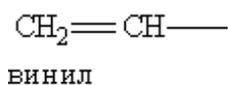


Далее в суффикс выносится название самой старшей характеристической группы в молекуле с указанием ее положения цифрой. Прочие заместители обозначаются с помощью приставок. При этом они перечисляются не в порядке старшинства, а по алфавиту. Положение заместителя указывается цифрой перед приставкой, например: 3-метил; 2-хлор и т. п. Если в молекуле имеется несколько одинаковых заместителей, то перед названием соответствующей группы словом указывается их количество (например, диметил-, трихлор- и т. д.). Все цифры в названиях молекул отделяются от слов дефисом, а друг от друга запятыми. Углеводородные радикалы имеют свои названия.

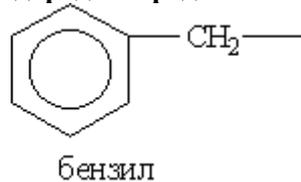
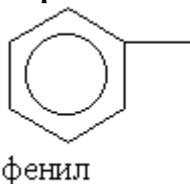
Предельные углеводородные радикалы:



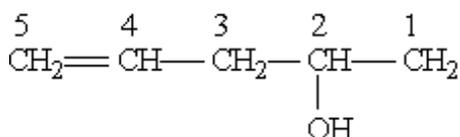
Непредельные углеводородные радикалы:



Ароматические углеводородные радикалы:



В качестве примера назовем следующее соединение:



- 1) Выбор цепи однозначен, следовательно, корень слова — пент; далее следует суффикс -ен, указывающий на наличие кратной связи;
 - 2) порядок нумерации обеспечивает старшей группе (—ОН) наименьший номер;
 - 3) полное название соединения заканчивается суффиксом, обозначающим старшую группу (в данном случае суффикс -ол указывает на наличие гидроксильной группы); положение двойной связи и гидроксильной группы указывается цифрами.
- Следовательно, приведенное соединение называется **пентен-4-ол-2**.

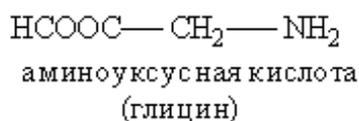
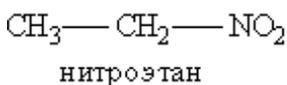
Изомерия.

Выше было показано, что способность атомов углерода к образованию четырех ковалентных связей, в том числе и с другими атомами углерода, открывает возможность существования нескольких соединений одного элементного состава — изомеров. Все изомеры делят на два больших класса — *структурные изомеры* и *пространственные изомеры*. *Структурными называют изомеры, отвечающие различным структурным формулам органических соединений* (с разным порядком соединения атомов). *Пространственные изомеры имеют одинаковые заместители у каждого атома углерода и отличаются лишь их взаимным расположением в пространстве.*

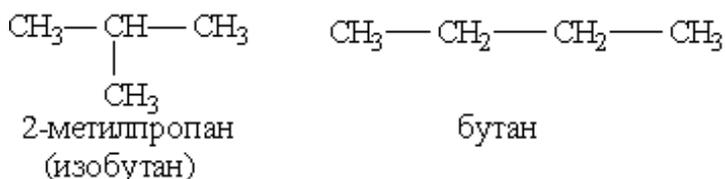
Структурные изомеры.

В соответствии с приведенной выше классификацией органических соединений по типам среди структурных изомеров выделяют три группы:

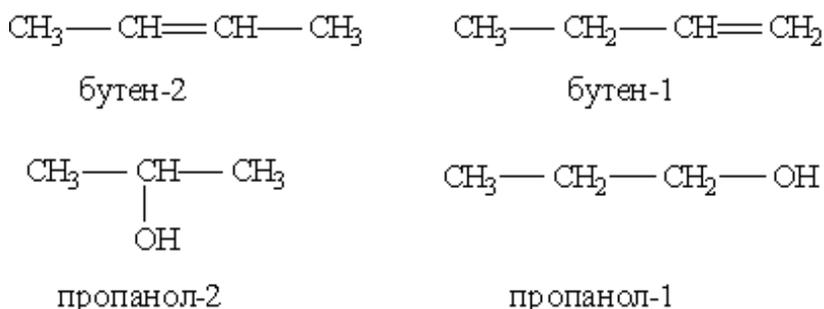
- 1) соединения, содержащие различные функциональные группы и относящиеся к различным классам органических соединений (*межклассовая изомерия*):



2) соединения, отличающиеся углеродными скелетами (*изомерия углеродного скелета*):

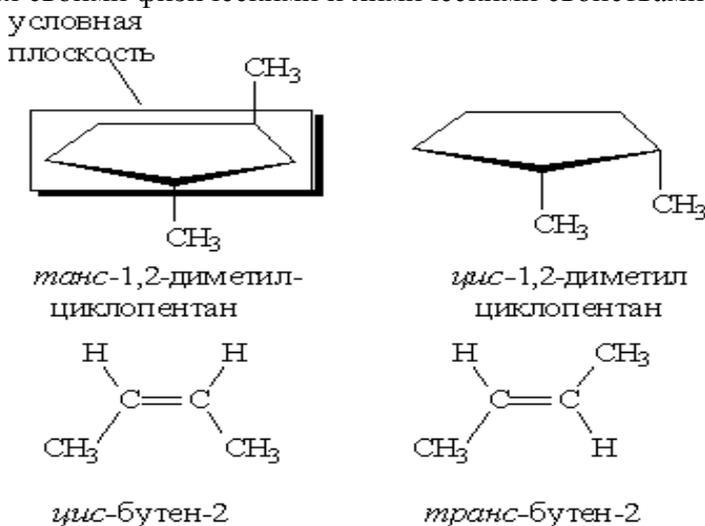


3) соединения, отличающиеся положением заместителя или кратной связи в молекуле (*изомерия положения*):



Пространственные изомеры (стереоизомеры). Стереоизомеры можно разделить на два типа: *геометрические изомеры* и *оптические изомеры*.

Геометрическая изомерия характерна для соединений, содержащих двойную связь или цикл. В таких молекулах часто возможно провести условную плоскость таким образом, что заместители у различных атомов углерода могут оказаться по одну сторону (цис-) или по разные стороны (транс-) от этой плоскости. Если изменение ориентации этих заместителей относительно плоскости возможно только за счет разрыва одной из химических связей, то говорят о наличии геометрических изомеров. Геометрические изомеры отличаются своими физическими и химическими свойствами.



Оптическими изомерами называют молекулы, зеркальные изображения которых несовместимы друг с другом. Таким свойством обладают молекулы, имеющие асимметрический центр — атом углерода, связанный с четырьмя различными заместителями. Например, в виде двух оптических изомеров существует молекула молочной кислоты $\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{COOH}$, содержащая один асимметрический центр.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №7

Изготовление моделей молекул органических веществ.

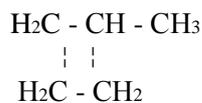
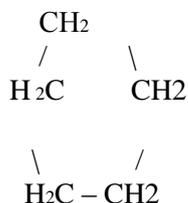
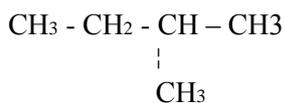
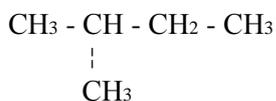
Цель: - дать представление о шаростержневых и объемных моделях органических соединений различных классов;

- научить моделировать молекулы предельных углеводородов, предельных галогенуглеводородов, непредельных углеводородов, спиртов, аминов;
- закрепить умения, подтверждающие теоретические знания по темам «Теория строения органических соединений А.М.Бутлерова» и «Классификация и основы номенклатуры органических веществ»

Оборудование: Набор для моделирования молекул, металлические стержни, цветной пластилин.

Ход работы:

Постройте модели следующим молекул, используя набор для моделирования молекул, цветной пластилин и стальные стержни:



Углеводороды и их природные источники.

Природные источники углеводородов

Нефть – это сложная смесь жидких углеводородов, в которых растворены газообразные и другие вещества. И чтобы перечислить все продукты, получаемые из нефти, нужно потратить несколько листов, так как их уже несколько тысяч. *Еще Д.И. Менделеев заметил, что топить печь нефтью все равно, что топить ее ассигнациями.* Нефть (от перс. neft) - горючая маслянистая жидкость со специфическим запахом, распространенная в осадочной оболочке Земли и являющаяся важнейшим полезным ископаемым.

Нахождение в природе

Залежи нефти находятся в недрах Земли на разной глубине, где нефть заполняет свободное пространство между некоторыми породами. Если она находится под давлением газов, то поднимается по скважине на поверхность Земли. По запасам нефти наша страна занимает одно из ведущих мест в мире.

Физические свойства.

Нефть – маслянистая жидкость от светло-бурого до черного цвета с характерным запахом. Она немного легче воды и практически в ней не растворяется. Так как нефть – смесь различных углеводородов, то у нее нет определенной температуры кипения. Нефть сильно варьирует по цвету (от светло-коричневой, почти бесцветной, до темно-бурой, почти черной) и по плотности (от легкой 0,650,70 г/см³, до тяжелой 0,98-1,05 г/см³). Начало кипения нефти обычно выше 28⁰ С. температура застывания колеблется от +30⁰ до –60⁰ С и зависит в основном от содержания парафина (чем его больше, тем температура застывания выше). Теплоемкость нефти 1,7-2,1 кДж/кг; теплота сгорания 43,7-46,2 МДж/кг. Вязкость изменяется в широких пределах и зависит от химического и фракционного состава нефти и смолистости (содержания в ней асфальто смолистых веществ). Температура вспышки нефти колеблется от –35 до 120⁰С в зависимости от фракционного состава и давления насыщенных паров. Нефть растворима в органических растворителях, в воде при обычных условиях практически нерастворима, образует с ней стойкие эмульсии.

Классификация нефти.

По содержанию серы: Малосернистые (до 0,5 % S) и Сернистые (0,5-2 % S) Высокосернистые (св. 2 % S).

По потенциальному содержанию фракций, выкипающих до 350С: а) Т1 – тип нефти, в которой указанных фракций не меньше 45 %, б) Т2 – 30-44,9 %, в) Т3 – меньше 30 %.

По потенциальному содержанию масел: М1 – не меньше 25 % и М2 – меньше 25 %.

По качеству масел: Подгруппа И1 – с индексом вязкости масел больше 85 Подгруппа И2 – с индексом 40-85.

Состав нефти

В зависимости от месторождения нефть имеет различный качественный и количественный состав. Так, например, бакинская нефть богата циклопарафинами и сравнительно бедна предельными углеводородами. Значительно больше предельных углеводородов в грозненской и ферганской нефти. Пермская нефть содержит ароматические углеводороды. Представляя собой жидкость, более легкую, чем вода, нефть разных мест, иногда даже и соседних, различна по многим свойствам: цвету, плотности, летучести, температуры кипения... Однако любая нефть это жидкость почти нерастворимая в воде и по элементарному составу содержащая преимущественно углеводороды с примесью небольшого количества кислородных, сернистых, азотистых и минеральных соединений, что видно не только по элементарному составу, но и по всем свойствам углеводородов. В бакинской (апшеронской) нефти Марковников и Оглоблин нашли от 86,6 до 87,0% углерода и от 13,1 до 13,4% водорода.

Нефть и способы ее переработки

Истоки современных представлений о происхождении нефти возникли в XVIII – начале XIX века. М. В. Ломоносов заложил гипотезы органического происхождения нефти,

объясняя ее образование воздействием “подземного огня” на “окаменелые уголья”, в результате чего, по его мнению, образовывались асфальты, нефти и “каменные масла”. Идея о минеральном происхождении нефти впервые была высказана А. Гумбольдтом в 1805 году.

Добыча нефти

Почти вся добываемая в мире нефть, извлекается посредством буровых скважин, закрепленных стальными трубами высокого давления. Для подъема нефти и сопутствующих ей газа и воды на поверхность скважина имеет герметичную систему подъемных труб, механизмов и арматуры, рассчитанную на работу с давлениями, соизмеримыми с пластовыми. Добыче нефти при помощи буровых скважин предшествовали примитивные способы: сбор ее на поверхности водоемов, обработка песчаника или известняка, пропитанного нефтью, посредством колодцев.

Очистка нефти

Первый завод по очистке нефти был построен в России в 1745 г., в период правления Елизаветы Петровны, на Ухтинском нефтяном промысле. В Петербурге и в Москве тогда пользовались свечами, а в малых городах – лучинами. Но уже тогда во многих церквях горели неугасаемые лампы. В них наливалось гарное масло, которое было не чем иным, как смесью очищенной нефти с растительным маслом. Купец Набатов был единственным поставщиком очищенной нефти для соборов и монастырей. В конце XVIII столетия была изобретена лампа. С появлением ламп возрос спрос на керосин. Очистка нефти – удаление из нефтепродуктов нежелательных компонентов, отрицательно влияющих на эксплуатационные свойства топлив и масел. Химическая очистка производится путем воздействия различных реагентов на удаляемые компоненты очищаемых продуктов. Наиболее простым способом является очистка 92-92% серной кислотой и олеумом, применяемая для удаления непредельных и ароматических углеводородов. При адсорбционной очистке из нефтепродуктов удаляются непредельные углеводороды, смолы, кислоты и др. адсорбционную очистку осуществляют при контактировании нагретого воздуха с адсорбентами или фильтрацией продукта через зерна адсорбента. Каталитическая очистка – гидрогенизация в мягких условиях, применяемая для удаления сернистых и азотистых соединений.

Перегонка нефти

Братья Дубинины впервые создали устройство для перегонки нефти. С 1823 г. Дубинины стали вывозить фотоген (керосин) многими тысячами пудов из Моздока внутрь России. Завод Дубининых был очень прост: котел в печке, из котла идет труба через бочку с водой в пустую бочку. Бочка с водой – холодильник, пустая – приемник для керосина. На современном заводе вместо котла устраивается ложная трубчатая печь. Вместо трубки для конденсации и разделения паров сооружаются огромные ректификационные колонны. А для приёма продуктов перегонки выстраиваются целые городки резервуаров. Нефть состоит из смеси различных веществ (главным образом углеводородов) и потому не имеет определённой точки кипения. На трубчатках нефть подогревают до 300-325о С. При такой температуре более летучие вещества нефти превращаются в пар. Печи на нефтеперегонных заводах особые. С виду они похожи на дома без окон. Выкладываются печи из лучшего огнеупорного кирпича. Внутри, вдоль и поперёк, тянутся трубы. Длина труб в печах достигает километра. *Нефтяники нашли способ перегонки нефти без разложения углеводородов.*

Крекинг нефтепродуктов.

Выход бензина из нефти можно значительно увеличить (до 65-70 %) путем расщепления углеводородов с длинной цепью, содержащихся, например, в мазуте, на углеводороды с меньшей относительной молекулярной массой. Такой процесс называется крекингом (от англ. Crack-расщеплять). Крекингом называется процесс расщепления углеводородов, содержащихся в нефти, в результате которого образуются углеводороды с меньшим числом атомов углерода в молекуле. Крекинг изобрел русский инженер В.Г. Шухов в 1891

г. В 1913 г изобретение Шухова начали применять в Америке. В настоящее время в США 65% всех бензинов получается на крекинг - заводах. При крекинге нефть подвергается химическим изменениям. Меняется строение углеводородов. В аппаратах крекинг – заводов происходят сложные химические реакции. Эти реакции усиливаются, когда в аппаратуру вводят катализаторы. *Термический крекинг.* Расщепление молекул углеводородов протекает при более высокой температуре (470-550 0 С). Процесс протекает медленно, образуются углеводороды с неразветвленной цепью атомов углерода. В бензине, полученном в результате термического крекинга, наряду с предельными углеводородами, содержится много непредельных углеводородов. Поэтому этот бензин обладает большей детонационной стойкостью, чем бензин прямой перегонки. В бензине термического крекинга содержится много непредельных углеводородов, которые легко окисляются и полимеризуются. Поэтому этот бензин менее устойчив при хранении. При его сгорании могут засориться различные части двигателя. Для устранения этого вредного действия к такому бензину добавляют окислители. *Каталитический крекинг.* Расщепление молекул углеводородов протекает в присутствии катализаторов и при более низкой температуре(450-500 0 С). Главное внимание уделяют бензину. Его стараются получить больше и обязательно лучшего качества. Каталитический крекинг появился именно в результате долголетней, упорной борьбы нефтяников за повышение качества бензина. По сравнению с термическим крекингом процесс протекает значительно быстрее, при этом происходит не только расщепление молекул углеводородов, но и их изомеризация, т.е. образуются углеводороды с разветвленной цепью атомов углерода. Бензин каталитического крекинга по сравнению с бензином термического крекинга обладает еще большей детонационной стойкостью , ибо в нем содержатся углеводороды с разветвленной цепью углеродных атомов. В бензине каталитического крекинга непредельных углеводородов содержится меньше, и поэтому процессы окисления и полимеризации в нем не протекают. Такой бензин более устойчив при хранении. *Риформинг* – (от англ. Reforming – переделывать, улучшать) промышленный процесс переработки бензиновых и лигроиновых фракций нефти с целью получения высококачественных бензинов и ароматических углеводородов. При этом молекулы углеводородов в основном не расщепляются, а преобразуются. Сырьем служит бензинолигроиновая фракция нефти.

Перспективы на будущее

В настоящее время нефтехимия дает почти четверть всей химической продукции. Нефть – ценнейшее природное ископаемое, открывшее перед человеком удивительные возможности “химического перевоплощения”. Всего производных нефти насчитывается уже около 3 тысяч. Нефть занимает ведущее место в мировом топливно-энергетическом хозяйстве. Ее доля в общем потреблении энергоресурсов непрерывно растет. Нефть составляет основу топливно-энергетических балансов всех экономически развитых стран.

Продукты, получаемые из нефти, их применение

Из нефти выделяют разнообразные продукты, имеющие большое практическое значение. Вначале от нее отделяют растворенные углеводороды (преимущественно метан). После отгонки летучих углеводородов нефть нагревают. Первыми переходят в газообразное состояние и отгоняются углеводороды с небольшим числом атомов углерода в молекуле, имеющие относительно низкую температуру кипения. С повышением температуры смеси перегоняются углеводороды с более высокой температурой кипения. Таким образом можно собрать отдельные смеси (фракции) нефти. Чаще всего при такой перегонке получают три основные фракции, которые затем подвергаются дальнейшему разделению. Основные фракции нефти следующие: Фракция, собираемая от 400 до 200 0С, - газолиновая фракция бензинов– содержит углеводороды от C₅H₁₂ до C₁ H₄ . При дальнейшей перегонке выделенной фракции получают: газолин (от 400до 700С), бензин (от 70 до1200 С) –авиационный, автомобильный и т.д. Лигроиновая фракция , собираемая

в пределах от 150С, содержит углеводороды от C₈ H₁₈ до C₁₄H₃₀. Лигроин применяется как горючее для тракторов.

Керосиновая фракция включает углеводороды от C₁₂ H₂₆ с температурой кипения от 1800 до 300 0С. керосин после очистки используется в качестве горючего для тракторов, реактивных самолетов и ракет. Газойль (выше 275 0 С) – дизельное топливо. 0 до 250 до C₈ H₃₈.

Мазут – остаток от перегонки. Содержит углеводороды с большим числом атомов углерода (до многих десятков) в молекуле. Мазут также разделяют на фракции: Соляровые масла – дизельное топливо, Смазочные масла (авиатракторные, авиационные, промышленные и др.), Вазелин (основа для косметических средств и лекарств). Из некоторых сортов нефти получают парафин (для производства спичек, свечей и др.). После отгонки остается гудрон. Его широко применяют в дорожном строительстве.

Каучуки и резины

Каучуки – эластичные материалы, из которых путем специальной обработки получают резину. Сырой каучук липок, непрочен, а при небольшом понижении температуры становится хрупким. Чтобы придать изготовленным из каучука изделиям необходимую прочность и эластичность, каучук подвергают вулканизации – вводят в него серу и нагревают. Вулканизированный каучук называется резиной. Натуральный каучук (НК) представляет высокомолекулярное соединение - полимер формула которого (- CH₂ – C =



Синтетические каучуки (СК) производят разного вида. СКБ – продукт совместной полимеризации бутадиена с другими непредельными углеводородами. Резина - эластичный материал, образующийся в результате вулканизации натурального (НК) и синтетических каучуков (СК). Представляет собой сетчатый эластомер-продукт поперечного сшивания молекул каучуков химическими связями.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №8

Ознакомление с коллекцией образцов нефти и продуктов ее переработки. Ознакомление с коллекцией каучуков и образцами изделий из резины.

Цель: На основе коллекционного материала ознакомиться с образцами нефти, угля и продуктами их переработки, каучуками и образцами изделий из резины.

Оборудование: Коллекции: «Нефть и продукты ее переработки», «Каучуки и образцы изделий из резины. Учебное пособие Габриелян О.С. «Химия»

Ход работы:

1. Ознакомление с коллекцией «Нефть и продукты ее переработки». Рассмотрите коллекцию. Запишите образцы нефти и их отличие по составу. Запишите продукты переработки нефти и их применение.

2. Ознакомление с коллекцией «Каучуки и образцы изделий из резины». Рассмотрите коллекцию. Запишите образцы каучуков и их отличие по составу. Запишите образцы изделий из резины и их применение.

Данные наблюдений занесите в таблицу.

Образцы	Физические свойства	Применение
1. Нефть 1.1.		
2. Каучук 2.1.		

3. Дайте ответы на вопросы:

1. Какие углеводороды входят в состав нефти?
2. Какие существуют методы переработки нефти?
3. Перечислите фракции перегонки нефти?
4. К каким органическим соединениям относятся каучуки?
5. Какие бывают синтетические каучуки?
6. На какие группы делятся каучуки по их назначению?

Для спиртов характерна **структурная изомерия** (изомерия углеродного скелета, изомерия положения заместителя или гидроксильной группы), а также межклассовая изомерия.

Номенклатура и изомерия спиртов. Названия спиртов выводятся из названий радикалов, а также из названий углеводородов, добавляя окончание **-ол** (международные названия):

CH_3OH - метиловый спирт, или метанол;

$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ - этиловый спирт, или этанол; $\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$ - пропиловый спирт или пропанол, и т. д.

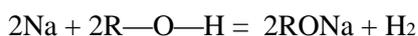
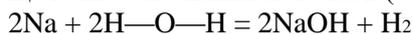
Эти спирты образуют гомологический ряд, потому что они по составу молекул отличаются друг от друга на гомологическую разницу.

Общая формула гомологического ряда $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{OH}$, или $\text{R} - \text{OH}$, где R - углеводородный радикал. Начиная с третьего представителя гомологического ряда - пропанола, у спиртов появляются изомеры. У спиртов всегда больше изомеров, чем в соответствующих насыщенных углеводородах.

Химические свойства спиртов:

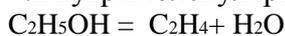
1. Горение: $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 3\text{O}_2 = 2\text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O} + \text{Q}$

2. Реакции с щелочными и щелочноземельными металлами ("кислотные" свойства): реагируют с щелочными и щелочноземельными металлами, образуя солеобразные соединения – **алкоголяты**. Атомы водорода гидроксильных групп молекул спиртов, также как и атомы водорода в молекулах воды, могут восстанавливаться атомами щелочных и щелочноземельных металлов ("замещаться" на них).



3. Реакции с галогеноводородами: $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{HBr} = \text{C}_2\text{H}_5\text{Br} + \text{H}_2\text{O}$.

4. Внутримолекулярная дегидратация ($t > 140^\circ\text{C}$, образуются алкены):



5. Межмолекулярная дегидратация ($t < 140^\circ\text{C}$, образуются простые эфиры):



6. Окисление (мягкое, до альдегидов):

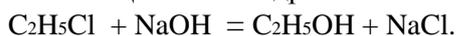


Это качественная реакция на спирты: цвет осадка изменяется с черного на розовый, ощущается своеобразный "фруктовый" запах альдегида).

7. Взаимодействие с органическими кислотами (реакция этерификации) приводит к образованию сложных эфиров.

Получение спиртов:

1. Щелочной гидролиз галогеналканов (лабораторный способ):



2. Гидратация алкенов: $\text{C}_2\text{H}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$

3. Брожение глюкозы: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 2\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 2\text{CO}_2$

4. Синтез метанола: $\text{CO} + 2\text{H}_2 = \text{CH}_3\text{OH}$

Многоатомные спирты:

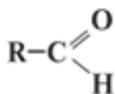
Примерами многоатомных спиртов является двухатомный спирт этандиол (этиленгликоль) $\text{HO}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{OH}$ и трехатомный спирт пропантриол-1,2,3 (глицерин) $\text{HO}-\text{CH}_2-\text{CH}(\text{OH})-\text{CH}_2-\text{OH}$.

Это бесцветные сиропообразные жидкости, сладкие на вкус, хорошо растворимы в воде. Этиленгликоль ядовит.

Химические свойства многоатомных спиртов по большей части сходны с химическими свойствами одноатомных спиртов, но кислотные свойства из-за влияния гидроксильных групп друг на друга выражены сильнее.

Качественной реакцией на многоатомные спирты является их реакция с гидроксидом меди(II) в щелочной среде, при этом образуются ярко-синие растворы сложных по строению веществ. Например, для глицерина состав этого соединения выражается формулой $\text{Na}_2[\text{Cu}(\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3)_2]$.

Альдегиды:

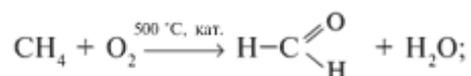


Оксосоединения - это такие органические вещества, содержащие в молекуле оксо - или карбонильную группу $>\text{C}=\text{O}$. Альдегидами называются органические соединения, в молекулах которых содержится карбонильная $\text{C}(\text{O})\text{H}$ функциональная группа.

Получение альдегидов:

В промышленности:

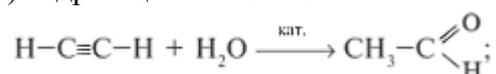
а) окислением алканов:



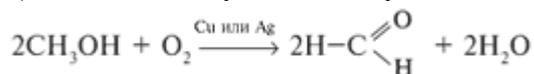
б) окислением алкенов:



в) гидратацией алкинов:



г) окислением первичных спиртов:



Физические свойства:

Ароматические альдегиды и кетоны - нерастворимые в воде жидкости или твердые вещества. Альдегиды имеют запах горького миндаля, а кетоны - приятный цветочный запах.

За исключением метаналь (формальдегида), который является газообразным веществом, альдегиды состава $\text{C}_2 - \text{C}_{15}$ - бесцветные вещества, начиная с альдегида C_{16} в молекуле - твердые вещества.

Альдегиды с $\text{C}_3 - \text{C}_6$ имеют неприятный запах, высшие альдегиды - приятный.

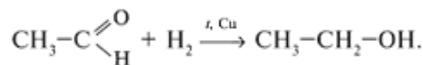
Низшие кетоны (до C_{15} - жидкости с приятным запахом, растворимые в воде. В воде карбонильная группа образует водородные связи с молекулами воды.

Оксосоединения имеют более низкие температуры кипения, чем алканола, что свидетельствует о слабости межмолекулярной ассоциации в альдегиды и кетоны

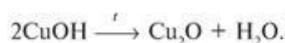
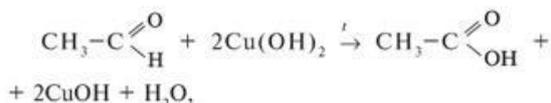
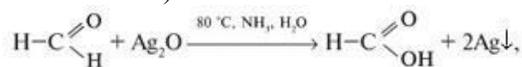
вследствие отсутствия водородной связи. Высшие альдегиды и кетоны хорошо растворимы в органических растворителях.

Химические свойства альдегидов:

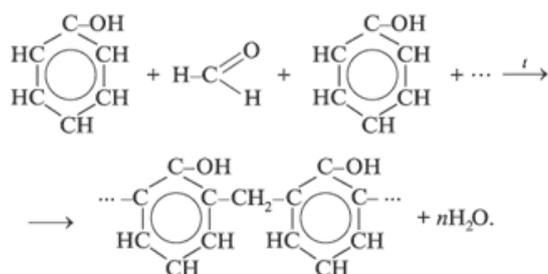
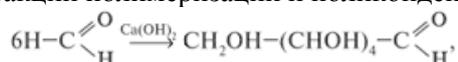
1. Из-за наличия в альдегидной группе π -связи наиболее характерны реакции присоединения:



2. Реакции окисления (протекают легко):

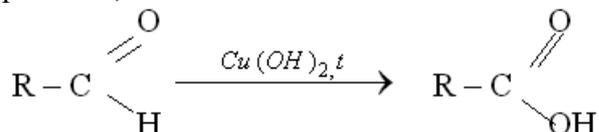


3. Реакции полимеризации и поликонденсации:



Качественные реакции на альдегиды.

Альдегидную группу в органических соединениях можно обнаружить с помощью таких реакций, как взаимодействие со свежеосажденным гидроксидом меди(II) при нагревании,



С аммиачным раствором оксида серебра (**реакция серебряного зеркала**). При взаимодействии альдегида с гидроксидом меди (II) наблюдается образование кирпично-красного осадка оксида меди (I), а в реакции серебряного зеркала на стенках пробирки или колбы, в которой проводится эксперимент, образуется налет **металлического серебра**.

В результате окисления альдегидов образуется новый класс веществ, называемый **карбоновыми кислотами**. В качестве окислителя можно использовать и кислород воздуха, и неорганические соли (перманганат калия) и даже такие специфические слабые окислители, как аммиачный раствор оксида серебра или гидроксид меди (II).

Карбоновые кислоты

Карбоновыми кислотами называются органические соединения, в молекулы, в которых содержится функциональная карбоксильная группа. Название «карбоксил» происходит от слов карбонил и гидроксил. Если в молекуле содержится одна карбоксильная группа, то кислота называется одноосновной, две – двухосновной и т. д. Карбоновые кислоты можно рассматривать как производные углеводородов, в которых атомы водорода замещены карбоксильными группами. Общая формула гомологического ряда

$\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{COOH}$ или $\text{R}-\text{COOH}$ (у первого гомолога вместо R - атом водорода).

По систематической номенклатуре названия кислот происходят от названий соответствующих углеводородов с добавлением окончания -ова и слова кислота.

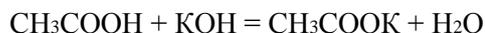
Химические свойства

- при диссоциации образуют ионы водорода:

$$R-COOH \rightarrow R-COO^- + H^+$$
- реагируют с активными металлами и их оксидами, со щелочами:

$$2CH_3COOH + K = 2CH_3COOK + H_2$$

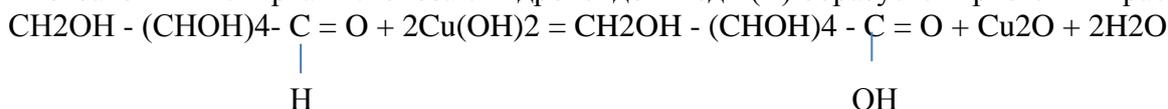
ацетат калия



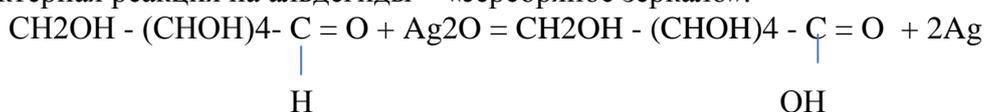
- взаимодействуют со спиртами с образованием сложных эфиров:

Углеводы.

Одним из наиболее распространенных моносахаридов является глюкоза, которая имеет молекулярную формулу $C_6H_{12}O_6$. В молекуле глюкозы объединяются свойства альдегида и многоатомного спирта, поэтому глюкозу называют альдегидоспиртом. Подобно многоатомным спиртам глюкоза с гидроксидом меди (II) образует ярко-синий раствор

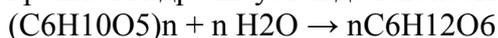


При нагревании глюкозы с аммиачным раствором оксида серебра получается характерная реакция на альдегиды – «серебряное зеркало».



Под действием биологических катализаторов – ферментов – глюкоза способна превращаться в спирт – это так называемое спиртовое брожение.

Крахмал представляет собой белый амфотерный порошок, нерастворимый в холодной воде. В горячей воде крахмал сначала набухает, а затем дает вязкий раствор, который называется клейстером. Крахмал является смесью полисахаридов, поэтому не дает реакций, свойственных моносахаридам. Он не обладает восстановительными свойствами – не образует красного осадка оксида меди (I). При действии минеральных кислот крахмал гидролизует до глюкозы.



Характерной реакцией на крахмал является реакция его с раствором иода – раствор окрашивается в интенсивный синий цвет.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №9

Растворение глицерина в воде и взаимодействие с гидроксидом меди(II). Свойства уксусной кислоты, общие со свойствами минеральных кислот. Доказательство неопределенного характера жидкого жира. Взаимодействие глюкозы и сахарозы с гидроксидом меди(II). Качественная реакция на крахмал

Цель: Овладение навыками проведения химических опытов, с соблюдением правил техники безопасности, подтверждающих свойства глицерина, глюкозы, сахарозы, крахмала.

Оборудование и реактивы: Штатив с пробирками, держатель, горелка, стеклянная палочка. Растворы веществ: глицерина, уксусной кислоты, глюкозы, сахарозы, гидроксида натрия, сульфата меди (II), этилового спирта, серной кислоты. Раствор иода, крахмал, металлический магний, индикатор синий лакмус, вода.

Ход работы:

- Растворение глицерина в воде и взаимодействие с гидроксидом меди (II).
 - В пробирку прилейте 4мл воды и прилейте 2мл глицерина. Запишите наблюдения.

1.2. В пробирку прилейте 2мл раствора соли CuSO₄ и 4мл раствора щелочи NaOH. К полученному осадку Cu(OH)₂ прилейте раствор глицерина. Запишите наблюдения и химическую реакцию.

2. Свойства уксусной кислоты.

2.1. Диссоциация уксусной кислоты. В пробирку прилейте 2мл раствора CH₃COOH и добавьте 1 каплю синего лакмуса. Запишите наблюдения и химическую реакцию.

2.2. Взаимодействие уксусной кислоты с активным металлом. В пробирку поместите небольшое количество Mg и прилейте 2мл раствора CH₃COOH. Запишите наблюдения и химическую реакцию.

2.3. Взаимодействие уксусной кислоты со спиртом. В пробирку прилейте 2 мл уксусной кислоты, 2 мл этилового спирта и 2 мл конц. Серной кислоты. Смесь перемешайте и медленно нагрейте, но не кипятите. Обратите внимание на появившийся запах. Запишите наблюдения. Полученную горячую смесь перелейте в пробирку с насыщенным раствором хлорида натрия. Запишите наблюдения и химическую реакцию получения эфира.

3. Взаимодействие глюкозы и сахарозы с гидроксидом меди (II).

В одну пробирку прилейте раствор глюкозы а, в другую пробирку раствор сахарозы и в каждую пробирку добавьте заранее приготовленный гидроксид меди (II). Запишите наблюдения и химическую реакцию взаимодействия глюкозы с Cu(OH)₂. Затем обе пробирки нагрейте до кипения. Запишите наблюдения и химическую реакцию взаимодействия глюкозы с Cu(OH)₂ при нагревании.

4. Качественная реакция на крахмал.

В пробирку поместите небольшое количество порошка крахмала и прилейте 4мл воды все перемешайте стеклянной палочкой и нагрейте до кипения. Полученный крахмальный клейстер остудите, и добавьте 1 каплю раствора иода. Запишите наблюдения.

Ответьте на контрольные вопросы:

1 уровень

1. Почему глицерин в отличие от одноатомных спиртов взаимодействует основанием?

2. Почему глюкоза проявляет свойства альдегидов и спиртов?

3. Почему сахароза не дает реакцию «серебряного зеркала»?

2 уровень

1. Как можно обнаружить в растворах глицерин?

2. Почему сахароза с аммиачным раствором оксида серебра не дает положительный результат.

3. Как можно обнаружить крахмал в продуктах питания?

3 уровень

1. Как можно обнаружить глюкозу и глицерин в пробирках без надписи.

2. Запишите реакцию спиртового брожения глюкозы.

3. Осуществите превращение: CO₂ → C₆H₁₂O₆ → C₂H₅OH → CO₂

Азотсодержащие органические соединения. Полимеры.

Главными азотсодержащими соединениями являются аминокислоты и их биополимеры – белки. Белки - высокомолекулярные азотистые органические вещества, построенные из аминокислот и играющие фундаментальную роль в структуре и жизнедеятельности организмов. Белки - основная и необходимая составная часть всех организмов. Именно Белки осуществляют обмен веществ и энергетические превращения, неразрывно связанные с активными биологическими функциями. Сухое вещество большинства органов и тканей человека и животных, а также большая часть микроорганизмов состоят главным образом из белков (40-50%), причем растительному миру свойственно

отклонение от этой средней величины в сторону понижения, а животному - повышения. Микроорганизмы обычно богаче белком (некоторые же вирусы являются почти чистыми белками). Таким образом, в среднем можно принять, что 10% биомассы на Земле представлено белком, то есть его количество измеряется величиной порядка 10^{12} - 10^{13} тонн. Белковые вещества лежат в основе важнейших процессов жизнедеятельности. Так, например, процессы обмена веществ (пищеварение, дыхание, выделение, и другие) обеспечиваются деятельностью ферментов, являющихся по своей природе белками. К белкам относятся и сократительные структуры, лежащие в основе движения, например сократительный белок мышц (актомиозин), опорные ткани организма (коллаген костей, хрящей, сухожилий), покровы организма (кожа, волосы, ногти и т.п.), состоящие главным образом из коллагенов, эластинов, кератинов, а также токсины, антигены и антитела, многие гормоны и другие биологически важные вещества. Роль белков в живом организме подчеркивается уже самим их названием «протеины» (в переводе с греческого *protos* - первый, первичный), предложенным в 1840 голландским химиком Г. Мульдером, который обнаружил, что в тканях животных и растений содержатся вещества, напоминающие по своим свойствам яичный белок. Постепенно было установлено, что белки представляют собой обширный класс разнообразных веществ, построенных по одинаковому плану. Отмечая первостепенное значение белков для процессов жизнедеятельности, Энгельс определил, что жизнь есть способ существования белковых тел, заключающийся в постоянном самообновлении химических составных частей этих тел. В природе существует примерно 10^{10} - 10^{12} различных белков, обеспечивающих жизнедеятельность организмов всех степеней сложности от вирусов до человека, они обеспечивают жизнь более 2 млн. видам организмов. Белками являются ферменты, антитела, многие гормоны и другие биологические активные вещества. Необходимость постоянного обновления белков лежит в основе обмена веществ. Именно поэтому белки и явились тем исключительным материалом, который послужил основой возникновения жизни на Земле. Ни одно вещество из всех веществ биологического происхождения не имеет столь большого значения и не обладает столь многогранными функциями в жизни организма как белки.

Химические свойства белков

Денатурация – разрушение вторичной, третичной структуры белка под действием различных факторов: температура, действие кислот, солей тяжёлых металлов, спиртов и т.д. Денатурация белков может вызываться и механическим воздействием (давлением, растиранием, встряхиванием, ультразвуком). К денатурации белков приводит действие химических реагентов (кислот, щелочей, спирта, ацетона).

Качественные реакции на белки:

а) При горении белка – запах палёных перьев.

Белки горят с образованием азота, углекислого газа и воды, а также некоторых других веществ. Горение сопровождается характерным запахом жженных перьев.

б) Белок + HNO_3 → жёлтая окраска

в) Раствор белка + NaOH + CuSO_4 → фиолетовая окраска

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №10

Растворение белков в воде. Обнаружение белков в молоке и в мясном бульоне.

Денатурация раствора белка куриного яйца спиртом.

Растворами солей тяжелых металлов и при нагревании.

Цель: Овладение навыками проведения химических опытов, подтверждающих свойства белков и их нахождение в продуктах питания.

Оборудование: штатив с пробирками, держатель, горелка, спички.

Реактивы: раствор нитрата свинца, молоко, мясной бульон, этиловый спирт, раствор сульфата меди (II), раствор щелочи NaOH.

Ход работы:

1. Растворение белков в воде.

В пробирку с водой поместите немного куриного бека и перемешайте стеклянной палочкой. Запишите наблюдения.

2. Обнаружение белков в молоке и мясном бульоне.

В одну пробирку прилейте 4мл молока а, в другую пробирку 4мл мясного бульона и в каждую пробирку добавьте 4мл щелочи NaOH и 2мл раствора соли CuSO₄. Появление характерного фиолетового окрашивания указывает на наличие белка. Запишите наблюдения.

3. Денатурация белка спиртом, растворами солей тяжелых металлов и при нагревании.

Полученный в первом опыте раствор куриного белка разлейте в три пробирки. В одну пробирку прилейте этиловый спирт, во вторую раствор нитрата свинца Pb(NO₃)₂, а третью пробирку нагрейте. Запишите наблюдения.

Ответьте на контрольные вопросы:

1. Какой состав имеет молекула белка?

2. Какова структура белковой молекулы?

3. Какие химические соединения в организме используются для синтеза белков?

4. Какие цветные реакции доказывают наличие белка?

Требования к оформлению лабораторных и практических работ

В процессе выполнения лабораторных работ студенты должны наблюдать за ходом эксперимента, отмечать все его особенности (изменение цвета, тепловые эффекты, выпадение осадка, образование газообразных веществ). Результаты наблюдений записывают в тетради для лабораторных работ, поддерживаясь определенной последовательности:

Описания практических работ должны содержать:

- наименование работы;
- цель работы;
- задание;
- перечень используемого оборудования и реактивов;
- краткие теоретические сведения;
- порядок проведения работы (инструкция);
- содержание отчета (наименование работы, цель работы, задание, последовательность выполнения работ, необходимые решения, ответы на контрольные вопросы, вывод о проделанной работе);
- контрольные вопросы по данной работе;
- список литературы.

Перед выполнением лабораторной или практической работы преподаватель проверяет готовность студентов к ее выполнению по возможности с применением технических средств обучения других современных методов контроля.

Студенту ЗАПРЕЩЕНО выполнять работу без проверки готовности к выполнению и разрешения преподавателя.

Преподаватель контролирует выполнение студентами практической работы в соответствии с инструкцией по проведению.

Отчеты студентов по практическим работам хранятся в кабинете до конца учебного года.

Виды инструктажей по технике безопасности.

Вводный инструктаж (10-12 минут) проводится на самом первом занятии. Рекомендуется осветить следующий перечень положений в применении к условиям кабинета химии:

- Общие сведения о кабинете;
- Порядок пребывания учащихся в кабинете по звонку на занятия и с занятий;
- Действия учащегося в случае получения травмы;
- Основные вредные и опасные факторы, которые могут влиять на учащихся в ходе лабораторных и практических работ;
- Характерные несчастные случаи, их причины и последствия;
- Меры предупреждения несчастных случаев (очки защитные, оградительные устройства, знаки безопасности);
- Действие электрического тока на организм человека и меры по предотвращению попадания человека под ток;
- Требования к организации рабочего места учащихся;
- Факторы, необходимые для обеспечения нормальных условий труда учащихся (вентиляция, освещение и т. д.);
- Пожарная безопасность;
- Первая помощь пострадавшему (термический и химический ожоги, отравления, электротравма, травма глаза).

После вводного инструктажа следует проверить усвоение учащимися изложенного материала. Это делается путем фронтального опроса или с применением билетов программированного контроля.

Первичный на рабочем месте инструктаж (12-15 минут) по технике безопасности проводят на первом занятии тут же после вводного.

Рекомендуется рассмотреть следующие вопросы:

- Общие сведения об оборудовании кабинета, а также основные вредные и опасные факторы, возникающие при работе на данном оборудовании и в ходе изучения химии;
- Безопасная организация и содержание рабочего места;
- Устройство наиболее сложных приборов, с которыми придется работать учащимся в учебном году, возможные осложнения и меры по предотвращению травматизма;
- Порядок подготовки к лабораторной работе или практическому занятию (проверка исправности оборудования и средств защиты);
- Демонстрация безопасных приемов выполнения лабораторных операций (взятие навесок, наполнение сосудов жидкостями, нагревание жидкостей в пробирках на спиртовке и др.);
- Действия при возникновении опасных ситуаций (пожар в помещении и в коридоре, травма, воспламенение одежды, разлив жидкости и т.п.).

Так же как и после вводного инструктажа, необходимо провести опрос учащихся. В журнале по технике безопасности в кабинете химии делается отметка: «Инструктаж по технике безопасности (вводный и первичный) на рабочем месте проведен». Повторный инструктаж проводится не позже чем через 6 месяцев. В нем затрагиваются все вопросы, перечисленные для первичного на рабочем месте инструктажа. Особое внимание обращается на те операции, которые учащиеся будут выполнять в оставшиеся до конца учебного года время. Внеплановый инструктаж проводят с одним или несколькими учащимися, иногда со всем классом при:

- Изменении правил по технике безопасности для кабинетов химии;
- Изменении методики проведения лабораторных или практических работ (появление новых учебников);
- Индивидуальных или коллективных серьезных нарушениях правил техники безопасности;
- После отсутствия (по любой причине) учащегося на занятии более чем 30 календарных дней.

Внеплановый инструктаж по содержанию весьма близок к инструктажу на рабочем месте, при этом основное внимание инструктируемого направляют именно к тому приему выполнения операции, по которому произошло нарушение. Преподаватель должен сначала показать правильный прием, а затем попросить учащегося повторить его и объяснить, почему надо делать именно так, а не иначе. Текущий инструктаж проводится преподавателем химии перед каждой лабораторной работой или практическим занятием. Инструктаж следует проводить в форме напоминания о правилах поведения в чрезвычайных ситуациях. Те учащиеся, которые не усвоили инструктаж, остаются после занятий и изучают материал, а затем снова сдают зачет. Запрещается допускать к самостоятельной работе учащегося, который не усвоил правил техники безопасности!

Правила техники безопасности

1. Запрещается пробовать на вкус химические вещества.
2. Щелочи, кислоты и другие ядовитые вещества необходимо набирать в пипетку только при помощи резиновой груши.
3. При взбалтывании растворов в колбах или пробирках необходимо закрывать их пробкой.
4. При нагревании жидкостей пробирку следует держать отверстием в сторону от себя и соседей по работе.
5. Во избежание ожогов от брызг и выбросов не наклоняться над сосудом, в котором кипит или налита какая-либо жидкость.
6. При переносе сосудов с горячими жидкостями держать их обеими руками: одной поддерживать дно, другой – верхнюю часть.
7. При работе с горячими и легковоспламеняющимися веществами (эфир, спирты, бензин) нельзя нагревать их на открытом огне или сетке.
8. При определении запаха вещества не следует делать глубокого вдоха, а лишь движением руки направлять к себе воздух.
9. Концентрированную серную кислоту следует приливать в воду тонкой струей при непрерывном помешивании.
10. Химические стаканы, колбы из обычного стекла нельзя нагревать на голом огне без асбестовой сети. Категорически запрещается использовать посуду, имеющую трещины или отбитые края.
11. Использованную химическую посуду и приборы, содержащие кислоты, щелочи и другие едкие вещества, нужно освобождать от остатков и тщательно мыть. Прежде чем слить в раковину, их нужно нейтрализовать.
12. Нельзя оставлять без присмотра работающие установки, включенные электронагревательные приборы, спиртовки.
13. При обнаружении дефектов в приборах немедленно сообщите преподавателю, студентам запрещается устранять неисправности.
14. Если разбит ртутный термометр или электрод, содержащий ртуть (о случившемся сообщить преподавателю), рекомендуется капли ртути собрать амальгамированными пластинками из белой жести или меди. После удаления капель ртути необходимо залить место ее разлива 20%-ным раствором хлорида железа (III).
15. Во избежание отравлений категорически запрещается принимать пищу в химической лаборатории.
16. При мытье химической посуды запрещается работать с хромовой смесью без резиновых перчаток и защитных очков, а также прорезиненного фартука.

Оказание первой медицинской помощи

1. При термических ожогах осторожно обнажить обожженный участок и закрыть сухой асептической повязкой. Обожженный участок нельзя как-либо очищать и мочить водой, этиловым спиртом, перекисью или смазывать мазью.
2. При химических ожогах промыть обожженное место, не обращая внимания на боль, большим количеством проточной воды (10 – 15 мин), в случае кислых реагентов – раствором бикарбоната натрия (2%-ным), а в случае щелочных – разбавленным раствором борной или уксусной кислот.
3. При порезах стеклом:

а) промыть рану можно только в случае попадания в нее едких или ядовитых веществ, в остальных случаях, даже если в рану попал песок, ржавчина, промыть ее водой нельзя;

б) нельзя смазывать рану мазями; перед наложением повязки смазать настойкой йода участок вокруг раны;

в) удалять из раны мелкие осколки стекла может только врач.

4. При отравлении химическими веществами немедленно вызвать врача и одновременно приступить к оказанию первой помощи – если яд попал внутрь – вызвать рвоту, дать противоядие.

В лаборатории должен быть список веществ, вызывающие отравление и применяемые противоядия.

В лаборатории должна быть аптечка с набором медикаментов.

Список литературы

1. Габриелян О.С. Химия: учебное пособие для студентов профессиональных учебных заведений / О.С. Габриелян, И.Г. Остроумов. – М., ОИЦ «Академия», 2009
2. Габриелян О.С. Химия в тестах, задачах, упражнениях: учебное пособие для студентов средних профессиональных учебных заведений / О.С. Габриелян, Г.Г. Лысова – М., ОИЦ «Академия», 2009.
3. Габриелян О.С. Практикум по общей, неорганической и органической химии: учебное пособие для студентов средних профессиональных учебных заведений / О.С. Габриелян, И.Г. Остроумов. – М., ОИЦ «Академия», 2008.
4. Габриелян О.С., Остроумов И.Г. Химия: учебник. – М., ОИЦ «Академия», 2008.