

**Қостанай облысы әкімдігі білім басқармасының
«Қостанай жоғары политехникалық колледжі» КМҚК
КГКП «Костанайский политехнический высший колледж»
Управления образования акимата Костанайской области**

УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКИЙ КОМПЛЕКС ПО ДИСЦИПЛИНЕ / ХИМИЯ

г. Костанай, 2022

Содержание

I раздел. Частицы вещества

1. Тема 1.1 Состав и строение атома
2. Тема 1.2 Распределение и движение электронов в атомах
3. Тема 1.3 Химическая связь
4. Тема 1.4 Ионная связь. Металлическая связь. Водородная связь. Кристаллические решетки
5. Тема 1.5 Стехиометрические законы химии
6. Тема 1.6 Стандартные электродные потенциалы

II раздел. Периодичность. Закономерности протекания химических реакций

7. Тема 2.1 Периодический закон и периодическая система
8. Тема 2.2 «Закон сохранения массы веществ»
9. Тема 2.3 Практическая работа №1. Окислительно-восстановительные процессы
10. Тема 2.4 Скорость химической реакции
11. Тема 2.5 Практическая работа №2. Влияние условий на скорость химических реакций. Катализ
12. Тема 2.6 Практическая работа №3. Исследование влияния различных факторов на скорость химических реакций

III раздел. Периодичность. Закономерности протекания химических реакций

13. Тема 3.1 Внутренняя энергия и энтальпия. Закон Гесса
14. Тема 3.2 Химическое равновесие
15. Тема 3.3 Теории кислот и оснований
16. Тема 3.4 Ионные равновесия в растворах электролитов
17. Тема 3.5 Буферные растворы
18. Тема 3.6 Элементы 17 (7A) группы
19. Тема 3.7 Практическая работа №3

Изучение свойств галогенов и определение галогенид-ионов в водном растворе

20. Тема 3.8 Элементы 14 (IVA) группы
21. Тема 3.9 Формы нахождения в природе и способы получения простых веществ
22. Тема 3.10 Строение и свойства молекулы азота и аммиака
23. Тема 3.11 Промышленное производство азотных удобрений
24. Тема 3.12 Контактный способ получения серной кислоты

IV раздел. Химия вокруг нас. Химия Земли. Углерод и его соединения

25. Тема 4.1 Аналитические методы в современных исследованиях
26. Тема 4.2 Элементы 2 (IIA) группы
27. Тема 4.3 Практическая работа №4 Решение экспериментальных задач
28. Тема 4.4 Практическая работа №5. Экологическое воздействие оксидов азота и нитратов и диоксида серы на окружающую среду
29. Тема 4.5 Получение металлов и сплавов
30. Тема 4.6 Производство чугуна и стали
31. Тема 4.7 Общая характеристика переходных металлов
32. Тема 4.8 Комплексные соединения
33. Тема 4.9 Научные принципы химического производства
34. Тема 4.10 Проблемы охраны окружающей среды при производстве металлов
35. Тема 4.11 12 принципов «Зеленой химии»
36. Тема 4.12 Введение в органическую химию
37. Тема 4.13 Классификация органических веществ
38. Тема 4.14 Предельные углеводороды
39. Тема 4.15 Непредельные углеводороды. Алкены
40. Тема 4.16 Реакция полимеризации. Производство полиэтилена

41. Тема 4.17 Практическая работа №6. Составление моделей молекул органических веществ
42. Тема 4.18 Практическая работа №7. Качественные реакции на ненасыщенность связи
43. Тема 4.19 Алкадиены. Алкины
44. Тема 4.20 Соединения ароматического ряда
45. Тема 4.21 Гетероциклические соединения
46. Тема 4.22 Источники углеводородов. Нефть. Переработка нефтепродуктов
47. Тема 4.23 Природный газ. Попутные нефтяные газы
48. Тема 4.24 Уголь. Коксование каменного угля
49. Тема 4.25 Галогеноалканы
50. Тема 4.26 Реакции нуклеофильного замещения и элиминирования галогеноалканов
51. Тема 4.27 Кислородсодержащие органические соединения. Спирты одноатомные, многоатомные
52. Тема 4.28 Практическая работа №8. Растворимость спиртов в воде, горение спиртов, качественные реакции на одноатомные и многоатомные спирты
53. Тема 4.29 Фенолы
54. Тема 4.30 Карбонильные соединения. Альдегиды и кетоны
55. Тема 4.31 Карбоновые кислоты
56. Тема 4.32 Практическая работа №9. Получение и изучение химических свойств уксусной кислоты
57. Тема 4.33 Сложные эфиры и мыло. Жиры
58. Тема 4.34 Мыла и синтетические моющие средства
59. Тема 4.35 Высокмолекулярные соединения
60. Тема 4.36 Нанотехнология

V раздел. Химия и жизнь. Биохимия

61. Тема 5.1 Реакции поликонденсации. Полиамиды и полиэфиры
62. Тема 5.2 Применение и воздействие пластиков на окружающую среду
63. Тема 5.3 Практическая работа №10 Распознавание пластмасс и волокон
64. Тема 5.4 Разработка новых веществ и материалов
65. Тема 5.5 Углеводы
66. Тема 5.6 Практическая работа №11. Химические свойства глюкозы как альдегидоспирта. Качественная реакция на крахмал
67. Тема 5.7 Амины
68. Тема 5.8 Аминокислоты
69. Тема 5.9 Белки, строение, свойства
70. Тема 5.10 Роль и применение ферментов
71. Тема 5.11 Структура нуклеиновых кислот
72. Тема 5.12 Практическая работа №12. Денатурация и цветные реакции белков

Раздел. Частицы вещества

Урок № 1

Тема: Состав и строение атома

Информационный блок

Атом – это мельчайшая химически неделимая частица вещества, а также наименьшая часть химического элемента, являющаяся носителем его свойств. Химически неделимая означает, что атом в ходе химических реакций не делится на более мелкие части.

Атомы очень маленькие частицы, их размер находится в диапазоне от одного до пяти ангстрем (обозначается Å.). Один ангстрем – это 10⁻¹⁰ метра.

Состав и строение атомов

Атомы состоят из ещё более мелких частиц.

В центре любого атома находится положительно заряженное ядро. В пространстве вокруг ядра находятся отрицательно заряженные частицы — электроны, которые образуют так называемое электронное облако. Таким образом, атом состоит из положительно заряженного ядра и окружающего его отрицательно заряженного электронного облака.

Ядро атома – это центральная часть атома, в которой сосредоточена основная его масса и весь положительный электрический заряд. Ядро атома состоит из протонов и нейтронов.

Протон – это частица, которая имеет положительный электрический заряд. Заряд протона в условных единицах равен +1. Символ протона – p⁺.

Нейтрон – это частица, не имеющая электрического заряда. Заряд нейтрона равен 0. Символ нейтрона — n⁰.

Протоны и нейтроны имеют общее название – нуклоны.

Ядра атомов имеют положительный заряд, так как состоят из протонов с положительным зарядом и нейтронов. По величине заряд равен количеству протонов в ядре и совпадает с порядковым номером элемента в периодической системе.

Электрон – это частица, которая имеет отрицательный электрический заряд. Заряд электрона в условных единицах равен -1. Символ электрона – e⁻.

Протоны, нейтроны и электроны имеют общее название – элементарные частицы или субатомные частицы.

Таблица – 1. Состав атома

| Название | Символ | Заряд |
|----------|----------------|-------|
| Протон | p ⁺ | +1 |
| Нейтрон | n ⁰ | 0 |
| Электрон | e ⁻ | -1 |

Заряд протона и электрона одинаковы по величине, но противоположны по знаку. Любой атом содержит равное число протонов и электронов, значит заряд ядра и суммарный заряд всех электронов атома одинаковы по величине, но противоположны по знаку. Следовательно, атомы являются электронейтральными частицами.

Критерии оценивания

1. Знает физический смысл понятий «нуклиды» и «нуклоны».
2. Понимает, что протон положительная заряженная частица, а нейтрон – нейтральная частица.
3. Может прогнозировать, каким будет состав нуклонов разных элементов.

Задания:

1. Определите состав атома фтора



2. Напишите электронную конфигурацию иона магния. Назовите один отрицательный ион, который имеет такую же конфигурацию.
3. Определите значения квантовых чисел, характеризующих валентный электрон в атоме натрия.
4. Определите значения квантовых чисел, характеризующих валентный электрон в атоме калия.

Урок № 2

Тема: Распределение и движение электронов в атомах

Информационный блок

Движение электронов в атоме - это когда электрон в атоме находится в постоянном движении вокруг ядра. Но у такого движения отсутствует определенная траектория. Это выглядит примерно так, как показано на рисунке снизу. В каждый момент времени электрон находится в определенной точке околоядерного пространства.

На странице -> решение задач по химии собраны решения задач и заданий с решёнными примерами по всем темам химии.

Движение электронов в атомах

Электронное облако — модель движения электрона в атоме; область пространства, в каждой точке которой может находиться данный электрон. ... Размер зависит от энергии электрона. Чем больше энергия электрона, тем больше по размеру его орбиталь, и тем дальше он находится от ядра.

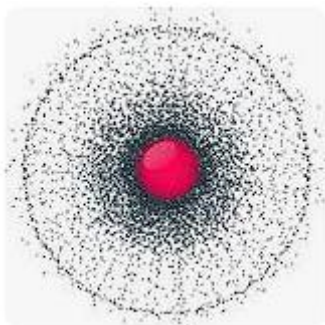


Рис.1. Распределение электронов в атомах

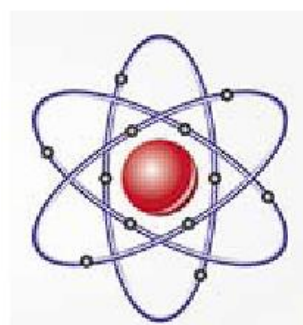
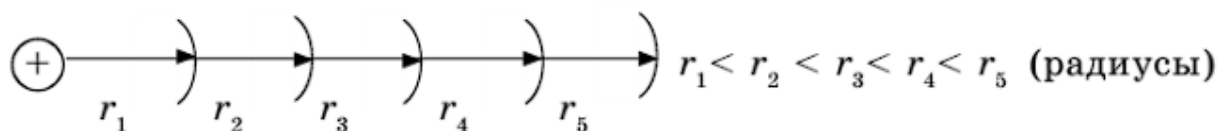


Рис.2. Структура атома

Движение электронов в атомах

Электроны с близкими значениями энергии располагаются на одинаковом расстоянии от ядра. Эти расстояния называются энергетическими уровнями. Их обозначают буквой n и нумеруют по мере удаления от ядра: 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7. Значение n определяется номером периода, в котором расположен элемент. Максимальное число электронов на каждом энергетическом уровне (емкость энергетического уровня) определяется формулой Движение электронов в атомах где N – число электронов, n – номер энергетического уровня. Если $n = 1$, $N = 2$; $n = 4$, $N = 2 \cdot 4^2 = 32$ Движение электронов в атомах электрона.

$$n = 1; n = 2; n = 3; n = 4; n = 5$$



$$E_1 > E_2 > E_3 > E_4 > E_5 \quad E_1 > E_2 > E_3 > E_4 > E_5 \text{ (энергия)}$$

Движение электронов в атомах

Электроны, расположенные ближе к ядру, сильнее притягиваются к нему. По мере отдаления от ядра энергия связи уменьшается. Радиус r показывает удаленность каждого энергетического уровня от ядра.

Электроны заселяют пространство вокруг ядра поэтапно, образуя энергетические уровни (рис. 2). Почему так важно знать, как располагаются электроны в атоме? Потому что от строения электронных оболочек элемента зависят его физические и химические свойства (табл. 1). Потому что при непосредственном участии электронов атомов происходит образование и разрыв химических связей, т. е. протекают химические реакции. Скорость движения электрона очень велика, и определить его положение в пространстве в определенный момент времени невозможно. В одном месте пространства его можно обнаружить часто, в другом – редко. Область пространства, в которой вероятность нахождения электронов максимальна, называется электронным облаком, или орбиталью (s, p, d, f).

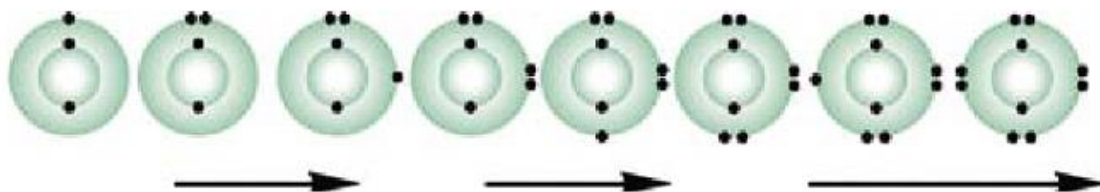


Рис.3. Заполнение энергетических уровней электронами в атомах химических элементов 2 периода

Движение электронов в атомах

Форма электронных облаков различная: сферическая обозначается буквой s (s-облако); гантелеобразная – p-облако, причем p-облака ориентированы взаимно перпендикулярно вдоль трех осей x, y, z (рис. 3).

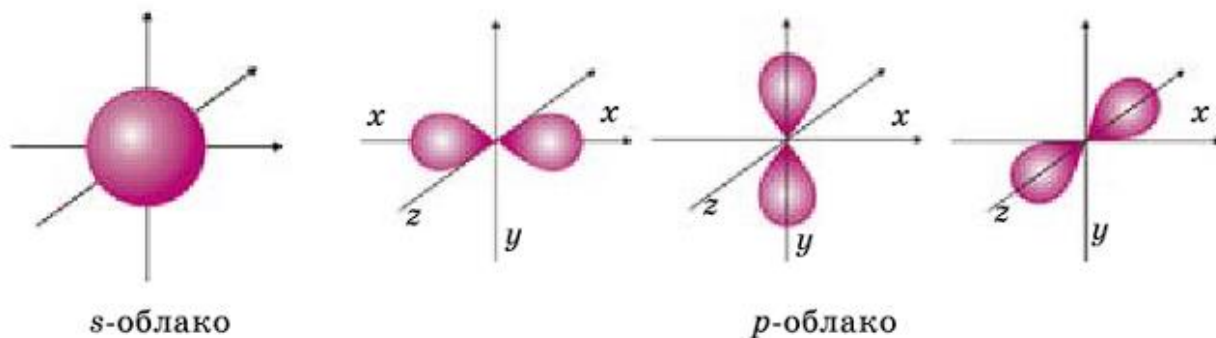


Рис.4. Формы электронных облаков

Движение электронов в атомах

s-облако может располагаться в пространстве симметрично точке пересечения осей координат, поэтому его обозначают одной ячейкой. Движение электронов в атомах p-облако может располагаться вдоль трех осей x, y, z, поэтому их обозначают Движение электронов в атомах или тремя ячейками Движение электронов в атомах На одном энергетическом уровне могут находиться электронные облака различной формы, которые образуют подуровни.

Электроны вращаются не только вокруг ядра, но и вокруг своей оси, как Земля вокруг Солнца и своей оси. Вращение электрона вокруг своей оси называют спином (от англ. spin – волчок).

Электроны могут вращаться по часовой стрелке или против нее. На каждой орбитали могут располагаться только два разнонаправленных электрона. Поэтому при составлении электронно-графических формул атомов электроны изображают в ячейке двумя разнонаправленными стрелками Движение электронов в атомах

Электронное облако, энергетический уровень, электронная формула, ячейка, спин.

Электронные формулы атомов

Теперь перейдем к рассмотрению электронных формул атомов. Начнем с первого элемента в таблице Менделеева – атома водорода. У атома водорода имеется один электрон, который расположен на s-подуровне первого энергетического уровня, поэтому электронная формула атома водорода $1s^1$. Движение электронов в атомах атома гелия – Движение электронов в атомах («один-эс-два»).

Периодической системе атомы водорода и гелия расположены в 1-м периоде, т. е. у этих элементов запас энергии электронов одинаковый, поэтому они находятся на одном энергетическом уровне. Согласно формуле Движение электронов в атомах на первом энергетическом уровне могут находиться только Движение электронов в атомах

Следующий: литий – элемент 2-го периода. У лития имеются два энергетических уровня вокруг ядра, внутренний повторяет электронное строение атома гелия. Два его электрона находятся на первом энергетическом уровне, третий электрон – на втором. Во 2-м периоде $n = 2$, Движение электронов в атомах, т. е. Движение электронов в атомах И так, на втором энергетическом уровне могут вращаться восемь электронов.

Критерии оценивания

1. Понимает принцип наименьшей энергии;
2. Понимает форму электронных орбиталей;
3. Может прогнозировать, какое строение будет иметь атом каждого элемента с порядковым номером 1-36;

Задания:

1. Масса нейтрона $1,67 \cdot 10^{-27}$ кг, а скорость движения его $4 \cdot 10^2$ м/с. Определите длину волны де Бройля.
2. Составить электронные формулы и представить графически размещение электронов по квантовым ячейкам для указанных элементов. Проанализируйте возможности разъединения спаренных электронов при возбуждении атомов с образованием валентных электронов в соответствии с теорией спин-валентности. Углерод, хлор.
3. Какое квантовое число определяет количество орбиталей в данном подуровне атома? Чему равно число орбиталей на s-, p-, d- и f- подуровнях?
4. Напишите значения всех четырех квантовых чисел для трех любых электронов на 4p-подуровне. Значениями какого квантового числа различаются три электрона указанного подуровня? Почему максимальное число электронов на p-подуровне равно 6?

Урок № 3

Тема: Химическая связь

Информационный блок

Химическая связь - взаимодействие атомов, приводящее к образованию молекул простых и сложных веществ, ионов, а также кристаллов, называют химической связью. Это взаимодействие сопровождается изменением электронной плотности, т.е. перегруппировкой электронов в поле ядер взаимодействующих атомов, а так же изменением энергетического состояния системы. В зависимости от характера распределения электронной плотности в веществе различают следующие типы химической связи:

- ковалентная;
- ионная;
- металлическая;
- водородная;

силы межмолекулярного взаимодействия.

Квантово-механические представления об образовании химической связи. Поскольку силы, действующие внутри молекулы, аналогичны тем, которые действуют внутри атома, то квантово-механическое описание строения молекул получают на основе приближенного решения волнового уравнения Шредингера. Впервые такой расчет был проведен в 1927г. Гейтлером и Лондоном для молекулы водорода.

Записанное ими уравнение учитывало следующие виды взаимодействия: силы притяжения между ядрами и электронами; силы отталкивания между ядрами и между электронами;

В результате расчета впервые были получены значения энергии связи, которые хорошо согласовывались с экспериментальными данными. Решение волнового уравнения можно представить графически (рис. 1).

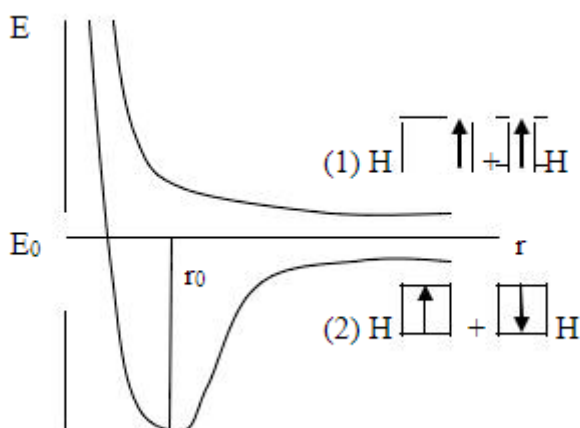


Рис.1. Изменение потенциальной энергии системы (E) при образовании молекулы водорода из атомов. E_0 – энергия системы, состоящей из двух невзаимодействующих атомов; r – расстояние между ядрами

Ещё в 1916г. немецкий учёный Коссель высказал идею образования ионной химической связи.

Давно известны были соединения с полярной связью - соли, например. В них можно предположить, что более электроотрицательный атом отнимает электрон у менее электроотрицательного, после чего атомы притягиваются друг к другу за счет

Кулоновского взаимодействия. Na^+ и Cl^- . Однако, для самого электроположительного атома Cs $I_1=3.89$ эВ, это надо затратить. А присоединение электрона к атому Cl с самым большим сродством к электрону дает выигрыш $E_a = 3.61$ эВ, т.е. затраты не окупаются. На самом деле ионная или близкая к таковой связь может существовать только в кристаллах, где каждый ион окружен несколькими противоположными ионами, что резко увеличивает энергию всей решетки. Т.е. ионная связь характеризуется ненаправленностью, ненасыщенностью. Чем больше ионов противоположного знака вокруг данного иона, тем лучше. Все определяется т.н. стерическими факторами - размерами ионов, их отталкиванием. И так, **ионная химическая связь** представляет собой электростатическое взаимодействие отрицательно и положительно заряженных ионов в химическом соединении. Связь, образованная за счёт обобществленной пары электронов, поставляемых по одному от каждого атома, получила название **ковалентной связи**.

Ковалентная связь – наиболее общий вид химической связи, возникающий за счет обобществления электронной пары посредством **обменного механизма**, когда каждый из взаимодействующих атомов поставляет по одному электрону, или по **донорно-акцепторному механизму**, если электронная пара передается в общее пользование одним атомом (донором) другому атому (акцептору) (рисунок-1)

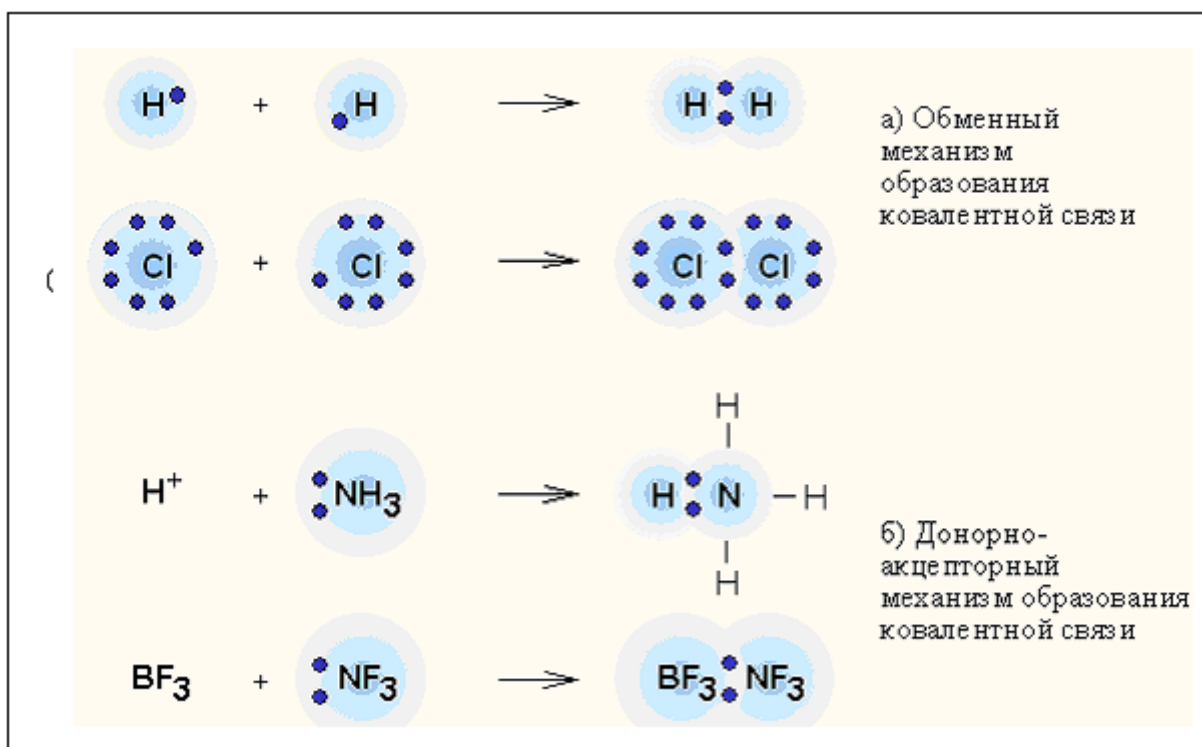


Рис.1. Обменный (а) и донорно-акцепторный (б) механизмы образования ковалентной связи

Теория Льюиса близка к изображению связи в виде черточек, соединяющих атомы в графической

Другие типы связей:

1) *Донорно-акцепторная связь*. Понятие из представлений теории валентной связи. Один атом - донор предоставляет не один электрон, а электронную пару, а другой - акцептор - свободную орбиталь. Пример NH_3 - донор, H^+ - акцептор, получаем NH_4^+ .

2) *Водородная связь* - вариант донорно-акцепторной. Пример - вода, муравьиная кислота. Энергия обычной связи более 100 кДж/моль. Энергия водородной связи 20 - 40 кДж/моль.

3) *Металлическая связь*. Делокализация электронов в металлах с образованием зон проводимости. Электроны подвижны, но ни в коем случае не бегут по проводнику (от Красноярска до Ст.Петербурга) а просто передают энергию друг другу, как цепочка шаров, которые толкнули с одного конца.

Критерии оценивание:

1. Знает, какие закономерности существуют в химическом связье
2. Может прогнозировать, какими будут типы химической связи;
3. Объясняет образование ковалентной связи по обменному и донорно-акцепторному механизмам;

Задания:

1. Представьте электронные структуры Zn^{2+} ; S^{6+}
2. Представьте электронные структуры Na^{2+} ; P^{6+}
3. Какое квантовое число определяет количество орбиталей в данном подуровне атома? Чему равно число орбиталей на s-, p-, d - и f-
4. Напишите электронную конфигурацию иона натрия. Назовите один отрицательный ион, который имеет такую же конфигурацию.
5. Объяснить с позиций представлений о поляризации ионов меньшую устойчивость AuCl_3 в сравнении с AuCl и PbCl_4 в сравнении с PbCl_2 .

Урок № 4

Тема: Ионная связь. Металлическая связь. Водородная связь. Кристаллические решетки.

Информационный блок

Ионная связь - электростатическое притяжение между ионами, образованными путём практически полного смещения электронной пары к одному из атомов. Этот тип связи образуется, если разность электроотрицательностей атомов велика. Связи такого типа осуществляется в результате взаимного электростатического притяжения противоположно заряженных ионов. Ионы могут быть простыми, т.е. состоящими из одного атома (например, катионы Na^+ , K^+ , анионы F^- , Cl^-), или сложными, т.е. состоящими из двух или более атомов, (например, катион NH_4^+ , анионы OH^- , NO_3^- , SO_4^{2-}). *Ионная связь* - предельный случай полярной ковалентной связи. Но в отличие от ковалентной связи, ионная связь характеризуется ненаправленностью и ненасыщаемостью.

Металлическая связь - связь между положительными ионами в кристаллах металлов, осуществляемая за счет притяжения электронов, свободно перемещающихся по кристаллу. В соответствии с положением в периодической системе атомы металлов имеют небольшое число валентных электронов. Эти электроны достаточно слабо связаны со своими ядрами и могут легко отрываться от них. В результате в кристаллической решетке металла появляются положительно заряженные ионы и свободные электроны. Поэтому в кристаллической решетке металлов существует большая свобода перемещения электронов: одни из атомов будут терять свои электроны, а образующиеся ионы могут принимать эти электроны из «электронного газа». В случае металлов невозможно говорить о направленности связей, так как валентные электроны распределены по кристаллу равномерно. Этим и объясняется, например, пластичность металлов, т.е. возможность смещения ионов и атомов в любом направлении без нарушения связи. Металлическая связь отличается от ковалентной также и по прочности: ее энергия в 3-4 раза меньше энергии ковалентной связи.

Водородная связь - это взаимодействие между двумя электроотрицательными атомами одной или разных молекул посредством атома водорода: $\text{A}-\text{H} \cdots \text{B}$ (чертой обозначена ковалентная связь, тремя точками - водородная связь). Водородная связь обусловлена электростатическим притяжением атома водорода (несущим положительный заряд δ^+) к атому электроотрицательного элемента, имеющего отрицательный заряд δ^- . В большинстве случаев она слабее ковалентной, но существенно сильнее обычного притяжения молекул друг к другу в твердых и жидких веществах. В отличие от межмолекулярных взаимодействий водородная связь обладает свойствами направленности и насыщаемости, поэтому ее нередко считают одной из разновидностей ковалентной химической связи.

При затвердевании веществ образующие их частицы располагаются в определенном порядке. Правильное расположение частиц в кристаллах называется *кристаллической решеткой*.

Различают следующие типы кристаллических решеток:

- атомная;

- молекулярная;
- металлическая;

Кристаллические решетки

1. Показывает образование ионной связи в результате электростатического притяжения противоположно заряженных ионов;
2. Дает характеристика водородному связи;
3. Правильно отвечает на вопросы;

Задания:

1. Исходя из представлений о природе ионной связи, объяснить, почему при обычных условиях ионные соединения существуют в виде ионных кристаллов, а не в виде отдельных молекул.
2. Температура плавления CaCl_2 — 780°C , CdCl_2 — 560°C ; радиус иона Ca^{2+} равен $0,114$ нм, иона Cd^{2+} - $0,099$ нм. Объяснить различие температур плавления.
3. При переходе от CsF к CsI температура плавления кристаллов уменьшается. Объяснить наблюдаемый ход изменения температур плавления.
4. Объяснить неустойчивость гидроксидов меди (I) и серебра (I).

Урок № 5

Тема: Стехиометрические законы химии

Информационный блок

Стехиометрия - раздел химии, в котором рассматриваются количественные, массовые или объемные отношения между реагирующими веществами.

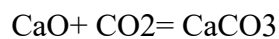
Основу стехиометрии составляют следующие стехиометрические законы:

- закон сохранения массы веществ,
- закон постоянства состава,
- закон кратных отношений,
- закон простых объемных отношений,
- закон Авогадро,
- закон эквивалентов.

Закон сохранения массы веществ. Закон сохранения массы веществ был сформулирован и экспериментально подтвержден М. В. Ломоносовым в 1748 году. В настоящее время он формулируется следующим образом: общая масса веществ, вступающих в химическую реакцию, равна общей массе веществ, получающихся в результате реакции.

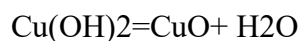
С точки зрения атомно-молекулярного учения, этот закон объясняется следующим образом: масса веществ является суммой масс составляющих их атомов. Так как при химических реакциях сами атомы не меняются и не меняется их общее количество, то сохраняется постоянной и соответствующая им общая масса.

Например:



$$56 \text{ г} + 44 \text{ г} = 100 \text{ г}$$

$$100 \text{ г}$$



$$98 \text{ г} = 80 \text{ г} + 18 \text{ г}$$

$$98 \text{ г}$$

Закон сохранения массы вещества является частным случаем более общего закона природы - закона сохранения материи и движения:

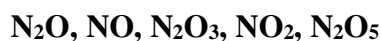
материя вечна, она не исчезает и не возникает из ничего, а только переходит из одной формы в другую. Закон сохранения массы вещества служит основой для осуществления реакций между различными веществами. Исходя из него, можно производить разнообразные расчеты по уравнениям химических реакций.

Закон постоянства состава. Обобщив многочисленные экспериментальные данные, французский ученый Ж. Л. Пруст сформулировал в 1808 году закон постоянства состава: всякое чистое вещество молекулярной структуры, независимо от способов его получения, имеет постоянный качественный и количественный состав.

В настоящее время известен целый ряд веществ, например оксидов, сульфидов, нитридов (соединений металлов с азотом), карбидов (соединений металлов с углеродом), силицидов (соединений металлов с кремнием) и других кристаллических неорганических соединений, которые имеют немолекулярную структуру, их состав зависит от условий получения. Так, оксид титана (II) в действительности имеет состав от $\text{TiO}_{0,7}$ до $\text{TiO}_{1,3}$.

Такого типа вещества немолекулярной структуры закону постоянства состава не подчиняются.

Закон кратных отношений. В 1803 году английский ученый Джон Дальтон установил закон кратных отношений: если два элемента образуют друг с другом несколько химических соединений, массы одного из элементов, приходящиеся в этих соединениях на одну и ту же массу другого, относятся между собой как небольшие целые числа. Способность элементов вступать в соединения лишь определенными порциями свидетельствует о дискретном строении вещества. Например, азот и кислород дают 5 оксидов:



Количества кислорода в них, приходящиеся на одно и то же количество азота, относятся как целые числа:

$$1 : 2 : 3 : 4 : 5.$$

Это объясняется тем, что одинаковое количество атомов азота в молекулах разных оксидов связано с различным числом атомов кислорода.

Критерий оценивание

1. Раскрывает содержание закона сохранения массы;
2. Раскрывает содержание закона сохранения массы;
3. Объясняет закон Авогадро и границы его применимости;

Задание:

1. Рассчитайте объем, который занимает (при н.у.) порция газа, необходимого для дыхания, если в этой порции содержится $2,69 \cdot 10^{22}$ молекул этого газа. Какой это газ?
2. В процессах фотосинтеза зеленые растения усваивают из воздуха газообразный оксид углерода, относительная плотность которого по водороду составляет 22. Какова формула этого оксида углерода?
3. Первая стадия получения серной кислоты в промышленности, дающая наибольшее количество вредных выбросов в атмосферу - обжиг пирита, минерала, отвечающего формуле FeS_2 . Определите массовые доли (в процентах) железа и серы в пирите. Рассчитайте массу серы, которая содержится в 1 т пирита.

Урок №6

Тема: Стандартные электродные потенциалы

Информационный блок

Электрохимия - раздел химии, которая изучает процессы возникновения разности потенциалов и превращение химической энергии в электрическую (гальванические элементы), а также осуществление химических реакций за счет затраты электрической энергии (электролиз). Эти два процесса, имеющие общую природу нашли широкое применение в современной технике.

Гальванические элементы используются как автономные и малогабаритные источники энергии для машин, радиотехнических устройств и приборов управления. При помощи электролиза получают различные вещества, обрабатывают поверхности, создают изделия нужной формы.

Электрохимические процессы не всегда служат на пользу человеку, а иногда приносят большой вред, вызывая усиленную коррозию и разрушение металлических конструкций. Чтобы умело использовать электрохимические процессы и бороться с нежелательными явлениями, их надо изучить и уметь регулировать.

Причиной возникновения электрохимических явлений служит переход электронов или изменение степени окисления атомов веществ, участвующих в электрохимических процессах, то есть окислительно-восстановительные реакции, протекающие в гетерогенных системах. В окислительно-восстановительных реакциях электроны непосредственно переходят от восстановителя к окислителю. Если процессы окисления и восстановления пространственно разделить, а электроны направить по металлическому проводнику, то такая система будет представлять собой гальванический элемент. Причиной возникновения и протекания электрического тока в гальваническом элементе является разность потенциалов.

Электродный потенциал. Измерение электродных потенциалов

Если взять пластину какого либо металла и опустить ее в воду, то ионы поверхностного слоя под действием полярных молекул воды отрываются и гидратированными переходят в жидкость. В результате такого перехода жидкость заряжается положительно, а металл отрицательно, поскольку на нем появляется избыток электронов. Накопление ионов металла в жидкости начинает тормозить растворение металла. Устанавливается подвижное равновесие



Состояние равновесия зависит как от активности металла так и от концентрации его ионов в растворе. В случае активных металлов, стоящих в ряду напряжений до водорода, взаимодействие с полярными молекулами воды заканчивается отрывом от поверхности положительных ионов металла и переходом гидратированных ионов в раствор (рис. б). Металл заряжается отрицательно. Процесс является окислением. По мере увеличения концентрации ионов у поверхности становится вероятным обратный процесс - восстановление ионов. Электростатическое притяжение между катионами в растворе и избыточными электронами на поверхности образует двойной электрический слой. Это приводит к возникновению на границе соприкосновения металла и жидкости

определенной разности потенциалов, или скачка потенциала. Разность потенциалов, возникающую между металлом и окружающей его водной средой, называют электродным потенциалом. При погружении металла в раствор соли этого металла равновесие смещается. Повышение концентрации ионов данного металла в растворе облегчает процесс перехода ионов из раствора в металл. Металлы, ионы которых обладают значительной способностью к переходу в раствор, будут заряжаться и в таком растворе положительно, но в меньшей степени, чем в чистой воде.

Для неактивных металлов равновесная концентрация ионов металла в растворе очень мала. Если такой металл погрузить в раствор соли этого металла, то положительно заряженные ионы выделяются на металле с большей скоростью, чем происходит переход ионов из металла в раствор. Поверхность металла получит положительный заряд, а раствор отрицательный из-за избытка анионов соли. И в этом случае на границе металл - раствор возникает двойной электрический слой, следовательно, определенная разность потенциалов (рис. в). В рассмотренном случае электродный потенциал положительный.

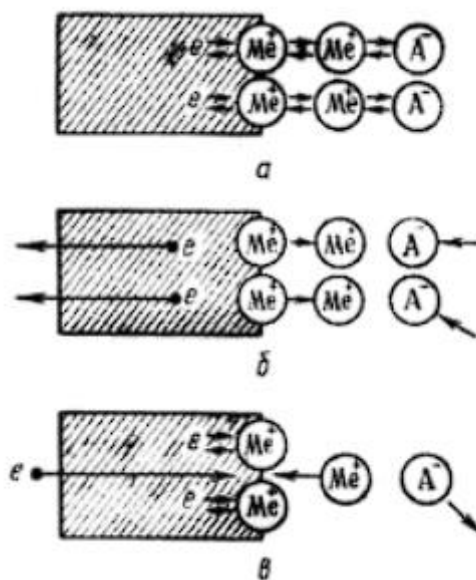


Рис.1. Процесс перехода иона из металла в раствор: а – равновесие; б – растворение; в – осаждение

Потенциал каждого электрода зависит от природы металла, концентрации его ионов в растворе и температуры. Если металл опустить в раствор его соли, содержащей один моль-ион металла на 1 дм³ (активность которого равна 1), то электродный потенциал будет постоянной величиной при температуре 25 оС и давлении 1 атм. Такой потенциал называется стандартным электродным потенциалом (E_0).

Ионы металла, имеющие положительный заряд, проникая в раствор и перемещаясь в поле потенциала границы раздела металл-раствор, затрачивают энергию. Эта энергия компенсируется работой изотермического расширения от большей концентрации ионов на поверхности к меньшей в растворе. Положительные ионы накапливаются в приповерхностном слое до концентрации c_0 , а затем уходят в раствор, где концентрация свободных ионов c . Работа электрического поля E_0F равна изотермической работе расширения $RT \ln(c_0/c)$. Приравняв оба выражения работы можно вывести величину потенциала

$$-En F = RT \ln(c_0/c), \quad -E = RT \ln(c/c_0)/nF,$$

где E – потенциал металла, В; R – универсальная газовая постоянная, Дж/моль К; T – температура, К; n – заряд иона; F – число Фарадея; c – концентрация свободных ионов; c_0 – концентрация ионов в поверхностном слое.

Впервые в мире гальванический элемент был разработан Луиджи Гальвани. Об его истории читайте в этой статье. По сути это временный источник электрического тока, который формируется за счет протекания химической реакции. Поток электронов формируется за счет взаимодействия между двумя разноименными металлами. В результате этого химическая энергия преобразуется в электрическую, которую уже можно использовать в повседневной жизни.

Концентрационный гальванический элемент – это источник тока в состав которого входит 2 однотипных металлических электродов помещенных в смесь солей этого металла в различных концентрациях.

Кроме Гальвани созданием эффективной батареи занимался Даниэль Якоби. Он немного видоизменил свой источник энергии. В его состав входит пластина, выполненная из меди, помещенная в CuSO_4 и пластина из цинка погруженная в ZnSO_4 . Чтобы не дать им воздействовать прямо друг на друга между ними установлена пористая стенка. Ниже представлена схема гальванического элемента Даниэля Якоби.

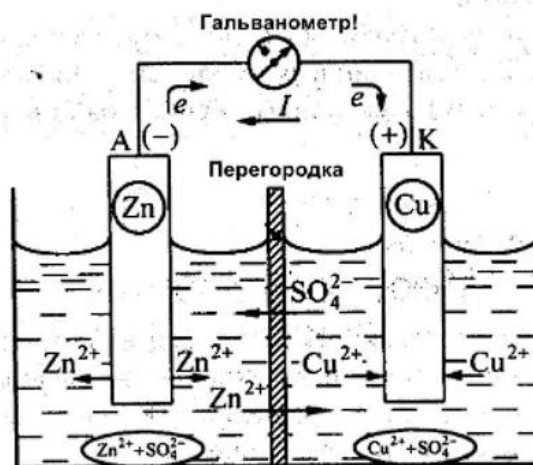


Рис.2. Схема гальванического элемента Даниэля Якоби

Цинк и медь обладают разной активностью и поэтому их заряд по величине будет различным. В итоге уровень электродов также не однозначен. Это позволяет им перемещаться и производить электрический или гальванический ток. Он начинает протекать, когда любой человек или изобретатель тока хранящего аппарата присоединяет нагрузку. В качестве нее может быть лампочка, приемник, компьютерная мышка и другие электрические устройства.

Критерий оценивание

1. Объясняет расположение металлов в электрохимическом ряду напряжений металлов Бекетова;
2. Раскрывает содержание понятия «гальванический элемент»;

3. Описывает превращение химической энергии в электрическую;

Задания:

1. Составьте схему гальванического элемента из магния и свинца, погруженных в растворы их солей с концентрацией ионов $C(\text{Mg}^{2+}) = 0,001$ моль/л, $C(\text{Pb}) = 1$ моль/л. Напишите уравнения реакций, протекающих на аноде. Рассчитайте стандартную ЭДС этого элемента.

Ответ: 2,334 В.

2. Как изменится масса пластины из кобальта $m(\text{Co}) = 59$ г, погруженной в раствор, содержащий соли Fe (11), Mg, Ag (1). Напишите молекулярные уравнения реакций.
3. Рассчитайте ЭДС гальванического элемента, составленного из стандартного водородного электрода и свинцового электрода, погруженного в 0,01 М раствор PbCl_2 . На каком электроде идет процесс окисления, а на каком — восстановление?
4. По уравнению токообразующей реакции составьте схему гальванического элемента: $\text{Ni} + \text{CuSO}_4 = \text{NiSO}_4 + \text{Cu}$ Напишите уравнения анодного и катодного процессов. Рассчитайте стандартную ЭДС.

Раздел. Периодичность. Закономерности протекания химических реакций

Урок №1

Тема: Периодический закон и периодическая система

Информационный блок

Периодический закон — объективный закон природы. Он отражает материальность мира, его единство и развитие. Все элементы находятся во взаимном родстве. Свойства каждого из них подчиняются единому порядку.

Открытие закона показывает, что мир познаваем и нет предела процессу познания тайн природы. В свою очередь, периодический закон является в настоящее время важнейшим инструментом познания. Он в значительной степени определяет развитие химии, геологии и Астрономии, атомной и ядерной физики, химической технологии, металлургии, медицины и др.

В периодах слева направо происходит *ослабление металлических свойств, усиление неметаллических*. Кроме того, в этом направлении увеличиваются заряд ядра, число внешних электронов, электроотрицательность, окислительные свойства простых веществ, кислотный характер гидроксидов и соответствующих оксидов. Уменьшается радиус атомов, ослабевают восстановительные свойства простых веществ, основной характер гидроксидов и соответствующих оксидов.

В период становления науки химии ученые пытались привести в систему сведения об известных к тому времени нескольких десятков химических элементов. Эта проблема увлекла и Д. И. Менделеева. Он искал закономерности и взаимосвязи, которые бы охватывали все элементы, а не только часть из них. Менделеев считал важнейшей характеристикой элемента массу его атома. Проанализировав все известные к тому времени сведения о химических элементах и расположив их в порядке возрастания их атомных масс, в 1869 году он сформулировал периодический закон.

Формулировка закона: свойства химических элементов, простых веществ, а также состав и свойства соединений находятся в периодической зависимости от значения атомных масс.

| ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
|--|--|-------------------------------------|--|--|---------------------------------------|--|---------------------------------------|--|--|---------------------------------------|--|---|---|------------------------------------|-----|---------------------------------------|----|-------------------------------------|
| I | | | | | | | | | | VII | | | | | | VIII | | |
| II | | | | | | | | | | III | | | | | | IV | | |
| V | | | | | | | | | | VI | | | | | | (H) | | |
| 1 | H ¹ водород | | | | | | | | | | | 4,00 | He ² гелий | | | | | |
| 2 | Li ³ литий | Be ⁴ бериллий | 5 | B ⁵ бор | 6 | C ⁶ углерод | 7 | N ⁷ азот | 8 | O ⁸ кислород | 9 | F ⁹ фтор | 10 | Ne ¹⁰ неон | | | | |
| 3 | Na ¹¹ натрий | Mg ¹² магний | 13 | Al ¹³ алюминий | 14 | Si ¹⁴ кремний | 15 | P ¹⁵ фосфор | 16 | S ¹⁶ сера | 17 | Cl ¹⁷ хлор | 18 | Ar ¹⁸ аргон | | | | |
| 4 | K ¹⁹ калий | Ca ²⁰ кальций | 21 | Sc ²¹ скандий | 22 | Ti ²² титан | 23 | V ²³ ванадий | 24 | Cr ²⁴ хром | 25 | Mn ²⁵ марганец | 26 | Fe ²⁶ железо | 27 | Co ²⁷ кобальт | 28 | Ni ²⁸ никель |
| 5 | 29 | Cu ²⁹ медь | 30 | Zn ³⁰ цинк | 31 | Ga ³¹ галлий | 32 | Ge ³² германий | 33 | As ³³ мышьяк | 34 | Se ³⁴ селен | 35 | Br ³⁵ бром | 36 | Kr ³⁶ криптон | | |
| 6 | Rb ³⁷ рубидий | Sr ³⁸ стронций | 39 | Y ³⁹ иттрий | 40 | Zr ⁴⁰ цирконий | 41 | Nb ⁴¹ ниобий | 42 | Mo ⁴² молибден | 43 | Tc ⁴³ технеций | 44 | Ru ⁴⁴ рутений | 45 | Rh ⁴⁵ родий | 46 | Pd ⁴⁶ палладий |
| 7 | 47 | Ag ⁴⁷ серебро | 48 | Cd ⁴⁸ кадмий | 49 | In ⁴⁹ индий | 50 | Sn ⁵⁰ олово | 51 | Sb ⁵¹ сурьма | 52 | Te ⁵² теллур | 53 | I ⁵³ йод | 54 | Xe ⁵⁴ ксенон | | |
| 8 | Cs ⁵⁵ цезий | Ba ⁵⁶ барий | 57 | La ⁵⁷ лантан | 72 | Hf ⁷² гафний | 73 | Ta ⁷³ тантал | 74 | W ⁷⁴ вольфрам | 75 | Re ⁷⁵ рений | 76 | Os ⁷⁶ осмий | 77 | Ir ⁷⁷ иридий | 78 | Pt ⁷⁸ платина |
| 9 | 79 | Au ⁷⁹ золото | 80 | Hg ⁸⁰ ртуть | 81 | Tl ⁸¹ таллий | 82 | Pb ⁸² свинец | 83 | Bi ⁸³ висмут | 84 | Po ⁸⁴ полоний | 85 | At ⁸⁵ астат | 86 | Rn ⁸⁶ радон | | |
| 10 | Fr ⁸⁷ франций | Ra ⁸⁸ радий | 89 | Ac ⁸⁹ актиний | 104 | Ku ¹⁰⁴ курчатовий | 105 | Ns ¹⁰⁵ нильсборий | 106 | Sg ¹⁰⁶ сигборгий | 107 | Bh ¹⁰⁷ борий | 108 | Hs ¹⁰⁸ хассий | 109 | Mt ¹⁰⁹ мейтнерий | | |
| * ЛАНТАНОИДЫ | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| 58 | 59 | 60 | 61 | 62 | 63 | 64 | 65 | 66 | 67 | 68 | 69 | 70 | 71 | | | | | |
| 140,12 | Pr ⁵⁹ празеодим | Nd ⁶⁰ неодим | Pm ^[145] прометий | Sm ⁶² самарий | Eu ⁶³ европий | Gd ⁶⁴ гадолиний | Tb ⁶⁵ тербий | Dy ⁶⁶ диспрозий | Ho ⁶⁷ гольмий | Er ⁶⁸ эрбий | Tm ⁶⁹ тулий | Yb ⁷⁰ иттербий | Lu ⁷¹ лютеций | | | | | |
| ** АКТИНОИДЫ | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| 90 | 91 | 92 | 93 | 94 | 95 | 96 | 97 | 98 | 99 | 100 | 101 | 102 | 103 | | | | | |
| 232,04 | Ra ⁹¹ протактиний | U ⁹² уран | Np ⁹³ нептуний | Pu ^[244] плутоний | Am ^[243] амерций | Cm ^[247] куриум | Bk ^[247] берклий | Cf ^[251] калифорний | Es ^[254] эйнштейний | Fm ^[257] фермий | Md ^[258] менделевий | (No) ^[255] нобелий | (Lr) ^[256] лоуренсий | | | | | |

Рис.1. Периодическая система химических элементов

К моменту формулировки периодического закона еще не было известно строение атома и существования элементарных частиц. Также впоследствии было установлено, что от атомных масс свойства вещества не зависят, как это предполагал Менделеев. Хотя, не обладая этими сведениями, Д. И. Менделеев не сделал в своей таблице ни единой ошибки.

После открытия Мозли, который установил экспериментально, что заряд ядра атома совпадает с порядковым номером химического элемента, указанным Менделеевым в его таблице, в формулировку его закона внесли изменения.

Современная формулировка закона: свойства химических элементов, простых веществ, а также состав и свойства соединений находятся в периодической зависимости от значений зарядов ядер атомов.

Рассмотрим принятые в ней обозначения на примере рубидия (рис. 2).



Рис.2. Формулировка рубидий

В каждой ячейке, соответствующей элементу, представлены: химический символ, название, порядковый номер, соответствующий числу протонов в атоме, относительная атомная масса. Число электронов в атоме соответствует числу протонов. Количество нейтронов в атоме можно найти по разности между относительной атомной массой и количеством протонов, т. е. порядкового номера.

$N(n_0)$ - Количество нейтронов

A_r - относительная атомная масса

Z - порядковый номер элемента

Например, для изотопа хлора ^{35}Cl количество нейтронов равно: $35 - 17 = 18$

Составными частями периодической системы являются группы и периоды.

Периодическая система содержит восемь групп элементов. Каждая группа состоит из двух подгрупп: главной и побочной. Главные обозначены буквой а, а побочные – буквой б. Главная подгруппа содержит больше элементов, чем побочная. В главной подгруппе содержатся s- и p-элементы, в побочной – d-элементы.

Группа – столбец периодической системы, в котором объединены химические элементы, обладающие химическим сходством вследствие сходных электронных конфигураций валентного слоя. Это основополагающий принцип построения периодической системы.

Таблица – 1. Элементы первых двух групп

| Элемент | Конфигурация валентных электронов | Элемент | Конфигурация валентных электронов |
|---------|-----------------------------------|---------|-----------------------------------|
| H | 1s ¹ | | |
| Li | 2s ¹ | Be | 2s ² |
| Na | 3s ¹ | Mg | 3s ² |
| K | 4s ¹ | Ca | 4s ² |
| Rb | 5s ¹ | Sr | 5s ² |
| Cs | 6s ¹ | Ba | 6s ² |

Из таблицы видно, что элементы первой группы главной подгруппы имеют один валентный электрон. Элементы второй группы главной подгруппы имеют два валентных электрона.

В периодах слева направо происходит ослабление металлических свойств, усиление неметаллических. Кроме того, в этом направлении увеличиваются заряд ядра, число внешних электронов, электроотрицательность, окислительные свойства простых веществ, кислотный характер гидроксидов и соответствующих оксидов. Уменьшается радиус атомов, ослабевают восстановительные свойства простых веществ, основной характер гидроксидов и соответствующих оксидов.

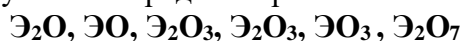
| Периоды | Г Р У П П ы | | | | | | | | | |
|---------|--------------------------|--------------------------|--------------------------|--------------------------|--------------------------|--------------------------|--------------------------|--------------------------|--------------------------|--------------------------|
| | I | II | III | IV | V | VI | VII | VIII | | |
| III | 11 Na +11 2 8 1 | 12 Mg +12 2 8 2 | 13 Al +13 2 8 3 | 14 Si +14 2 8 4 | 15 P +15 2 8 5 | 16 S +16 2 8 6 | 17 Cl +17 2 8 7 | 18 Ar +18 2 8 8 | | |
| IV | 19 K +19 2 8 8 1 | 20 Ca +20 2 8 8 2 | 21 Sc +21 2 9 8 2 | 22 Ti +22 2 10 8 2 | 23 V +23 2 11 8 2 | 24 Cr +24 2 12 8 2 | 25 Mn +25 2 13 8 2 | 26 Fe +26 2 14 8 2 | 27 Co +27 2 15 8 2 | 28 Ni +28 2 16 8 2 |
| | 29 Cu +29 2 18 8 2 | 30 Zn +30 2 18 8 2 | 31 Ga +31 2 18 8 3 | 32 Ge +32 2 18 8 4 | 33 As +33 2 18 8 5 | 34 Se +34 2 18 8 6 | 35 Br +35 2 18 8 7 | 36 Kr +36 2 18 8 8 | | |

Рис.3. Строение атомов элементов III и IV периодов

В группах сверху вниз усиливаются металлические свойства, ослабевают неметаллические.

Все элементы, кроме гелия, неона и аргона, образуют кислородные соединения; всего существует восемь форм кислородных соединений.

В периодической системе их часто изображают общими формулами, расположенными под каждой группой в порядке возрастания степени окисления элементов:



Э – элемент данной группы

Критерий оценивание:

1. Знает, какие закономерности существуют в периодической системе;
2. Понимает, как периодически изменяются свойства элементов;
3. Может прогнозировать, какими будут свойства элементов и их соединений;

Задания:

1. Как изменяются свойства гидроксидов элементов в периодах и группах с увеличением порядкового номера? Почему?
2. Какова современная формулировка Периодического закона? В чем причина периодической зависимости свойств элементов и образуемых ими соединений от заряда ядра атомов?
3. Из оксидов As_2O_3 , P_2O_5 , GeO_2 , SO_3 , Al_2O_3 , V_2O_5 выберите два оксида с наиболее выраженными кислотными свойствами. Укажите валентные электроны выбранных элементов.
4. Из оксидов BaO , K_2O , TiO_2 , CaO , Al_2O_3 , MgO , ZnO выберите два оксида с наиболее выраженными основными свойствами. Укажите валентные электроны выбранных элементов.

Урок №2

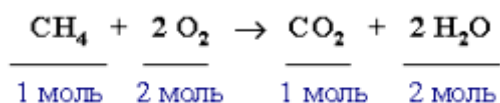
Тема: Закон сохранения массы веществ

Информационный блок

Закон сохранения массы. Масса веществ, вступающих в химическую реакцию, равна массе веществ, образующихся в результате реакции.

Закон сохранения массы является частным случаем общего закона природы – закона сохранения материи и энергии. На основании этого закона химические реакции можно отобразить с помощью химических уравнений, используя химические формулы веществ и стехиометрические коэффициенты, отражающие относительные количества (число молей) участвующих в реакции веществ.

Например, реакция горения метана записывается следующим образом:



Атомно-молекулярное учение этот закон объясняет следующим образом: в результате химических реакций атомы не исчезают и не возникают, а происходит их перегруппировка (т.е. химическое превращение- это процесс разрыва одних связей между атомами и образование других, в результате чего из молекул исходных веществ получаются молекулы продуктов реакции). Поскольку число атомов до и после реакции остается неизменным, то их общая масса также изменяться не должна. Под массой понимали величину, характеризующую количество материи.

Исходя из закона сохранения массы, можно составлять уравнения химических реакций и по ним производить расчеты. Он является основой количественного химического анализа.

Закон постоянства состава (Ж.Л. Пруст, 1801—1808гг.) — любое определенное химически чистое соединение независимо от способа его получения состоит из одних и тех же химических элементов, причем отношения их масс постоянны, а относительные числа их атомов выражаются целыми числами. Это один из основных законов химии.

Взгляды Ломоносова и Лавуазье были подтверждены современной наукой. В 1905 году А. Эйнштейн показал, что между массой тела (m) и его энергией (E) существует связь, выражаемая уравнением:

$$E=mc^2$$

где c – скорость света в вакууме.

Таким образом, закон сохранения массы дает материальную основу для составления уравнений химических реакций.

Масса атома обозначается символом m_a и может выражаться в единицах массы: килограммах или граммах.

Массы атомов малы. Так, масса атома водорода равна $m_a(\text{H})=1,67 \cdot 10^{-24}$ г, а масса атома углерода — $m_a(\text{C})=19,94 \cdot 10^{-24}$ г. Использовать такие числа неудобно, поэтому в химии применяется относительная атомная масса **A_r** .

Относительная атомная масса — это отношение массы атома к атомной единице массы.

В качестве атомной единицы массы (а. е. м.) выбрана 1/12 часть массы атома углерода. Эта единица обозначается буквой **u** (от английского «unit» — единица):

$$1u = 1,66 \cdot 10^{-24}_2,$$

$$A_r(X) = \frac{m_a(X)}{1u} = \frac{m_a(X)}{1,66 \cdot 10^{-24}_2}.$$

Относительная атомная масса – безразмерная величина, которая показывает, во сколько раз масса атома больше атомной единицы массы.

Относительные атомные массы химических элементов приведены в периодической таблице. В расчётах обычно используют их значения, округлённые до целых.

Пример:

в Периодической таблице приведено значение относительной атомной массы магния – 24,305. Округлённое значение – 24. Значение атомной массы углерода — 12,011, а её округлённое значение – 12.

Исключение – относительная атомная масса хлора: $A_r(\text{Cl})= 35,5$.

Значения относительных атомных масс некоторых элементов

| Элемент | <i>H</i> | <i>He</i> | <i>Li</i> | <i>C</i> | <i>N</i> | <i>O</i> | <i>F</i> | <i>Ne</i> | <i>Na</i> | <i>Mg</i> | <i>Al</i> | <i>P</i> | <i>S</i> | <i>Cl</i> | <i>Ar</i> | <i>Ca</i> | <i>Fe</i> | <i>Cu</i> | <i>Zn</i> |
|----------------------|----------|-----------|-----------|----------|----------|----------|----------|-----------|-----------|-----------|-----------|----------|----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|
| <i>A_r</i> | 1 | 4 | 7 | 12 | 14 | 16 | 19 | 20 | 23 | 24 | 27 | 31 | 32 | 35,5 | 40 | 40 | 56 | 64 | 65 |

Относительная молекулярная масса **Mr** – это отношение массы молекулы или формульной единицы к атомной единице массы.

$$M_r(X) = \frac{m_m(X)}{1u} = \frac{m_m(X)}{1,66 \cdot 10^{-24}_2},$$

где m_m – масса молекулы.

Относительная молекулярная масса показывает, во сколько раз масса молекулы или формульной единицы больше атомной единицы массы. Это тоже безразмерная величина. Она равна сумме относительных атомных масс всех химических элементов с учётом индексов в формуле вещества.

Пример:

Относительная молекулярная масса углекислого газа:

$$M_r(\text{CO}_2) = A_r(\text{C}) + A_r(\text{O}) \cdot 2 = 12 + 16 \cdot 2 = 44.$$

Относительная молекулярная масса фосфата натрия:

$$M_r(\text{Na}_3\text{PO}_4) = A_r(\text{Na}) \cdot 3 + A_r(\text{P}) + A_r(\text{O}) \cdot 4 = 23 \cdot 3 + 31 + 16 \cdot 4 = 164.$$

Относительная молекулярная масса сульфата алюминия:

$$M_r(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = A_r(\text{Al}) \cdot 2 + (A_r(\text{S}) + A_r(\text{O}) \cdot 4) \cdot 3 = 27 \cdot 2 + (32 + 4 \cdot 16) \cdot 3 = 342.$$

Молярная масса M — это отношение массы данной порции вещества к его химическому количеству.

$$M(X) = \frac{m(X)}{n(X)}.$$

Молярная масса численно равна массе **1 моль** вещества.

Вычисление количества вещества по его массе. Выразим из формулы молярной массы количество **n**:

$$n(X) = \frac{m(X)}{M(X)}$$

количество вещества можно вычислить, если его массу разделить на молярную массу.

Вычисление массы вещества по его количеству. Преобразуем формулу молярной массы и выразим из неё массу **m**:

$$m(X) = n(X) \cdot M(X)$$

масса вещества равна произведению его количества на молярную массу.

Критерий оценивание:

1. Производит расчеты по уравнениям химических реакций с участием металлов;
2. Объясняет физический смысл понятий "относительная атомная масса", "относительная молекулярная масса" и "молярная масса";
3. Проводит расчеты по уравнениям реакций «Расчет выхода продукта в процентах от теоретически возможного», вычисление массы продукта реакции по известной массе исходного вещества.

Задания:

Вычислите относительные молекулярные массы:

1. Оксида железа (III) Fe_2O_3 , гидроксида кальция $\text{Ca}(\text{OH})_2$,
2. Нитрата меди (II) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, глицерина $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$,
3. Оксида углерода (IV) CO_2 , азотной кислоты HNO_3 ,
4. Гидроксида алюминия $\text{Al}(\text{OH})_3$, карбоната калия K_2CO_3 .

Вычислите массовые доли элементов в соединении

5. В перманганате калия KMnO_4 .
6. В карбонате магния MgCO_3 .
7. В сульфиде железа FeS .
8. В бромиде железа FeBr_3 .
9. В состав химического вещества входят кальций (массовая доля 29,4%), сера (23,5%) и кислород (47,1%). Установите формулу этого вещества.
10. Массовая доля серы в соединении с кислородом равна 40%. Выведите формулу этого вещества.
11. В соединении калия, хлора и кислорода массовые доли элементов равны соответственно 31,8, 29,0, 39,2%. Установите формулу этого вещества.
12. Массовая доля магния в его соединении с кислородом равна 60%. Определите формулу этого соединения.

Урок №3

Тема: Практическая работа №1. Окислительно-восстановительные процессы

Информационный блок

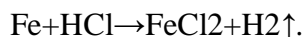
Окислительно-восстановительными реакциями называются химические реакции, которые протекают с изменением степеней окисления атомов химических элементов или ионов, образующих реагирующие вещества.

Общая схема окислительно-восстановительной реакции (ОВР) выглядит следующим образом:

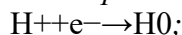


Происходят одновременно два процесса: окисление и восстановление.

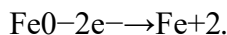
рассмотрим схему ОВР взаимодействия железа с соляной кислотой:



При этом катион водорода принимает электрон:



железо отдаёт электроны:



Таким образом, в данной реакции ион водорода является окислителем, сам при этом восстанавливается. Происходит процесс восстановления водорода до простого вещества. Степень окисления водорода понижается.

Железо является восстановителем, само при этом окисляется. Происходит окисление железа, его степень окисления повышается.

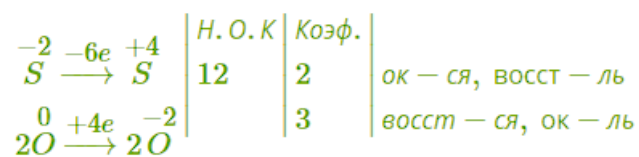
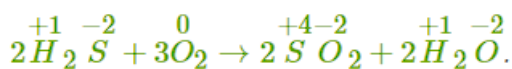
Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций (ОВР) с расстановкой коэффициентов простым подбором, как правило, затруднительно.

Для составления уравнений ОВР используют **метод электронного баланса**.

Метод основан на том, что в ОВР соблюдается правило: общее число электронов, отданных восстановителем, равно общему числу электронов, принятых окислителем. Чтобы составить уравнение ОВР методом электронного баланса, нужно:

- записать схему реакции;
- указать степени окисления и определить элементы, которые меняют степень окисления;
- составить уравнения процессов окисления и восстановления;
- уравнивать число присоединённых и отданных электронов, введя множители, используя наименьшее общее кратное;
- подставить найденные коэффициенты перед формулами веществ, содержащих эти частицы;
- расставить коэффициенты перед формулами остальных веществ методом подбора;
- проверить правильность расстановки коэффициентов.

При взаимодействии сероводорода с кислородом ион серы и кислород изменяют степени окисления; записываем уравнения процесса окисления серы и восстановления кислорода:



Наименьшее общее кратное (НОК) равно 12. Соответственно, коэффициент перед сероводородом - 2; перед кислородом - 3.

Правильность расстановки коэффициентов проверим по числу атомов кислорода. В левой и в правой частях уравнения содержится по 6 атомов кислорода.

При классификации химических реакций их можно разделить на две большие группы по признаку, происходят они с изменением степеней окисления (то есть окислительно-восстановительные) или без изменения степеней окисления.

Степень окисления простых веществ равна нулю.

В сложных веществах степень окисления принимает отрицательные или положительные значения.

К окислительно-восстановительным реакциям (ОВР) относятся все реакции замещения, разложения, соединения с участием простых и сложных веществ.

Для определения степени окисления атома в сложном веществе можно принять неизвестную степень окисления атома элемента за x и решить уравнение, используя то, что сумма всех степеней окисления в формуле равна нулю.

$$\begin{aligned} & \overset{+1}{\text{H}}\overset{+5}{\text{Cl}}\overset{-2}{\text{O}}_3 \\ & 1 + x + (-2) \cdot 3 = 0 \\ & x + 1 - 6 = 0 \\ & x = 5 \end{aligned}$$

Для этого запишем известные степени окисления водорода и кислорода, степень окисления хлора принимаем за x .

Решив уравнение, получаем искомую степень окисления хлора: +5.

Для того чтобы определить, является ли реакция окислительно-восстановительной, надо:

- указать степени окисления всех элементов в исходных веществах и продуктах реакции;
- сравнить степени окисления каждого элемента в исходных веществах и в продуктах.

Степенью окисления — условный заряд атома в соединении, если считать, что связь в нём ионная.

Степень окисления равна числу электронов, смещённых от атома или к атому. Если электроны смещаются от атома, то его степень окисления положительная. Положительная степень окисления у атома с меньшей *электроотрицательностью*.

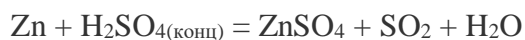
Если смещение электронов происходит к атому, то его степень окисления отрицательная.

Критерий оценивание:

1. Определяет степень окисления элементов по формулам веществ;
2. Составляет окислительные и восстановительные уравнения, используя метод электронного баланса;
3. Понимает, периодически изменяются свойства элементов и их соединений

Задания:

1. Почему азотистая кислота может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства? Составьте уравнения реакций HNO_2 : а) с бромной водой; б) с HI ; в) с KMnO_4 . Какую функцию выполняет азотистая кислота в этих реакциях?
2. Какие соединения и простые вещества могут проявлять только окислительные свойства? Выберите такие вещества из предложенного перечня: NH_3 , CO , SO_2 , K_2MnO_4 , Cl_2 , HNO_2 . Составьте уравнение электронного баланса, расставьте коэффициенты в уравнении реакции: $\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{S} = \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$.
3. Какие ОВР относятся к реакциям диспропорционирования? Расставьте коэффициенты в реакциях:
 - а) $\text{Cl}_2 + \text{KOH} = \text{KCl} + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
 - б) $\text{KClO}_3 = \text{KCl} + \text{KClO}_4$.
4. Определите методом электронного баланса коэффициенты в уравнениях окислительно-восстановительных реакций:



Урок №4

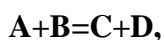
Тема: Скорость химической реакции

Информационный блок

Раздел химии, который изучает скорость и механизмы протекания химических реакций – химическая кинетика.

Скорость химической реакции – это изменение концентрации реагирующих веществ в единицу времени.

Для реакции, протекающей по уравнению



скорость реакции можно рассчитать по изменению концентрации одного из реагирующих веществ, например вещества А.

Если в момент времени τ_1 концентрация вещества А равна C_1 , а в момент времени τ_2 концентрация вещества А уменьшилась и стала равна C_2 , то скорость можно определить как изменение концентрации вещества А за промежуток времени.

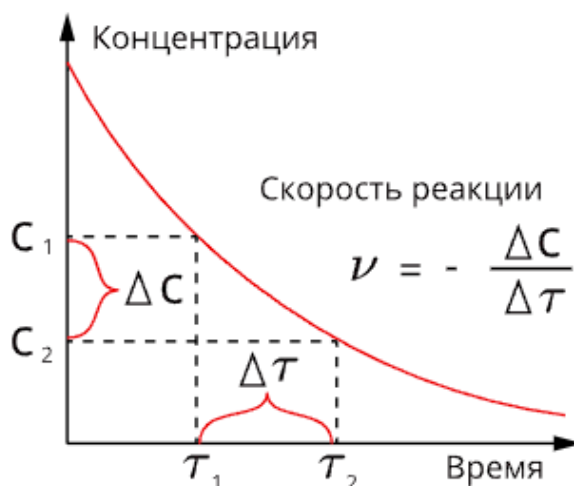


Рис.1. Скорость химической реакции

Скорость является положительной величиной, а концентрация реагирующих веществ уменьшается.

Поэтому в формуле скорости в общем виде используют знак плюс-минус.

$$\bar{\nu} = \frac{C_2 - C_1}{\tau_2 - \tau_1} = \pm \frac{\Delta C}{\Delta \tau}.$$

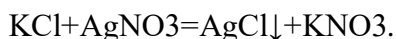
Скорость химической реакции зависит от:

- **природы** реагирующих веществ;
- **концентрации** реагирующих веществ;
- **температуры**;
- присутствия **катализатора**.

В водных растворах вещества с ионными и полярными ковалентными связями взаимодействуют с большой скоростью.

Это связано с тем, что в растворах они образуют ионы, которые легко взаимодействуют между собой.

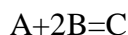
Пример:
нитрат серебра в водном растворе быстро реагирует с хлоридом калия, образуя в ходе реакции ионного обмена осадок хлорида серебра:



Вещества с неполярными и малополярными ковалентными связями взаимодействуют с различной скоростью в зависимости от их химической активности.

С увеличением концентрации реагирующих веществ происходит большее количество столкновений, приводящих к химическому взаимодействию частиц веществ между собой.

Пример:
для реакции



скорость можно выразить как произведение концентраций исходных веществ:

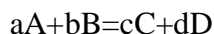
$$v = k[\text{A}] \cdot [\text{B}] \cdot [\text{B}] = k[\text{A}] \cdot [\text{B}]^2,$$

где k – коэффициент пропорциональности.

При этом концентрация каждого вещества в уравнении скорости реакции возводится в степень, равную коэффициенту перед формулой вещества в уравнении реакции.

Закон действия масс: скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ в степенях, равных коэффициентам перед формулами веществ в уравнении реакции.

Уравнение скорости реакции по закону действия масс для реакции



имеет вид:

$$v = k[\text{A}]^a \cdot [\text{B}]^b.$$

Коэффициент пропорциональности k называется **константой скорости**.

Он численно равен скорости реакции при концентрации реагирующих веществ 1 моль/л.

Кинетическое уравнение реакции — уравнение, устанавливающее зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. В кинетическое уравнение записывают концентрации только жидких (растворённых) и газообразных веществ, так как они участвуют в реакции по всему объёму смеси веществ (раствора).

Концентрации твёрдых веществ в кинетическое уравнение не записываются.

Их концентрация не учитывается, потому что реакция идёт только на их поверхности.

Однако для твёрдых веществ скорость реакции зависит от степени измельчения вещества, то есть от размеров поверхности, на которой идёт реакция.

Скорость большинства реакций возрастает с повышением температуры.

По **правилу Вант-Гоффа:** при повышении температуры на каждые 10 °С скорость большинства реакций увеличивается в 2–4 раза.

$$\frac{v_{t_2}}{v_{t_1}} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}},$$

где γ – температурный коэффициент, который показывает, во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры на 10 °С.

Увеличение скорости реакции при повышении температуры связано не только с возрастанием кинетической энергии и количеством столкновений частиц реагирующих веществ.

Если бы все сталкивающиеся частицы реагировали друг с другом, реакция была бы подобна взрыву!

Но часть столкновений не приводит к образованию новых веществ (а).

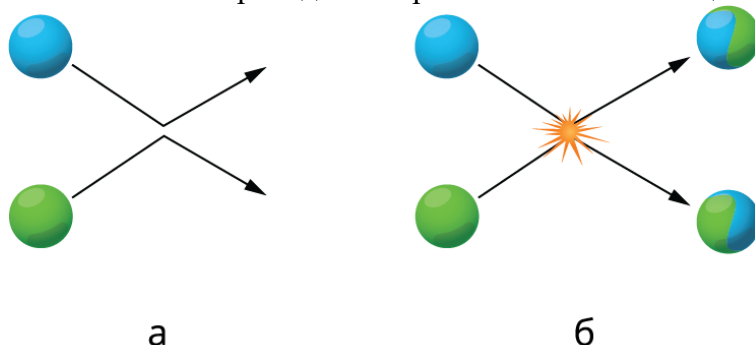


Рис. 2. Неактивное и активное столкновения частиц

Реакция происходит только в результате эффективных столкновений (б) частиц, имеющих избыточную энергию – **энергию активации**.

Этой энергии достаточно для разрыва или ослабления связей, что может привести к перестройке атомов в новые молекулы.

При повышении температуры доля активных молекул возрастает; увеличивается количество эффективных столкновений. Таким образом, скорость химической реакции растёт.

Катализаторы – вещества, которые ускоряют химическую реакцию.

При этом сами катализаторы не расходуются в ходе реакции.

Противоположны по действию катализаторам **ингибиторы** – вещества, которые замедляют химическую реакцию.

Явление изменения скорости реакции в присутствии катализаторов называется катализом.

Каталитические реакции – реакции, протекающие с участием катализаторов.

Механизм действия катализаторов связан с изменением пути суммарной реакции благодаря образованию промежуточных соединений с катализатором.

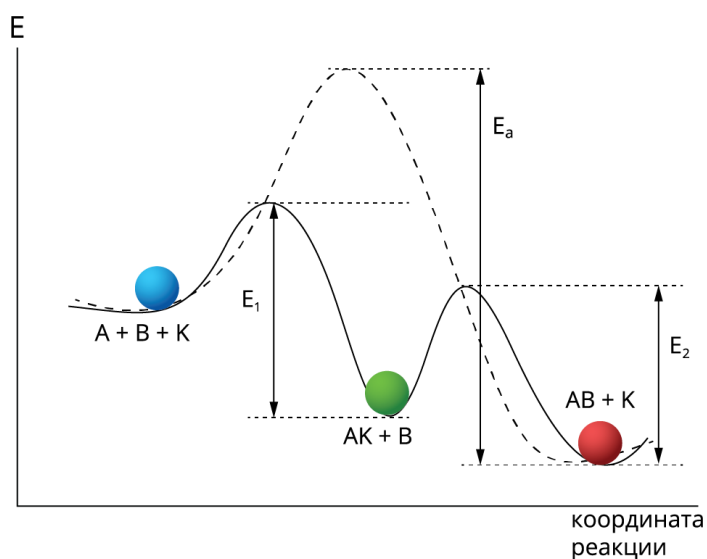


Рис. 3. Изменение энергии в ходе химической реакции

Промежуточные соединения имеют меньшую энергию активации, что значительно позволяет повысить скорость реакции.

Катализ может быть гомогенным и гетерогенным.

При **гомогенном катализе** реагирующие вещества и катализатор находятся в одинаковом агрегатном состоянии.

При **гетерогенном катализе** реагирующие вещества и катализатор находятся в разных агрегатных состояниях.

Катализ широко используется в промышленности и широко распространён в природе.

Важную роль в живых организмах играют ферменты, которые являются биологическими катализаторами. В отличие от неорганических катализаторов они имеют особую специфичность и действуют в более «мягких» условиях.

Критерий оценивание:

1. Формулирует понятие скорость химической реакции;
2. Производит расчеты средней скорости реакций;
3. Вычисляет скорость для гомогенных и гетерогенных химических реакций.

Задания:

Правило Вант Гоффа.

1. Как изменится скорость химической реакции при повышении температуры от 40° до 80° С, если температурный коэффициент равен 2?
2. Как изменится скорость химической реакции при понижении температуры от 40° до 20° С, если температурный коэффициент равен 4?
3. Реакция при 50 °С протекает за 2 мин 20 с. За какое время закончится эта реакция при температуре 70 °С, если температурный коэффициент равен 2?
4. Скорость реакции при охлаждении от 80° до 60 °С уменьшилась в 4 раза. Найти температурный коэффициент скорости реакции.
5. Как изменится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, при повышении температуры на 60 °С, если температурный коэффициент скорости данной реакции 2?
6. Напишите выражение для константы равновесия гомогенной системы:
 $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$. Как изменится скорость прямой реакции образования аммиака, если увеличить концентрацию водорода в три раза?

Урок №5

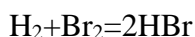
Тема: Влияние природы реагирующих веществ на скорость химической реакции

Информационный блок

Скорость химической реакции зависит от:

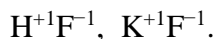
- **природы** реагирующих веществ;
- **концентрации** реагирующих веществ;
- **температуры**;
- присутствия **катализатора**.

Реакция взаимодействия водорода и брома даже при нагревании протекает медленно:

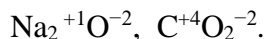


Атомы неметаллов имеют как положительные, так и отрицательные степени окисления.

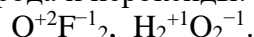
У самого электроотрицательного из неметаллов фтора степень окисления постоянная и равна -1 :



Кислород почти всегда имеет степень окисления -2 :



Исключения – фторид кислорода и пероксиды:



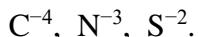
В большинстве соединений степень окисления водорода $+1$, но в соединениях с металлами она равна -1 :



У атомов остальных неметаллов **максимальное** значение степени окисления тоже равно номеру группы:



Минимальное значение степени окисления можно определить, если от номера группы отнять 8. Оно определяется числом электронов, которые необходимы атому до завершения внешнего электронного слоя:



Номенклатура бинарных соединений

Названия бинарных соединений составляют по определённым правилам.

Сначала записывают корень латинского названия элемента с отрицательной степенью окисления, и к нему добавляется суффикс *-ид*. Затем называют положительный элемент в родительном падеже:

Mg_3N_2 – нитрид магния;

KF – фторид калия.

Если у положительного элемента могут быть разные степени окисления, то в скобках римской цифрой указывают значение его степени окисления в данном веществе:

Cu_3P – фосфид меди(I);

Fe_2S_3 – сульфид железа(III).

Природа реагирующих веществ чем более активен металл, тем он быстрее окисляется (взаимодействует с кислородом воздуха) и более бурно взаимодействует с водой. Так, калий может самовоспламениться на воздухе, в то время как цинк при нормальных условиях окисляется чрезвычайно медленно. Калий реагирует с водой бурно даже при нормальных условиях (со взрывом), а цинк необходимо для этого нагреть. Аналогично, с соляной кислотой металлы реагируют с различными скоростями: чем активнее металл, тем выше скорость реакции.

Реакции протекают в направлении разрушения менее прочных связей и образования веществ с более прочными связями. Поэтому знание типа химических связей и строения молекул реагирующих веществ необходимо для того, чтобы предсказать, с какой скоростью будет протекать реакция.

Концентрация реагентов. Согласно теории столкновений, столкновения молекул реагирующих веществ с увеличением концентрации происходят чаще, поэтому скорость реакции возрастает. Чем выше концентрация реагентов, тем выше скорость реакции. Например, горение веществ в кислороде протекает быстрее, чем на воздухе, так как воздух содержит не, а С % кислорода по объёму. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ описывается законом действующих масс (К. Гульдберг, П.Вааге, 1867 г.).

Степень измельчённости реагирующих веществ

Для гетерогенных реакций справедлива зависимость: чем больше степень измельчённости реагирующих веществ, тем скорость реакции выше. Добиться измельчения веществ можно растиранием в порошок твёрдых веществ или распылением жидкостей. Так, реакция соляной кислоты с мраморной крошкой протекает быстрее, чем с кусочком мрамора.

Температура. Чем выше температура, тем реакция протекает быстрее. Например, оксид меди (Cu) очень медленно реагирует с разбавленной серной кислотой, а при нагревании скорость реакции заметно увеличивается, о чём свидетельствует растворение оксида меди(Cu) чёрного цвета в кислоте с образованием раствора голубого цвета.

Увеличение скорости реакции при повышении температуры объясняется тем, что происходит возрастание числа активных молекул, обладающих повышенной энергией и способных вступать в реакцию с разрывом и образованием химических связей.

Для приближённой оценки влияния изменения температуры реакции на скорость её протекания используют правило Вант-Гоффа.

Скорость химической реакции – изменение концентрации реагирующих веществ в единицу времени.

Скорость реакции зависит от природы реагирующих веществ, концентрации реагентов, площади соприкосновения реагирующих веществ, температуры, наличия катализатора.

Катализатор – вещество, участвующее в реакции и изменяющее её скорость, но остающееся неизменным после того, как химическая реакция закончилась.

Ферменты – катализаторы белковой природы.

Ингибиторы – вещества, позволяющие резко замедлить протекание нежелательных химических процессов (явление «отрицательного катализа»).

Скорость реакции возрастает при увеличении концентрации реагирующих веществ, повышении температуры, присутствия катализатора. В гетерогенных реакциях повышению скорости реакции способствует также увеличение поверхности соприкосновения реагирующих веществ.

Критерий оценивание:

1. Применяет закон действующих масс для химических реакций;
2. Производит расчеты, используя закон действующих масс;
3. Разъясняет влияние давления и температуры на скорость химической реакции.

Задания:

1. Вычислите, во сколько раз уменьшится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, если понизить температуру от 120 до 80 °С. Температурный коэффициент скорости реакции 3.
2. Вычислите, во сколько раз уменьшится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, если понизить температуру от 100 до 60 °С. Температурный коэффициент скорости реакции 2.
3. Вычислите, во сколько раз уменьшится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, если понизить температуру от 180 до 160 °С. Температурный коэффициент скорости реакции 2.
4. Вычислите, во сколько раз уменьшится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, если понизить температуру от 90 до 70°С. Температурный коэффициент скорости реакции 4.
5. Напишите выражение для константы равновесия гомогенной системы: $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$. Как изменится скорость прямой реакции образования аммиака, если увеличить концентрацию водорода в три раза?
6. Напишите выражение для константы равновесия гомогенной системы: $N_2 + O_2 = 2NO$. Как изменится скорость прямой реакции образования аммиака, если увеличить концентрацию водорода в три раза?

Урок №6**Тема: Исследование влияния различных факторов на скорость химической реакций**

Информационный блок

Совершённая работа равна изменению энергии, потраченной на совершение работы. Величину работы можно определить, вычитая из конечного значения энергии начальное значение энергии.

$$A = E_{\text{конеч.}} - E_{\text{нач.}}, \text{ или } A = \Delta E, \text{ где } A - \text{ работа (Дж); } E - \text{ энергия (Дж).}$$

Работу, как и энергию, измеряют в джоулях (Дж).

Если энергия тела увеличивается, тогда общая совершённая работа является положительной.

Пример:

Когда автомобиль начинает двигаться, его кинетическая энергия увеличивается. Значит, двигатель автомобиля совершает положительную работу.

Если энергия тела уменьшается, тогда общая совершённая работа является отрицательной.

Пример:

Когда автомобиль свободно катится по горизонтальной поверхности, его скорость и кинетическая энергия уменьшаются. Значит, сила сопротивления совершает отрицательную работу.

В физике рассматривают физическую работу, которая связана с перемещением тел.

Если при прямолинейном движении на тело действует неизменная сила, направленная в сторону движения тела, тогда работа, произведённая приложенной силой, равна произведению величины силы на величину проделанного перемещения.

Если к телу приложена сила под вертикальным углом к направлению движения тела, как это показано на рисунке, тогда величина совершённой работы зависит от:

- 1) величины приложенной силы (F), которая совершает работу;
- 2) расстояния (l), на которое перемещается тело;
- 3) угла α между направлением действия силы и направлением движения тела.

Работа определяется по формуле: $A = F \cdot l \cdot \cos \alpha$.

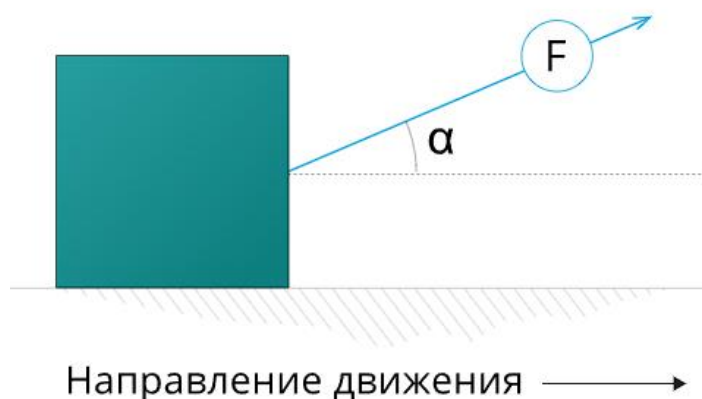


Рис. 1. Под углом

Если сила направлена параллельно направлению перемещения, тогда угол $\alpha = 0$, а косинус угла α равен 1. В этом случае формула упрощается: $A = F \cdot l$.

Если проделанный путь является прямолинейным, тогда вместо пути l можно использовать перемещение (s).

В этом случае формула для расчёта работы приобретает такой вид: $A = F \cdot s$.

На трёх рисунках изображены случаи, когда направление силы и направление движения тела совпадают.

Действие силы и направление движения тела направлены горизонтально. Например, автомобиль едет по прямому пути, и сила тяги автомобиля приложена в том же направлении.

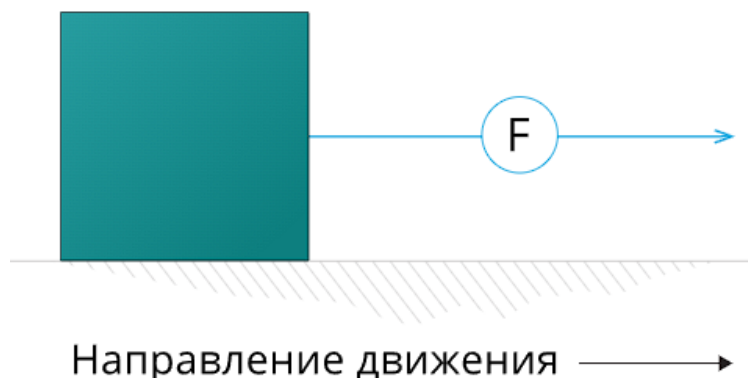


Рис. 2. Параллельно

2) Действие силы и направление движения тела направлены под одинаковым углом наклона по отношению к горизонту. Например, автомобиль едет в гору.

Энергию, которой обладают только движущиеся тела, называют кинетической энергией.

Если тело находится в состоянии покоя, его кинетическая энергия равна нулю.

Кинетическая энергия тела ($E_{кин}$) зависит от массы тела (m) и от скорости его движения (v).

Кинетическая энергия прямо пропорциональна массе тела и квадрату его скорости.

Определяют кинетическую энергию по формуле:

$$E_{кин} = \frac{m \cdot v^2}{2}.$$

Чтобы рассчитать массу или скорость, формулу преобразуют следующим образом:

$$m = \frac{2 \cdot E_{кин}}{v^2} \text{ и } v = \sqrt{\frac{2 \cdot E_{кин}}{m}}.$$

С увеличением массы тела в линейной зависимости увеличивается также и его кинетическая энергия.

Если масса увеличивается в 2 раза, тогда кинетическая энергия увеличивается также в 2 раза.

Зависимость кинетической энергии от массы можно отобразить на данном графике, если принять скорость тела постоянной и равной $2m/c$.

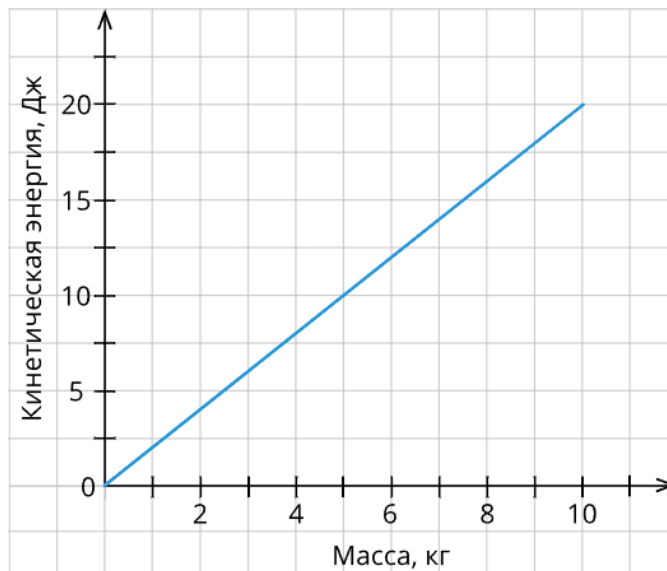


Рис. 1. График, зависимость кинетической энергии от массы

С увеличением скорости движения тела увеличивается также и его кинетическая энергия в квадратичной зависимости.

Если скорость увеличивается в 2 раза, тогда кинетическая энергия увеличивается в 4 раза.

Зависимость кинетической энергии от скорости движения можно отобразить на данном графике, если принять массу тела постоянной и равной 2кг.

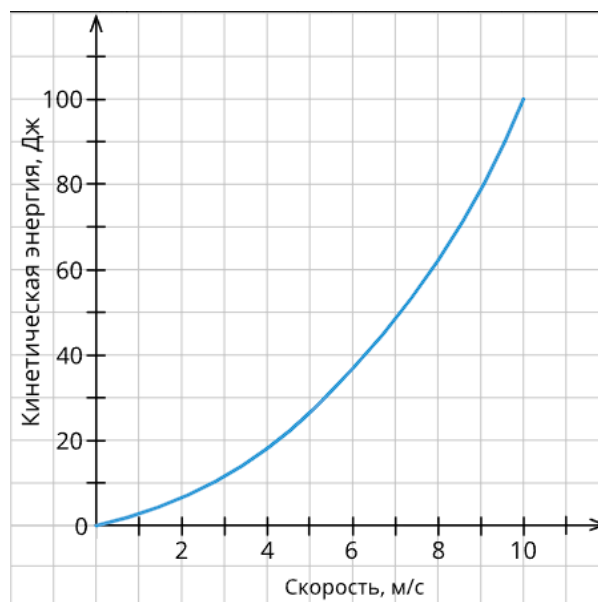


Рис. 2. График, зависимость кинетической энергии от скорости движения

Пример:

Автомобиль, масса которого 1400кг, из состояния покоя развивает скорость до значения 5м/с.

Какова кинетическая энергия автомобиля на конечном этапе движения?

$$E_{\text{кин}} = \frac{m \cdot v^2}{2} = \frac{1400 \cdot 5^2}{2} = 17500 \text{ Дж.}$$

Потенциальная энергия упруго растянутой пружины прямо пропорциональна коэффициенту жёсткости пружины (k) и квадрату величины абсолютной деформации пружины Δx .

Определяют потенциальную энергию упруго растянутой пружины по формуле:

$$E_{\text{пот}} = \frac{k \cdot \Delta x^2}{2}.$$

Если на движение тела не оказывают влияния внешние силы, например, нет взаимодействия с другими телами, нет силы трения или силы сопротивления движению, тогда полная механическая энергия тела остаётся неизменной во времени.

$$E_{\text{пот}} + E_{\text{кин}} = \text{const}$$

Закон Гесса представляет собой частный случай закона сохранения энергии:

Тепловой эффект реакции не зависит от промежуточных стадий процесса, а только от начального и конечного состояния веществ.

Говоря другими словами, согласно закона Гесса, тепловой эффект реакции не зависит от пути превращения исходных веществ в продукты реакции.

Из закона Гесса вытекает два важных следствия:

Теплота образования вещества ($\Delta H^\circ_{\text{обр}}$) равна тепловому эффекту химической реакции образования 1 моля вещества из устойчивых при н.у. простых веществ.

Теплота сгорания вещества ($\Delta H^\circ_{\text{сгор}}$), содержащего С, Н, N, О, равна тепловому эффекту реакции сгорания 1 моля этого вещества при достаточном кол-ве кислорода с образованием CO_2 , $\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$, N_2 .

Исходя из первого следствия закона Гесса, тепловой эффект любой реакции может быть рассчитан по теплотам образования веществ, участвующих в этой реакции.

Тепловой эффект реакции равен разности суммы теплот образования продуктов реакции и суммы теплот образования исходных продуктов

Критерии оценивание:

1. Объясняет физический смысл закона Гесса;
2. Использует закон Гесса для расчета изменения энтальпии химических реакций;
3. Характеризует энтропию как меру беспорядка в системе;
4. Вычисляет энтропию по справочным данным.

Задания:

1. При установлении равновесия $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{т}) + 3\text{CO}(\text{г}) = 2\text{Fe}(\text{т}) + 3\text{CO}_2(\text{г})$ концентрация $[\text{CO}] = 1$ моль/л и $[\text{CO}_2] = 2$ моль/л. Вычислите исходную концентрацию $[\text{CO}]_{\text{исх}}$, если начальная концентрация CO_2 равна нулю.
2. Температурный коэффициент реакции равен 2,5. Как изменится ее скорость при охлаждении реакционной смеси от изменения температуры от 50°C до 30°C ?
3. Рассчитайте скорость реакции между растворами хлорида калия и нитрата серебра, концентрации которых составляют соответственно 0,2 и 0,3 моль/л, а $k = 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ л} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{с}^{-1}$
4. Как следует изменить концентрацию кислорода, чтобы скорость гомогенной элементарной реакции: $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightarrow 2\text{NO}_2(\text{г})$ не изменилась при уменьшении концентрации оксида азота (II) в 2 раза?

Раздел. Периодичность. Закономерности протекания химических реакций

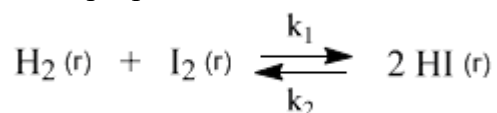
Урок №1

Тема: Химическое равновесие

Информационный блок

Химическое равновесие. Принцип Ле Шателье.

Химические реакции, которые протекают со сравнимыми скоростями в обоих направлениях, называются обратимыми. В таких реакциях образуются равновесные смеси реагентов и продуктов, состав которых далее уже не меняется со временем. Например, при нагревании происходят следующие превращения:



У этой равновесной системы есть замечательное свойство: ее состав не зависит от способа получения. Можно нагревать смесь газообразных водорода и йода, а можно взять для опыта чистый HI – результат будет одним и тем же: образуется равновесная смесь трех веществ (H_2 , I_2 , HI) одного и того же состава. Для внешнего наблюдателя в такой системе химические превращения не происходят, но на самом деле здесь постоянно идут прямая и обратная реакции. Рассмотрим эту систему с точки зрения химической кинетики.

Допустим, для опыта взяли газообразные водород и йод. В первый момент времени еще нет HI, поэтому идет только прямая реакция, скорость которой ($v_{\text{пр}}$) выражается кинетическим уравнением:

$$v_{\text{пр}} = k_1[\text{H}_2][\text{I}_2]$$

Здесь k_1 – константа скорости прямой реакции. Постепенно в смеси накапливается продукт реакции HI. Но в этих же условиях йодистый водород с заметной скоростью разлагается на исходные вещества: H_2 и I_2 . В данном конкретном случае кинетические уравнения соответствуют химическим уравнениям прямого и обратного процессов. Скорость обратной реакции ($v_{\text{обр}}$) выражается кинетическим уравнением с константой скорости k_2 :

$$v_{\text{обр}} = k_2[\text{HI}]^2$$

Когда йодистого водорода образуется уже достаточно много (т.е. когда его концентрация достигнет определенной величины), скорости прямой и обратной реакции выравниваются:

$$v_{\text{пр}} = v_{\text{обр}}$$

В этом случае говорят, что наступило химическое равновесие. Количество содержащихся в равновесной системе веществ H_2 , I_2 и HI теперь не меняется со временем, если нет внешних воздействий на систему.

Химическим равновесием называется такое состояние химической системы, при котором количества исходных веществ и продуктов не меняются со временем.

Химическое равновесие носит динамический характер. Например, в приведенной реакции HI постоянно образуется и расходуется. Если добавить в такую равновесную смесь радиоактивный йод-131, то он быстро распределяется между молекулами I_2 и HI. Это говорит о постоянном переходе атомов йода из исходного вещества в продукт реакции и обратно.

Можно ли изменить состояние химического равновесия? Иными словами – можно ли сдвинуть равновесие в сторону образования продуктов или в сторону образования исходных веществ?

Ответ на этот вопрос подсказывают кинетические уравнения прямой и обратной реакций. Если добавлять в равновесную систему извне «лишний» водород, то возрастет величина молярной концентрации $[H_2]$ в кинетическом уравнении прямой реакции. Следовательно, увеличится скорость прямой реакции $v_{пр}$, а скорость обратной реакции $v_{обр}$ останется неизменной. В итоге израсходуется какая-то часть добавленного водорода, а равновесие сместится вправо, т.е. в сторону образования продукта реакции. Такой же эффект даст и введение в систему дополнительных порций I_2 .

Напротив, добавление HI приведет к сдвигу равновесия влево. Это подтверждает кинетическое уравнение обратной реакции ($v_{обр}$): она получит преимущество, поскольку возрастет величина $[HI]^2$.

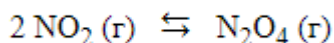
Мы можем заметить важную закономерность: при попытке воздействовать на равновесную систему она «сопротивляется» такому воздействию. Действительно, добавление в равновесную систему H_2 или I_2 приводит к увеличению их расходования в прямой реакции. В итоге H_2 или I_2 в системе окажется меньше, чем было добавлено, зато возрастет количество HI . Наоборот, добавление HI приводит к более быстрому его расходованию в обратной реакции. Такая способность равновесных систем «сопротивляться» внешним воздействиям носит общий характер и известна под названием принципа Ле Шателье:

Если на равновесную систему воздействовать извне, изменяя какой-нибудь из факторов, определяющих положение равновесия, то в системе усилится то направление процесса, которое ослабляет это воздействие.

Анри Луи Ле Шателье (1850-1936) – французский физикохимик, Президент Французского химического общества, член многих академий, в том числе Петербургской АН. Был почетным членом и АН СССР. Независимо от немецкого химика Ф. Габера в 1901 г. нашел условия синтеза аммиака (см. ниже).

В некоторых учебных пособиях формулировку принципа Ле Шателье упрощают: равновесная система, на которую оказывают воздействие, смещает равновесие так, чтобы уменьшить влияние этого воздействия. На самом деле не всякое воздействие может приводить к смещению равновесия, а только определяющее. Например, рассмотрим ту же реакцию между H_2 и I_2 . Давление в данной конкретной системе не является определяющим фактором, поскольку в прямой и обратной реакциях образуется одинаковое количество молекул газа. В итоге ни одна из реакций не получает преимущества при изменении концентраций газов и положение равновесия не меняется. Таким образом, для смещения равновесия надо изменять только те параметры, которые являются для данной реакции определяющими. В рассмотренном случае давление не является таким фактором.

Приведем пример реакции, в которой важным для положения равновесия фактором является давление. Она тоже происходит в газовой фазе:



При комнатной температуре NO_2 – темно-коричневый газ (часто его называют «бурый» газом). Продукт его димеризации N_2O_4 бесцветен. Оба газа при обычных условиях присутствуют в смеси, т.е. находятся в химическом равновесии. Если увеличивать в такой равновесной химической системе давление, то равновесие сдвигается вправо – в сторону образования N_2O_4 . Дело в том, что при одновременном увеличении концентрации $[NO_2]$ и $[N_2O_4]$ преимущество получает прямая реакция. В ее кинетическое уравнение концентрация $[NO_2]$ входит в квадрате:

$$v_{\text{пр}} = k_1[\text{NO}_2]^2; \quad v_{\text{обр}} = k_2[\text{N}_2\text{O}_4]$$

Происходящий при этом сдвиг равновесия вправо можно наблюдать экспериментально: при сжатии смеси газов она светлеет, поскольку уменьшается концентрация окрашенного NO_2 и возрастает концентрация бесцветного N_2O_4 (рис. 9-13).

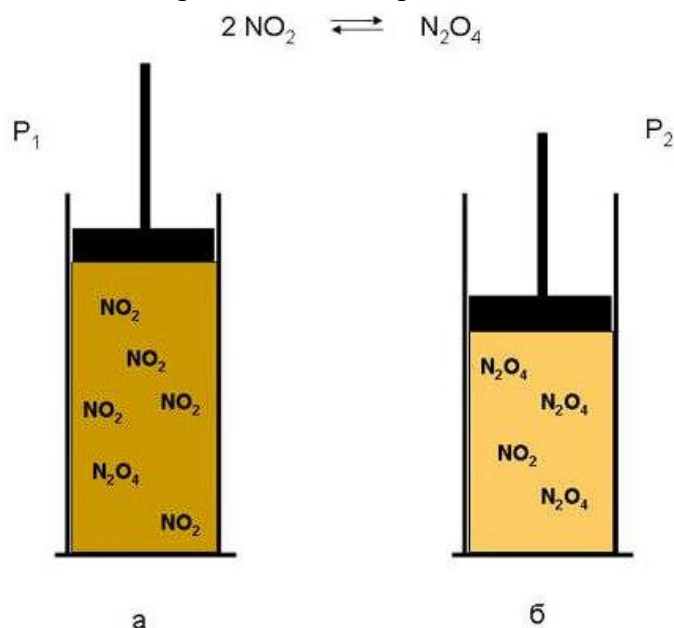
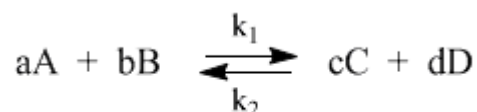


Рис.1. При увеличении давления ($P_2 > P_1$) общее количество молекул в равновесной смеси уменьшается – система «сопротивляется» повышению давления: а) в системе больше молекул NO_2 (смесь интенсивно окрашена); б) после увеличения давления молекул NO_2 становится меньше (окраска ослабевает).

Но на равновесные реакции в растворах изменение давления не оказывает заметного влияния, если только в реакции не выделяется какой-нибудь газ. Дело в том, что жидкости почти не сжимаются под давлением, и концентрации растворенных в них реагирующих веществ практически не изменяются (если это не газообразные реагирующие вещества).

С помощью кинетических уравнений прямой и обратной реакций можно вывести закон действующих масс для химического равновесия. Пусть происходит обратимая реакция:



Здесь a, b, c, d – коэффициенты перед веществами в химических уравнениях прямой и обратной реакций. В этом случае можно записать кинетические уравнения:

$$v_{\text{пр}} = k_1[\text{A}]^a[\text{B}]^b; \quad v_{\text{обр}} = k_2[\text{C}]^c[\text{D}]^d$$

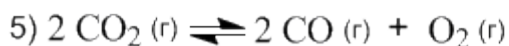
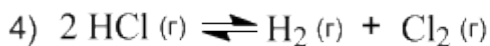
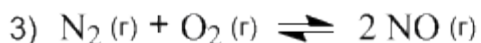
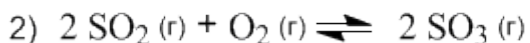
Принцип Ле Шателье позволяет качественно подобрать условия, наиболее подходящие для сдвига равновесия вправо, т.е. в сторону максимально возможного содержания аммиака в равновесной смеси. Это имеет большое практическое значение – ведь чем больше равновесие сдвинуто вправо, тем больше аммиака можно получать в промышленной установке.

Критерий оценивание:

1. Объясняет принцип Ле-Шателье-Брауна;
2. Поясняет влияние изменения температуры, концентрации и давления на химическое равновесие;
3. Составляет выражения константы равновесия;

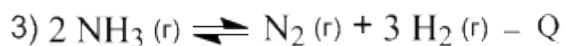
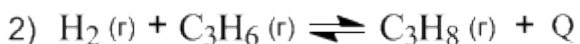
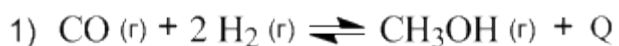
Задания:

1. В каких реакциях изменение давления окажет влияние на смещение равновесия?



2. В какой из реакций предыдущей задачи повышение давления приводит к сдвигу равновесия влево?

3. В какой из четырех реакций равновесие больше всего сместится вправо при одновременном повышении температуры и понижении давления



Урок №2

Тема: Теории кислот и оснований

Информационный блок

В настоящее время не существует однозначного определения понятий кислоты и основания, которое в равной степени можно было бы использовать для характеристики кислотно-основных взаимодействий в любых растворителях. Трактровка кислотно-основных свойств соединений производится с позиций трех основных теории: теории Аррениуса, Брэнстеда - Лоури, Льюиса.

Теория Аррениуса. Согласно теории Аррениуса, кислотой считается соединение, при электролитической диссоциации которого образуются катионы водорода, а основанием считается соединение, в результате диссоциации которого образуется гидроксиди он. Амфолитом (амфотерным гидроксидом) называют электролит, диссоциирующий в растворе с образованием как катионов водорода, так и гидроксидионов. Камфолитам относят гидроксиды цинка, алюминия, хрома и других амфотерных элементов, а также аминокислоты, белки, нуклеиновые кислоты.

Таким образом, свойства кислот обусловлены наличием в их растворах водорода, а свойства оснований - присутствием в их растворах гидроксид-ионов

Однако такой взгляд на кислоты и основания применим только для водных растворов.

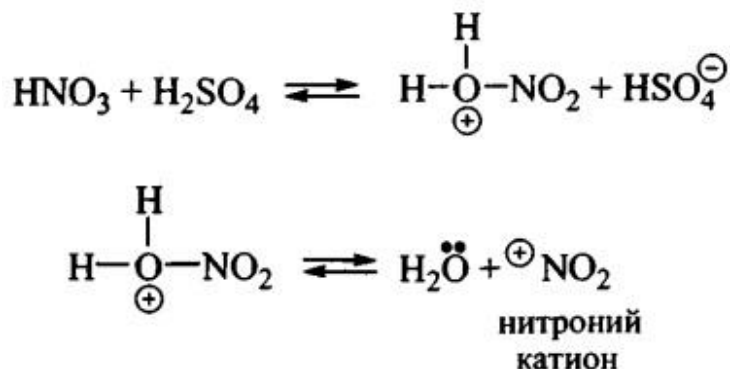
Протонная теория кислот и оснований. Теория Брэнстеда — Лоури.

В 1923 г. И. Брэнстед и Т. Лоури разработали протонную теорию кислот и оснований. **Согласно этой теории:**

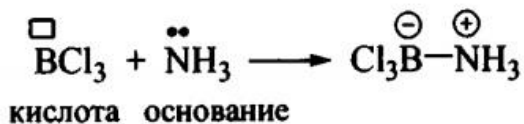
- **кислотой** называют любое вещество, молекулярные частицы которого (в том числе ионы) способны отдавать протон, т. е. быть **донором протонов**;

- **основанием** называют вещество, молекулярные частицы которого (в том числе и ионы) способны присоединять протоны, т. е. быть **акцептором, протонов**.

Теория Бренстеда – Лоури не в состоянии объяснить некоторые реакции. Например, в реакциях во второй стадии функцию кислоты вместо протона выполняет нитроний катион.



Согласно теории Льюиса (1926 г.) понятие кислоты иное, чем в теории Бренстеда-Лоури. По Льюису кислоты являются акцепторами пары электронов за счет своей вакантной орбитали, а основания - это доноры электронной пары. Таким образом, протон становится одной из кислот в ряду других. Типичные кислоты Льюиса - галогениды металлов (AlCl_3 , ZnCl_2 и др.), катионы (Ag^+ , R^+ и др.), оксиды (SO_3 , Na_2O , Al_2O_3 и др.):



Если принять во внимание теперь, что электрофилы являются кислотами Льюиса, а нуклеофилы - основаниями Льюиса, понятно, что все реакции ионного типа можно рассматривать как кислотно-основные взаимодействия. В случае обратимых реакций равновесие смещается в сторону образования более слабых кислот и оснований. Прогнозирование продуктов реакций ионного типа связывается, таким образом, во многом с умением определить сравнительную силу кислот и оснований. Поскольку количественные данные о силе кислот и оснований весьма ограничены, зачастую качественное сравнение силы кислот и оснований осуществляют с помощью теории электронных эффектов и других теорий.

Критерий оценивания:

1. Различает кислоты и основания;
2. Формулирует теорию Аррениуса, Льюиса, теорию Брэнстада-Лоури;
3. Различает электролиты и неэлектролиты.

Задания:

1. Каково значение электролитов для физиологических и биохимических процессов в живых организмах?
2. Навеску натрия массой 2,3 г опустили в химический стакан, в котором находилось 100 г воды. Вычислите массу образовавшейся щелочи и ее массовую долю в растворе.
4. Кубик из кальция, ребро которого имеет длину 1 см, растворили в 500 г воды. Вычислите молярную концентрацию гидроксида кальция в образовавшемся растворе, если плотность кальция составляет 1,54 г/см³.
5. Рассчитайте массу гидроксида кальция, который можно нейтрализовать с помощью 30 г раствора азотной кислоты, в которой доля HNO₃, равна 20%.
6. При пропускании избытка аммиака через раствор массой 600 г с массовой долей азотной кислоты 42% получили нитрат аммония массой 300 г. Определите массовую долю выхода нитрата аммония.
7. Окислением пропанола-1 массой 7,2 г получена пропионовая кислота, на нейтрализацию которой затрачен раствор гидроксида натрия объемом 16,4 мл (массовая доля NaOH 20%, ρ - 1,22 г/мл). Определите массовую долю выхода кислоты.

Урок №3

Тема: Ионные равновесия в растворах электролитов

Информационный блок

Диссоциация воды **pH растворов.**

Диссоциация воды протекает по схеме:



Константу диссоциации можно выразить как

$$K_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{a_{\text{H}^+} \cdot a_{\text{OH}^-}}{a_{\text{H}_2\text{O}}}$$

Т.к. степень диссоциации воды очень мала, то $a_{\text{H}_2\text{O}}$ можно считать постоянной и ввести ее в значение константы диссоциации :

$$K_{\text{H}_2\text{O}} \cdot a_{\text{H}_2\text{O}} = K_w = a_{\text{H}^+} \cdot a_{\text{OH}^-}$$

При $T = \text{const}$ $K_w = \text{const}$ и не зависит от концентрации ионов H^+ и OH^- ; K_w называется *ионным произведением воды*. При 25°C $K_w = 10^{-14}$.

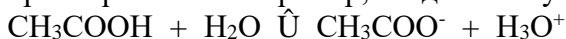
В нейтральном растворе $a_{\text{H}^+} = a_{\text{OH}^-} = \sqrt{K_w} = 10^{-7}$ моль/л.

$\text{pH} = -\lg [a_{\text{H}^+}]$ - *водородный показатель*, введенный Зеренсеном (1909). $\text{pH} = 7$ отвечает нейтральному раствору только при 25°C . K_w очень сильно зависит от T (увеличивается в 100 раз в интервале $20-100^\circ\text{C}$), т.е. с ростом T концентрация образующихся ионов H^+ и OH^- будет увеличиваться, и при $t > 25^\circ\text{C}$ $\text{pH} = 7$ будет соответствовать кислому раствору, а при $t < 25^\circ\text{C}$ - щелочному.

Кислые растворы - такие, в которых $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$; щелочные - $[\text{OH}^-] > [\text{H}^+]$. Т.к. мерой кислотности служит $[\text{H}^+]$, то в ряду кислот более сильной будет та, у которой при одинаковой аналитической концентрации $[\text{H}^+]$ выше (т.е. больше степень диссоциации).

Следует помнить, что величины концентраций ионов H^+ в выражении для pH можно использовать взамен активностей только в случае достаточно разбавленных растворов.

Диссоциация слабых электролитов. При диссоциации слабых электролитов устанавливается равновесие между недиссоциированными молекулами и ионами. Рассмотрим простейший пример, когда молекула распадается только на два иона :



На основании закона действующих масс напишем выражение для константы равновесия K_a :

$$K_a = \frac{a_{\text{CH}_3\text{COO}^-} \cdot a_{\text{H}_3\text{O}^+}}{a_{\text{CH}_3\text{COOH}} \cdot a_{\text{H}_2\text{O}}}$$

Активность растворителя (воды) в разбавленных растворах можно считать постоянной:

$$K_a \times a_{\text{H}_2\text{O}} = K_d = \frac{a_{\text{CH}_3\text{COO}^-} \cdot a_{\text{H}_3\text{O}^+}}{a_{\text{CH}_3\text{COOH}}}$$

Величина K_d называется *термодинамической константой диссоциации* (или просто константой диссоциации).

K_a зависит от T , но не зависит от концентрации растворенного вещества.

Заменяя активности произведениями аналитических концентраций на соответствующие коэффициенты активности, получим, например, пользуясь моляльностью:

$$K_{\delta} = \frac{m_{\text{CH}_3\text{COO}^-} \cdot m_{\text{H}_3\text{O}^+}}{m_{\text{CH}_3\text{COOH}}} \times \frac{\gamma'_{\text{CH}_3\text{COO}^-} \cdot \gamma'_{\text{H}_3\text{O}^+}}{\gamma'_{\text{CH}_3\text{COOH}}} = K_m \times \frac{\gamma'_{\text{CH}_3\text{COO}^-} \cdot \gamma'_{\text{H}_3\text{O}^+}}{\gamma'_{\text{CH}_3\text{COOH}}}$$

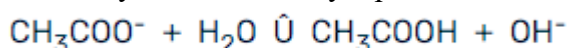
Можно выразить K_{δ} через молярность c и соответствующие коэффициенты активности:

$$K_{\delta} = \frac{c_{\text{CH}_3\text{COO}^-} \cdot c_{\text{H}_3\text{O}^+}}{c_{\text{CH}_3\text{COOH}}} \times \frac{f_{\text{CH}_3\text{COO}^-} \cdot f_{\text{H}_3\text{O}^+}}{f_{\text{CH}_3\text{COOH}}} = K_c \times \frac{f_{\text{CH}_3\text{COO}^-} \cdot f_{\text{H}_3\text{O}^+}}{f_{\text{CH}_3\text{COOH}}}$$

K_c - классическая константа диссоциации.

Для точных расчетов ионных равновесий необходимо пользоваться термодинамической константой диссоциации K_{δ} . Коэффициенты активности можно рассчитать по уравнениям Дебая-Гюккеля.

Гидролиз солей. Гидролизом называется обменная реакция вещества с водой. В результате гидролиза солей сильных кислот и слабых оснований (NH_4Cl) или слабых кислот и сильных оснований (CH_3COONa) образуются слабодиссоциированные кислоты или основания, что приводит к нарушению равенства концентраций ионов H^+ и OH^- в растворе и раствор приобретает кислую или щелочную реакцию.



$$K_a = \frac{a_{\text{CH}_3\text{COOH}} \cdot a_{\text{OH}^-}}{a_{\text{CH}_3\text{COO}^-} \cdot a_{\text{H}_2\text{O}}}$$

В разбавленных растворах $a_{\text{H}_2\text{O}}$ можно считать постоянной:

$$K_a \times a_{\text{H}_2\text{O}} = K_2 = \frac{a_{\text{CH}_3\text{COOH}} \cdot a_{\text{OH}^-}}{a_{\text{CH}_3\text{COO}^-}}$$

K_2 - константа гидролиза.

Константа диссоциации уксусной кислоты:

$$K_{\delta,к} = \frac{a_{\text{CH}_3\text{COO}^-} \cdot a_{\text{H}_3\text{O}^+}}{a_{\text{CH}_3\text{COOH}}}; \quad a_{\text{CH}_3\text{COOH}} = \frac{a_{\text{CH}_3\text{COO}^-} \cdot a_{\text{H}_3\text{O}^+}}{K_{\delta,к}}$$

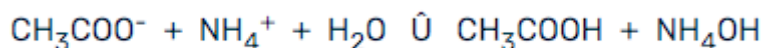
После подстановки (учитывая, что $a_{\text{OH}^-} \cdot a_{\text{H}_3\text{O}^+} = K_w$):

$$K_2 = K_w / K_{\delta,к}$$

Аналогично для соли сильной кислоты и слабого основания (NH_4Cl) можно получить:

$$K_2 = K_w / K_{\delta,о}$$

Для соли слабой кислоты и слабого основания:



$$K_2 = \frac{a_{\text{CH}_3\text{COOH}} \cdot a_{\text{NH}_4\text{OH}}}{a_{\text{CH}_3\text{COO}^-} \cdot a_{\text{NH}_4^+}}$$

$$a_{\text{CH}_3\text{COOH}} = \frac{a_{\text{CH}_3\text{COO}^-} \cdot a_{\text{H}_3\text{O}^+}}{K_{\delta,к}}; \quad a_{\text{NH}_4\text{OH}} = \frac{a_{\text{NH}_4^+} \cdot a_{\text{OH}^-}}{K_{\delta,о}}$$

$$K_z = \frac{a_{OH^-} \cdot a_{H_3O^+}}{K_{d,K} \times K_{d,O}} = K_w / K_{d,K} \times K_{d,O}$$

Т.о., константы гидролиза солей можно рассчитать, зная константы диссоциации соответствующих слабых кислот и оснований.

Наряду с константой гидролиза реакции гидролиза характеризуются также степенью гидролиза. **Степень гидролиза b** - доля молекул соли, подвергшихся гидролизу, от общего числа молекул соли.

Для гидролиза CH_3COONa :

$$b = \frac{[OH^-]}{[CH_3COONa]}$$

$$K_z = \frac{\beta c \cdot \beta c}{c(1-\beta)} = \frac{c\beta^2}{1-\beta}$$

где c - исходная концентрация CH_3COONa .

В случае гидролиза соли слабого основания и сильной кислоты связь между K_z и b точно такая же. Зная K_z , можно рассчитать b , решая уравнение :

$$cb^2 + K_z b - K_z = 0$$

При малых значениях b ($b \ll 1$ и $1-b \gg 1$) $K_z = cb^2$ и $b = \sqrt{K_z / c}$.

Если соль образована слабой кислотой и слабым основанием,

$$K_z = \frac{\beta c \cdot \beta c}{c^2(1-\beta)^2} = \frac{\beta^2}{(1-\beta)^2}$$

При $b \ll 1$ $K_z = b^2$ и $b = \sqrt{K_z}$.

Анализ уравнений показывает, что степень гидролиза солей слабых кислот и сильных оснований и солей сильных кислот и слабых оснований уменьшается с ростом концентрации соли и увеличивается при разбавлении растворов; степень гидролиза солей слабого основания и слабой кислоты от концентрации раствора практически не зависит.

Зависимость K_z от температуры: K_w возрастает с ростом T очень значительно, K_d от T почти не зависит, следовательно, K_z с повышением T увеличивается, соответственно возрастает и b .

Пример 1. Концентрация ионов водорода в растворе равна $5,5 \cdot 10^{-2}$, определите значение рН.

Решение. Перед решением данной задачи напомним, **водородный показатель** (значение рН) раствора численно равен десятичному логарифму концентрации ионов водорода в этом растворе.

$$pH = -\lg [H^+];$$

Учитывая данные условия задачи, определим значение рН:

$$pH = -\lg [5,5 \cdot 10^{-2}];$$

$$pH = 2 - \lg 5,5;$$

$$pH = 1,26.$$

Ответ: рН = 1,26.

Критерий оценивание:

1. Определяет ионные равновесия в растворах электролитов;
2. Доказывает качественный состав растворов кислот, гидроксидов и солей по значениям рН растворов.

Задания:

1. Чему равны концентрации ионов водорода и гидроксид-ионов в воде при 25°C?
2. Что называется ионным произведением воды?
3. Чему равно ионное произведение воды при 25°C?
4. Является ли ионное произведение воды постоянной величиной для всех разбавленных водных растворов?
5. Как можно охарактеризовать среду любого водного раствора?
6. Что называется водородным показателем? Как рассчитывается водородный показатель?
7. Какие типы сред водных растворов вы знаете?
8. Каковы концентрация ионов водорода и водородный показатель в кислой среде?
9. С помощью каких веществ можно определить характер среды раствора?
10. Объясните, причину рН дождевой воды всегда меньше 7?
11. Вычислите рН растворов, в которых концентрация ионов H^+ (в моль/л) равна: а) $2 \cdot 10^{-7}$; б) $8,1 \cdot 10^{-3}$; в) $2,7 \cdot 10^{-10}$.

Ответ: 6,7; 2,09; 9,57.

Урок №4

Тема: Буферные растворы

Информационный блок

Буферными растворами называются растворы с устойчивой активностью водородных ионов, т.е. с определенным значением рН, которое практически не зависит от разбавления раствора и слабо меняется при прибавлении к раствору сильной кислоты или сильного основания - эта способность и называется **буферностью**.

Обычно буферные растворы представляют собой растворы, содержащие слабую кислоту (или основание) вместе с ее солью. Пример - смесь уксусной кислоты и ацетата Na. В растворе имеется сопряженная пара - CH_3COOH и CH_3COO^- , действие которой состоит в том, что при добавлении сильной кислоты ее протоны связываются основанием CH_3COO^- , а при введении сильного основания уксусная кислота отдает ему свои протоны, и в обоих случаях $[\text{H}^+]$ изменяется незначительно.

Найдем количественную связь между значением рН и активностями (в случае разбавленных растворов - концентрациями) растворенных веществ:

$$K_{\partial,к} = \frac{a_{\text{CH}_3\text{COO}^-} \cdot a_{\text{H}_3\text{O}^+}}{a_{\text{CH}_3\text{COOH}}} ; \quad a_{\text{H}_3\text{O}^+} = K_{\partial,к} \frac{a_{\text{CH}_3\text{COOH}}}{a_{\text{CH}_3\text{COO}^-}}$$

Если к раствору слабой кислоты добавлена соль этой кислоты и сильного основания, то диссоциация кислоты подавляется, и $a_{\text{CH}_3\text{COOH}}$ равна общей активности кислоты a_k (в растворе смеси уксусной кислоты и ацетата натрия), а $a_{\text{CH}_3\text{COO}^-}$ можно считать равной активности ацетата натрия a_c :

$$a_{\text{H}_3\text{O}^+} = K_{\partial,к} \frac{a_k}{a_c}$$

Подбирая различные отношения концентраций кислоты и соли, можно получить растворы с различными значениями рН. При данном составе раствора значение рН мало зависит от T.

Другой пример буферного раствора - слабое основание NH_4OH и его соль с сильной кислотой NH_4Cl . Для этой сопряженной пары получим:

$$K_{\partial,о} = \frac{a_{\text{NH}_4^+} \cdot a_{\text{OH}^-}}{a_{\text{NH}_4\text{OH}}} = \frac{a_c}{a_o}$$
$$a_{\text{OH}^-} = K_{\partial,о} \frac{a_o}{a_c} ; \quad a_{\text{H}_3\text{O}^+} = \frac{K_w}{a_{\text{OH}^-}} = \frac{K_w}{K_{\partial,о}} \cdot \frac{a_c}{a_o}$$

Анализ уравнений показывает, почему разбавление буферных растворов практически не меняет рН растворов: рН зависит не от абсолютных значений концентраций кислоты и ее соли, а от их соотношения.

Количественной характеристикой буферности является **буферная емкость** - число эквивалентов щелочи или кислоты, необходимое для изменения рН на 1:

$$b\phi = \frac{\Delta m}{\Delta \text{pH}}$$

Величина $b\phi$ зависит от $K_{\partial,к}$ ($K_{\partial,о}$) и максимальна в области рН, близкой к $\text{p}K$. Буферные емкости одного и того же раствора относительно кислоты и щелочи различны.

Буферные смеси можно приготовить не только из кислоты (или основания) и соли, но и из двух солей на разных ступенях диссоциации (Na_2HPO_4 и NaH_2PO_4).

Буферные смеси находят применение при измерениях рН растворов, для проведения химических процессов в условиях постоянства рН.



Рис.1. Буферные растворы

Таблица 1

| Название буферного раствора | Состав буферного раствора | рН |
|-----------------------------|---|-----|
| Формиатный | 0,1 М раствор муравьиной кислоты. + 0,1 М раствор формиата натрия (1:1) | 3,7 |
| Ацетатный | 0,1 М раствор уксусной кислоты + 0,1 М раствор ацетата натрия (1:1) | 4,7 |
| Фосфатный | 0,1 М раствор дигидрофосфата натрия + 0,1 М раствор гидрофосфата натрия (1:1) | 6,3 |
| Аммонийный | 0,1 М раствор гидроксида аммония + 0,1 М раствор хлорида аммония (1:1) | 9,3 |

Практическое значение рН буферов

Буферные системы существуют внутри всех живых клеток, так как большинство из химических превращений, происходящих в них, зависят от рН. По этой же причине в лабораториях при исследовании свойств белков, особенно ферментов, нуклеиновых кислот и других биомолекул всегда используют рН буфера. рН буфера широко используются во многих отраслях промышленности и в лабораторной практике.

Буферные системы крови человека. рН крови человека в среднем составляет 7,4, изменение этого значения даже на одну десятую единицы приводит к тяжелым нарушениям (ацидоза или алкалоза). Когда водородный показатель выходит за пределы диапазона 6,8–7,8 это обычно ведет к гибели. Важнейшая буферная система крови – угольная, вторая по значению – фосфатная, также определенную роль в поддержании рН играют белки.

Буферные растворы являются специальными смесями, поддерживающими определенные значения рН раствора. Различают основные и кислотные, естественные и искусственные буферные растворы.

Критерий оценивание:

1. Объясняет понятия буферные растворы;
2. Разъясняет классификацию буферных растворов;
3. Объясняет условия сохранения равновесия в буферных растворах.

Задания:

1. Что такое буферные растворы? Приведите примеры.
2. Что такое буферная емкость?
3. Приведите по одному примеру каждого вида буферного раствора.
4. Найдите соответствие типа буферного раствора и примера такого раствора.

| Буферные системы | Тип буферного раствора |
|-------------------|------------------------|
| А) Кровь | 1) кислотный |
| Б) аммонийный | 2) основной |
| В) формиатный | 3) естественный |
| Г) фосфатный | 4) искусственный |
| Д) желудочный сок | |

5. Приведите примеры практического применения буферов.
6. Рассмотрите действие формиатного буфера. Напишите уравнения реакций.
7. Рассмотрите действие аммиачного буфера. Напишите уравнения реакций.

Урок №5

Тема: Элементы 17 (7A) группы

Информационный блок

В 17 группу (VIIa) группу по старой классификации) периодической таблицы химических элементов Д. И. Менделеева входят 5 элементов: фтор, хлор, бром, йод, астат. Только астат является металлом, все остальные - неметаллы.

Элементы, входящие в группу фтора, называют галогенами (halos - соль; genes - рожденный).

Фтор в нормальных условиях является двухатомным газом (F₂) бледно-желтого цвета с резким запахом, напоминающим запах озона - это сильнейший окислитель и самый химически активный неметалл;

Хлор в нормальных условиях является ядовитым газом желтовато-зеленого цвета с резким запахом;

Бром в нормальных условиях является ядовитой тяжелой едкой жидкостью красно-бурого цвета с неприятным запахом;

Йод в нормальных условиях - кристаллическое вещество серо-черного цвета с фиолетовым металлическим блеском, легко испаряется, пары обладают резким запахом;

Астат в нормальных условиях представляет собой нестабильные сильно радиоактивные темно-синие кристаллы.

Распространение галогенов в земной коре:

Фтор - 0,027%;

Хлор - 0,0045%;

Бром - 0,00016%;

Йод - 0,00003%;

Возможные степени окисления галогенов:

-1: HCl; HBr; KBr; NaCl;

0: Br₂; Cl₂ F₂;

+1: HClO; KClO;

+3: HClO₂; NaClO₂;

+5: HClO₃; NaClO₃;

+7: HClO₄; NaClO₄.

Таким образом, галогены являются типичными неметаллами, в реакциях проявляют окислительные свойства, что объясняется их максимальным сродством к электрону и наибольшими значениями электроотрицательности (см. таблицу электроотрицательности) среди элементов каждого периода.

Наиболее характерной для атомов галогенов степенью окисления является -1:
H⁻¹F⁻¹, Na⁻¹F⁻¹, Ca⁺²Br⁻¹, H⁺¹Br⁻¹

В подгруппе окислительная способность галогенов снижается по направлению сверху вниз (от фтора к йоду): фтор является самым сильным окислителем, поскольку имеет самый маленький радиус атома по сравнению с другими галогенами.

Ионы галогенов, кроме фтора, могут отдавать электроны, проявляя восстановительные свойства. Восстановительная способность галогенид-ионов возрастает от хлорид-иона до йодид-иона.

Все галогены легко реагируют с водородом, образуя галогеноводороды:
 $\text{Hal}_2 + \text{H}_2 = 2\text{HHal}$

Физические свойства галогенов

- в ряду от фтора к астату повышаются температуры плавления и кипения галогенов;
- имеют резкий неприятный запах;
- ядовиты;
- при н. у. фтор и хлор - газы; бром - жидкость; йод - твердое кристаллическое вещество.

Химические свойства галогенов

- галогены химически очень активные вещества;
- F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 плохо растворяются в воде по причине своей неполярности;
- с простыми веществами образуют галогениды (исключение составляют инертные газы);
- галогены очень сильные окислители (окислительная способность снижается в ряду от фтора к йоду);
- при н. у. и при нагревании реагируют с металлами с выделением большого количества тепла: $2\text{Na} + \text{Cl}_2 = 2\text{NaCl}$;
- фтор является наиболее реакционноспособным галогеном, вступая в реакцию даже с инертными газами: $\text{Ar} + 2\text{F}_2 = \text{ArF}_4$;
- хлор реагирует с большинством неметаллов: $\text{S} + \text{Cl}_2 = \text{SCl}_2$;
- с водородом образуют галогеноводороды (фтор и хлор реагируют с выделением большого кол-ва тепла): $\text{H}_2 + \text{Hal}_2 = 2\text{HHal}$;
- реагируют с водой:
- фтор окисляет воду: $2\text{F}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{HF} + \text{O}_2$;
- хлор реагирует при воздействии ультрафиолетового облучения: $2\text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{HCl} + \text{O}_2$;
- при н. у. хлор подвергается гидролизу: $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HCl} + \text{HClO}$.
- реагируют с щелочами в водных растворах: $\text{Cl}_2 + 2\text{KOH} = \text{KCl} + \text{KClO} + \text{H}_2\text{O}$;
- галоген с более высокими окислительными свойствами вытесняет из соединений менее активный галоген (окислительные свойства галогенов падают в ряду от фтора к йоду): $\text{F}_2 + 2\text{KCl} = 2\text{KF} + \text{Cl}_2$; $\text{Br}_2 + 2\text{KI} = 2\text{KBr} + \text{I}_2$.
- реагируют с органическими веществами: $\text{CH}_4 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{Cl} + \text{HCl}$.

Получение галогенов

- Фтор получают электролизом расплавов KF или HF : $2\text{HF} = \text{F}_2 + \text{H}_2$;
- Хлор получают:
- электролизом водного раствора NaCl (промышленный способ): $2\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2$;
- действием соляной кислоты на оксид марганца (лабораторный способ): $4\text{HCl} + \text{MnO}_2 = \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.
- Бром получают из морской воды с высоким содержанием KBr : $2\text{KBr} + \text{Cl}_2 = \text{Br}_2 + 2\text{KCl}$;
- Йод - из вод нефтегазовых месторождений с высоким содержанием KI .

Применение галогенов

Фтор применяют при производстве фреона и тефлона;

Хлор используют в производстве соляной кислоты, хлорной извести, хлоридов, разнообразных хлорорганических веществ, для получения брома, йода, в качестве дезинфицирующего средства питьевой воды;

Бром нашел применение в производстве красителей, лекарственных средств, bromорганических веществ, для получения йода;

Йод используют в медицине в качестве антисептического средства, в металлургии - для очистки некоторых металлов, в органическом синтезе в качестве катализатора.

Критерий оценивание:

1. Характеризует расположение галогенов в периодической системе;
2. Определяет степень окисления, электроотрицательность, окислительно-восстановительные свойства галогенов;
3. Характеризует галогены по физическим свойствам и химическим свойствам;

Урок №6

Тема: Элементы 14(IV) группы

Информационный блок

Подгруппа углерода – химические элементы 14-й группы периодической таблицы химических элементов (по устаревшей классификации – элементы главной подгруппы IV группы). В группу входят углерод C, кремний Si, германий Ge, олово Sn, свинец Pb и недавно открытый искусственный радиоактивный элемент флеровий Fl.

Элементы 14(IVA) группы

К элементам 14-й группы относятся углерод C, кремний Si, германий Ge, олово Sn и свинец Pb. Первые два элемента в соответствии с их электронными конфигурациями являются типическими, а Ge, Sn, Pb и Rf составляют подгруппу германия. Резерфордий получен искусственно путем ядерно-го синтеза.

Изменение свойств элементов 14 (IVA) группы

Ранее мы рассматривали элементы определенных семейств, например, IA группы, являющиеся щелочными металлами, элементы VIIA группы являются галогенами, т.е. сильными неметаллами. В 14(IVA) группе диапазон свойств элементов очень широк: от неметаллов к металлам (табл.1).

Таблица - 1. Элементы 14 (IV) группы

| Элементы | Символ | Электронное строение атома | Металл или неметалл? |
|----------|---------------------------|----------------------------|----------------------|
| Углерод | ${}^6_6\text{C}$ | $[\text{He}] 2s^2 2p^2$ | неметалл |
| Кремний | ${}^{38}_{14}\text{Si}$ | $[\text{Ne}] 3s^2 3p^2$ | неметалл* |
| Германий | ${}^{73}_{32}\text{Ge}$ | $[\text{Ar}] 4s^2 4p^2$ | металл* |
| Олово | ${}^{119}_{80}\text{Sn}$ | $[\text{Kr}] 5s^2 5p^2$ | металл |
| Свинец | ${}^{207}_{82}\text{Pb}$ | $[\text{Xe}] 6s^2 6p^2$ | металл |
| Флеровий | ${}^{389}_{114}\text{Fl}$ | ? | ? |

Анализируя данные таблицы, легко сделать вывод о строении элементов данной подгруппы: они имеют 4 внешних электрона в нормальном состоянии и внешний

электронный уровень имеет вид $ns2np2$. Для атомов всех элементов возможны 2 валентных состояния:

1. Основное (невозбужденное) $ns2np2$
2. Возбужденное $ns1np2$

Поскольку сверху вниз металлические свойства увеличиваются, то углерод — неметалл, а элементы нижней части будут уже металлами. Степень окисления в соединениях данных элементов преимущественно -4, 0, +2, +4.

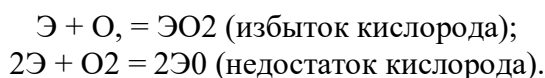
Таблица 2. Температура плавления и электропроводимость элементов 14 (IV) группы

| Элемент | Температура плавления /°С | Электрическая проводимость |
|------------------|---------------------------|----------------------------|
| Углерод (алмаз) | 3550 | не проводник (изолятор) |
| Углерод (графит) | 3750 | проводник |
| Кремний | 1410 | полупроводник |
| Германий | 937 | полупроводник |
| Олово | 232 | проводник |
| Свинец | 327 | проводник |

Химические свойства элементов II (IVA) группы и их соединений

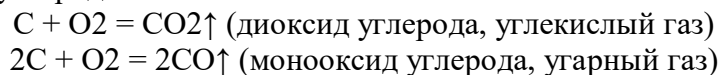
Восстановительные свойства.

1. В реакциях с простыми веществами, образованными более электроотрицательными элементами (кислород, галогены, азот, сера), эти элементы проявляют свойства восстановителей. Например, при нагревании графита и кремния с избытком кислорода образуются высшие оксиды, а при недостатке кислорода — монооксиды CO и SiO:

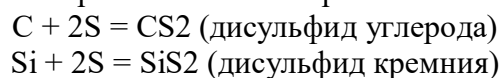


Остальные элементы также образуют оксиды со степенями окисления +2, +4.

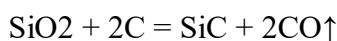
Например, для углерода:



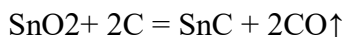
2. Со фтором углерод и кремний (а также остальные элементы) реагируют при обычных условиях с образованием тетрафторидов состава CF₄ и SiF₄, для получения тетрахлоридов CCl₄ и SiCl₄ необходимо нагревание реагирующих веществ. Сера и азот вступают в реакции с углеродом и кремнием только при сильном нагревании:



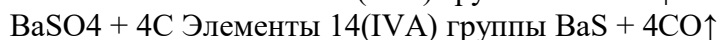
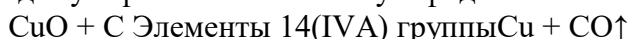
3. При нагревании смеси кварцевого песка и кокса при температуре около 2000°С образуется карбид кремния, или карборунд SiC — тугоплавкое вещество, по твердости близкое к алмазу:



По аналогии с оксидом кремния реагируют и остальные оксиды элементов, например, диоксид олова:

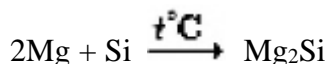
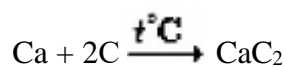


4. Углерод, кремний часто используют для восстановления малоактивных металлов из их оксидов и для перевода сульфатов металлов в сульфиды:



Окислительные свойства. Такие свойства возможны преимущественно для углерода и кремния, остальные элементы проявляют минусовую степень окисления очень редко (например, с магнием типа $\text{Mg}_2\text{Э}$ – германид, станнид, плумбид).

1. Углерод и кремний проявляются в реакциях с активными металлами, при этом образуются карбиды и силициды:



Критерий оценивание:

1. Объясняет закономерности изменения физических свойств элементов 2 (IIA) группы;
2. Составляет уравнения жесткости воды и способы ее устранения;
3. Раскрывает применение важнейших соединений щелочно-земельных металлов;

Задания:

1. Образец стали массой 50 г при сжигании в кислороде дал углекислый газ массой 1 г. Какова массовая доля углерода в стали?

Ответ: 0.55%

2. Через известковую воду пропущено 2 л (н. у.) смеси оксида углерода (II) и оксида углерода (IV). Выпавший осадок отфильтровали и высушили, масса его оказалась равна 4,95 г. Определите объемные доли газов в исходной смеси (в % по объему).

Ответ: 55,6% CO_2 и 44,4% CO .

3. Определите массу 100 л газовой смеси (н. у.), в которой на 1 молекулу CO_2 приходится 2 молекулы O_2 и 4 молекулы CO .

Ответ: 140 г.

4. При сжигании смеси метилового и этилового спиртов образовалось 15,66 л (н. у.) углекислого газа. А при взаимодействии такой же массы смеси с избытком металлического натрия выделилось 5,6 л водорода. Определите массу исходной смеси и массовую долю метанола в ней.

Ответ: масса смеси 16,6 г; массовая доля метанола - 51%.

5. Определите формулу высшего оксида элемента 14 (IV), если он содержит массовую долю кислорода 13,4%. Составьте формулу оксида этого же элемента со степенью окисления +2, подсчитайте массовую долю каждого элемента в этом новом оксиде.

Ответ: оксиды свинца.

Урок №7

Тема: Формы нахождения в природе и способы получения простых веществ

Информационный блок

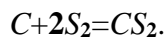
Элементы подгруппы углерода относятся к распространенным элемент ELM в природе. Но распространенность этих элементов не одинакова. В природе в самородном состоянии встречается только углерод. Рассмотрим это подробнее.

Углерод. По распространенности в земной коре углерод входит в первую десятку химических элементов.

Углерод единственный из элементов IVA подгруппы, который встречается в природе в свободном состоянии – в виде *алмаза и графита*. Природный алмаз, хотя и составляет ничтожную часть имеющегося углерода, все же чрезвычайно ценен как красивый и самый твердый минерал. Высочайшая ценность углерода состоит в том, что он является структурной основой биорганических веществ, образующих тела всех живых организмов. Углерод справедливо считать первым среди многих химических элементов, необходимых для существования жизни (рис. 1). Он является основной составной частью всех полезных ископаемых: каменного угля, нефти, природного газа. Кроме этого, в земной коре он содержится в виде карбонатов. Основными минералами углерода являются: *мел, мрамор, известняк* CaCO_3 *доломит* $\text{MgCO}_3/\text{CaCO}_3$, *малахит* $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$. Природная вода содержит гидрокарбонаты кальция и магния $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ и $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$. В виде углекислого газа CO_2 . Углерод входит в состав воздуха.

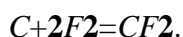
Химические свойства: электронная конфигурация: $1s^2 2s^2 2p^2$. На электронной оболочке атома – 6 электронов; на внешнем валентном уровне – 4 электрона. Наиболее характерные степени окисления: +4, +2 – в неорганических соединениях, –4, –2 – в органических. Углерод в любом гибридном состоянии способен использовать все свои валентные электроны и орбитали. У 4-валентного углерода нет неподеленных электронных пар и нет свободных орбиталей – углерод химически относительно устойчив. Характерно несколько типов гибридизации: sp, sp^2, sp^3 . При низких температурах углерод инертен, но при нагревании его активность возрастает. Углерод – хороший восстановитель, но соединяясь с металлами и образуя карбиды, он выступает окислителем.

При взаимодействии с серой образует сероуглерод:

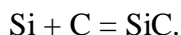


При температуре электрической дуги углерод соединяется с азотом, образуя ядовитый газ дициан: $2\text{C} + \text{N}_2 = \text{C}_2\text{N}_2$.

В соединении с водородом дициан образует синильную кислоту – HCN. С галогенами углерод реагирует в зависимости от их химической активности, образуя галогениды. На холоде реагирует со фтором:



При 2000°C в электропечи углерод соединяется с кремнием, образуя карборунд:



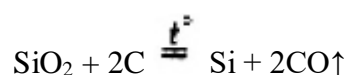
Нахождение в природе: свободный углерод встречается в виде алмаза и графита. В виде соединений углерод находится в составе минералов: мела, мрамора, известняка – $CaCO_3$, доломита – $MgCO_3 \cdot CaCO_3$; гидрокарбонатов $Mg(HCO_3)_2$ и $Ca(HCO_3)_2$, CO_2 входит в состав воздуха; углерод является главной составной частью природных органических соединений – газа, нефти, каменного угля, торфа, входит в состав органических веществ, белков, жиров, углеводов, аминокислот, входящих в состав живых организмов.



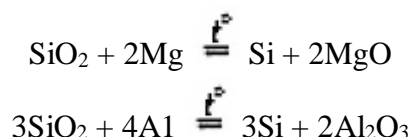
Рис.1. Углерод

Кремний. После кислорода это самый распространенный элемент на Земле. Он составляет 25,7% массы земной коры. Значительная его часть представлена оксидом кремния, называемого кремнеземом, который встречается в виде песка или кварца. В очень чистом виде оксид кремния встречается в виде минерала, называемого горным хрусталем. Кристаллический оксид кремния, окрашенный различными примесями, образует драгоценные и полудрагоценные камни: агат, аметист, яшму. Другая группа природных соединений кремния составляет силикаты — производные кремниевой кислоты (рис. 44). В Казахстане присутствуют практически во всех регионах стекольные пески, гравий и др.

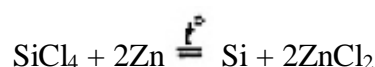
Получение. В промышленности кремний получают восстановлением оксида кремния коксом в электрических печах:



В лабораториях в качестве восстановителей используют магний или алюминий:



Наиболее чистый кремний получают восстановлением тетрахлорида кремния парами цинка:



Применение. Специально легированный кремний широко применяется как материал для изготовления полупроводниковых приборов.

Кремний является составной частью большого числа сплавов железа и цветных металлов. Обычно кремний придает сплавам повышенную устойчивость к коррозии, улучшает их литейные свойства. Наибольшее значение имеют железные, медные и алюминиевые сплавы, содержащие кремний (силумин). Все большее количество кремния идет на синтез кремнийорганических соединений и силицидов. Кремнезем и многие силикаты (глины, полевые шпаты, слюды, тальки и т. д.) перерабатываются стекольной, цементной, керамической, электротехнической и другими отраслями промышленности.

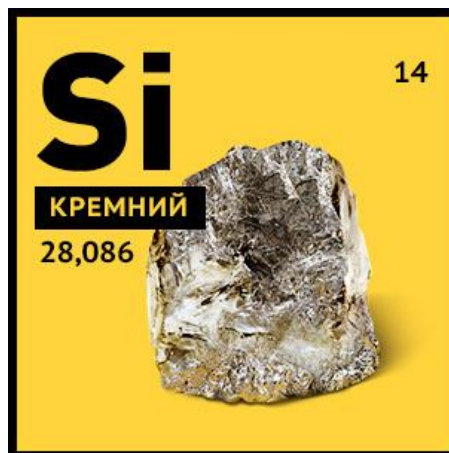
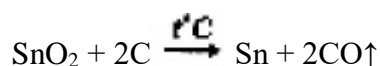


Рис.2. Кремний

Германий. Относится к рассеянным элементам. В природе в свободном виде не встречается. Общее содержание германия в земной коре 7 – 10% по массе. Однако собственные минералы германия встречаются исключительно редко. Основная масса германия рассеяна в земной коре в большом числе горных пород и минералов: в сульфидных рудах цветных металлов, в железных рудах, в некоторых окисных минералах (хромите, магнетите, рутиле и др.).

Олово. Олово – редкий рассеянный элемент, по распространенности в земной коре олово занимает 47-е место. Основной минерал олова – касситерит (оловянный камень) SnO_2 содержащий до 78,8% олова. Гораздо реже в природе встречается станнин (оловянный колчедан) – $\text{Cu}_2\text{FeSnS}_4$ (27,5% Sn) (рис. 46). В Казахстане есть единственное месторождение олова в Казахстане (Айыртауский район Северо-Казахстанской области).

Получение. В начале из руды выделяют диоксид олова, затем полученный оксид SnO , восстанавливают углем или алюминием (цинком) в электропечах:



Особо чистое олово полупроводниковой чистоты готовят электрохимическим рафинированием, или методом зонной плавки.

Применение. До 40% олово идет на лужение консервной жести, остальное расходуется на производство припоев, подшипниковых и типографских сплавов. Оксид SnO_2 применяется для изготовления жаростойких эмалей и глазурей. Соль – станнит натрия $\text{Na}_2\text{SnO}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ используется в протравном крашении тканей. Кристаллический SnS , (сусальное золото) входит в состав красок, имитирующих позолоту.

Свинец. Содержание в земной коре – $1,6 \cdot 10^{-3}\%$ по массе. Всего известно более ста свинцовых минералов. Из них основные – галенит (свинцовый блеск) PbS и продукты его химических превращений – англезит (свинцовый купорос, крокоит) $PbSO_4$ и церуссит (белая свинцовая руда) $PbCO_3$ (рис. 47). Богатейшие месторождения свинца – Риддерское, Зырянское и другие – находятся на Рудном Алтае. В местных рудах много металлов.

Критерий оценивание:

1. Описывает нахождение элементов в природе, распространении и применении простых веществ элементов 14 (IVA) группы;
2. Определяет генетическую связь через написание химических уравнений.

Задания:

1. Для получения свинца взята руда массой 200 г, содержащая 80% сульфида свинца (II). Определите массу полученного свинца, если его практический выход равен 90%,

Ответ: 124,7 г.

2. После прокаливания смеси карбонатов магния и кальция масса выделившегося газа оказалась в 1,1 раза меньше массы твердого остатка. Определите массовые доли веществ в исходной смеси.

Ответ: $(MgCO_3) = 43,3\%$; $(CaCO_3) = 56,7\%$.

3. Углекислый газ, образовавшийся при сжигании 15 г угля, содержащего 20% негорючих примесей, пропущен через 480 г 10%-го раствора гидроксида натрия. Рассчитайте массовые доли образовавшихся в растворе солей.

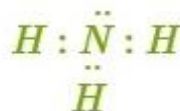
Урок №8

Тема: Строение и свойства молекулы азота и аммиака

Информационный блок

Строение молекулы

Формула аммиака – NH_3 . Степень окисления азота равна -3 . В молекуле три ковалентные полярные связи. У атома азота одна электронная пара остаётся неподелённой и играет важную роль в способности аммиака вступать в химические реакции.



Молекула аммиака имеет форму **пирамиды**, в вершине которой расположен атом азота, а в основании – три атома водорода.

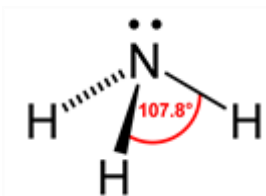


Рис. 1. Молекула аммиака

Общие электронные пары в молекуле смещены к более электроотрицательному атому азота. Он заряжен отрицательно, а атомы водорода – положительно. Поэтому молекула полярна и представляет собой диполь. Благодаря высокой полярности молекулы аммиака способны образовывать водородные связи между собой и с молекулами воды. Образование водородных связей влияет

Если один атом водорода заменить углеводородным радикалом (C_nH_m), получится новое органическое вещество – амин. Замещаться может не только один атом водорода, но и все три. В зависимости от количества замещённых атомов различают три вида аминов:

- **первичные** (метиламин – CH_3NH_2);
- **вторичные** (диметиламин – $\text{CH}_3\text{-NH-CH}_3$);
- **третичные** (триметиламин – $\text{CH}_3\text{-N-(CH}_3)_2$).

на физические свойства вещества.

Физические свойства

При обычных условиях аммиак представляет собой бесцветный газ с резким неприятным запахом. Он легче воздуха. Ядовит.

Аммиак очень хорошо растворяется в воде – при $20\text{ }^\circ\text{C}$ в одном объёме воды может раствориться до 700 объёмов аммиака. Раствор с содержанием газа 25 % называется аммиачной водой, а 10%-ный раствор используется в медицине как нашатырный спирт.

Аммиак легко сжижается при пониженной температуре или при повышенном давлении. При испарении жидкого аммиака поглощается много тепла, что позволяет использовать его в холодильных установках.

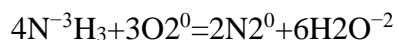
Химические свойства

1. Восстановительные свойства.

Степень окисления азота в аммиаке –3, поэтому в окислительно-восстановительных реакциях он выступает в роли сильного восстановителя.

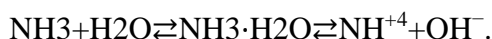
Аммиак окисляется кислородом с образованием азота или оксида азота(II). Результат реакции зависит от условий её протекания.

При горении аммиака в чистом кислороде образуется **азот**:



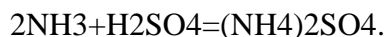
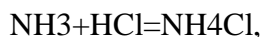
2. Основные свойства.

Если в водный раствор аммиака добавить несколько капель фенолфталеина, то его окраска станет малиновой. Значит, раствор содержит гидроксид-ионы. Образование этих ионов происходит в результате реакции между водой и молекулами аммиака:



Образующийся в реакции неустойчивый гидрат аммония частично диссоциирует на ионы аммония и гидроксид-ионы.

Аммиак реагирует с кислотами. При этом образуются соли аммония. Так, с соляной кислотой образуется хлорид аммония, а с серной – сульфат аммония:



Получение и применение

В промышленности аммиак синтезируют из азота и водорода:

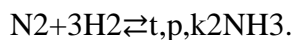


Рис. 2. Производство аммиака

Лабораторный способ получения – реакция между солью аммония и гидроксидом кальция:



В больших количествах аммиак применяется для производства азотной кислоты и минеральных удобрений, а также красителей и взрывчатых

веществ. Используется в холодильных установках. Нашатырный спирт находит применение в медицине и в быту.

Критерий оценивание:

1. Поясняет низкую химическую активность азота на основе строения молекулы;
2. Составляет уравнения реакций, характеризующих получение и химические свойства газообразного аммиака и его водного раствора;
3. Описывает способы промышленного производства аммиака и азотной кислоты и отрасли применения.

Задания:

1. Водном сосуде находится азот, в другом – аммиак. Как различить эти газы?
2. Приведите примеры реакций с участием аммиака, в которых он проявляет свойства основания.
3. Напишите уравнения реакций взаимодействия аммиака с фосфорной кислотой. Назовите продукты реакции средних и кислых солей.
4. Почему хлорид аммония NH_4Cl используют при паянии для очистки поверхности меди от оксида меди CuO ?
5. Напишите краткое сообщение об использовании гидроксида аммония в качестве пищевой добавки.
6. Почему водородное соединение азота NH_3 , проявляет в растворе основные свойства, а HCl и H_2S – кислотные? Приведите уравнения соответствующих реакций.
7. В воде объемом $24,9 \text{ см}^3$ растворен аммиак объемом (н. у.) $6,72 \text{ дм}^3$. Какова массовая доля NH_3 в полученном растворе?

Ответ; 17%

8. Рассчитайте объем (н. у.) и количество вещества аммиака необходимого для полной нейтрализации серной кислоты в ее водном растворе массой 120 г, раствора 20% серной кислоты.

Ответ: 10,97 л

Урок №9

Тема: Промышленное производство азотных удобрений.

Информационный блок

Азот – один из наиболее распространенных на нашей планете элементов. Общее содержание его в земной коре – 0,02% . Азот жизненно необходим для развития любого растения. Но в природе азот связывается клубеньковыми бактериями, находящимися в растениях. В силу неполного замещения азотом растений его необходимо вносить в почву с удобрениями. В период Первой мировой войны интерес к мирному использованию азота буквально утонул

Однако и в настоящее время, спустя почти век, поиски оптимальных условий производства аммиака продолжаются.

I. **Сырье.** В производстве аммиака в качестве сырья используются природный газ метан для получения водорода и азот, полученный сжижением воздуха.

II. **Подготовка сырья.** Метан подвергается высокотемпературному разложению. При этом образуются водород, сажа или ацетилен, последние затем применяются для сварки и резки металлов, в фильтрах и типографии.

III. **Химизм производства.** Рассмотрим реакцию, лежащую в основе получения целевого продукта:



1. Реакция обратимая, гомогенная (исходные вещества и продукты – газы), идет с уменьшением объема, следовательно, смещению равновесия в сторону продуктов способствует повышенное давление. Для синтеза аммиака применяется давление 15–100 МПа. Различают три способа производства в зависимости от используемого давления:

- 1) низкое давление (10–15 МПа);
- 2) среднее давление (25–30 МПа);
- 3) высокое давление (50–100 МПа).

Наиболее распространенным является второй способ.

2. Реакция экзотермическая, повышение температуры смещает химическое равновесие в сторону исходных веществ, а понижение температуры – в сторону продуктов реакции, но при этом скорость синтеза будет очень мала, поэтому реакцию проводят при оптимальной для данного процесса температуре – 459–500 С.

3. Для ускорения синтеза, быстрого установления равновесия используют катализатор – восстановленное железо, активированное оксидами калия, алюминия и др. Реагенты и продукты реакции находятся в газовой фазе и образуют гомогенную систему. Реакция протекает на поверхности твердых катализаторов. Такая реакция составляет особый класс гетерогенно-каталитических реакций. Большое значение имеет площадь поверхности катализатора. Катализатор изготавливают в виде губчатых гранул или таблеток. Поскольку активность катализатора сильно снижается от присутствия примесей, то реагирующие газы подвергают тщательной очистке (от воды, соединений серы и др.).

4. При всех указанных условиях проведения реакции равновесный выход продукта составляет не более 20%, поэтому синтез продукта

IV. **Технология процесса.** Исходную смесь газов берут в соотношении 1 объем N₂, к 3 объемам H₂. Реагирующие газы тщательно очищают, затем подают в турбокомпрессор, где сжимают до 25–60 МПа, после чего смешивают с циркуляционным газом и направляют в колонну синтеза.

Колонны синтеза бывают разной конструкции, на схеме представлена колонна, совмещающая в одном корпусе и катализаторную коробку, и теплообменник.

Исходную смесь газов сначала нагревают в теплообменнике за счет движущихся противотоком выходящих газов, а затем в зоне экзотермической реакции. (Противоток – это движение различных веществ навстречу друг другу с целью создания наилучших условий для обмена энергией.)

Отвод продуктов и непрореагировавших веществ из зоны реакции производят через холодильник с последующим разделением в сепараторе.

Схема производства аммиака

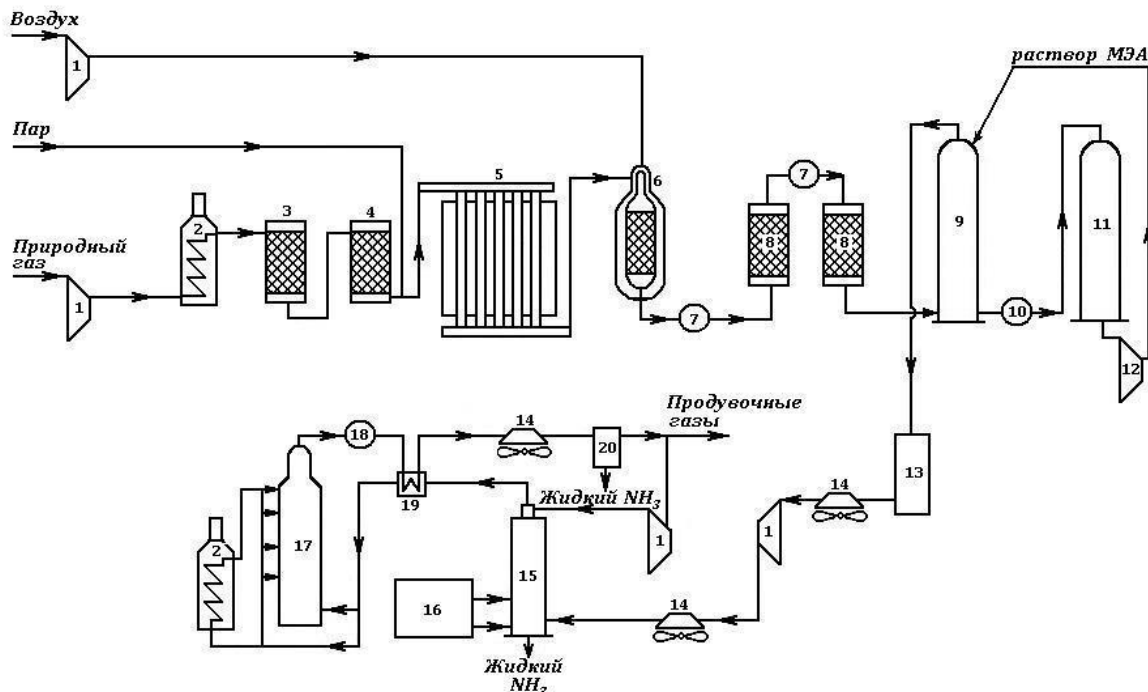


Рис.1.Схема производства аммиака

Реакция образования карбамата аммония-обратимая экзотермическая, протекает с уменьшением объема. Для смещения равновесия в сторону продукта ее необходимо проводить при повышенном давлении. Для того чтобы процесс протекал с достаточно высокой скоростью, необходимы и повышенные температуры. На практике синтез карбамида проводят при температурах 150-190:С и давлении 15-20 МПа. В этих условиях реакция протекает с высокой скоростью и до конца.

Разложение карбамата аммония-обратимая эндотермическая реакция. Более высокие температуры смещают равновесие реакции вправо и повышают ее скорость. Максимальная степень превращения карбамата в карбамид достигается при 220С. Для смещения равновесия этой реакции вводят также избыток аммиака, который связывая реакцию воду, удаляет ее из сферы реакции.

В этих условиях до 65% карбамата превращается в карбамид. Плав, находящийся в колонне синтеза, кроме карбамида, содержит воду, избыточный аммиак и непревращенный карбонат аммония. Следующая стадия процесса-двухступенчатая дистилляция плава. Дистилляция предназначена для отделения от раствора аммиака двуокиси углерода, 20 который в виде аммонийных солей возвращается в цикл. Раствор карбамида через сборник направляет на выпарку. Здесь выпаривается до концентрации 92%. Выпаренный раствор поступает на грануляционную башню. В башни он разбрызгивается, капельки, падая, затвердевают. Образуются гранулы. Гранулированный карбамид направляется на упаковку.

Выпаренный раствор поступает на грануляционную башню. В башни он разбрызгивается, капельки, падая, затвердевают. Образуются гранулы. Гранулированный карбамид направляется на упаковку.

Критерий оценивание:

1. Описывает влияние азотных удобрений на растения;
2. Описывает промышленное производство азотных удобрений.

Задания:

1. Составьте материальный баланс производства аммиака., полагая, что исходная смесь состоит из водорода и азота в стехиометрическом отношении и что массовая доля выхода аммиака составляет 20% от теоретического выхода аммиака. Расчет ведется на аммиак массой 1 т.
2. Определите объем аммиака (н. у.), полученного из 400 л воздуха (содержащего 75% азота), при условии 25% его практического выхода.
Ответ; 156 л.
3. Вычислите массовые доли азота в следующих удобрениях; $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, NaNO_3 , NH_4NO_3 Какое из этих удобрений может быть названо наиболее концентрированным? Почему?
Ответ: 21,2%, 16,5%, 35%
4. Определите массу раствора азотной кислоты с массовой долей HNO_3 , равной 50%, необх оди мото для получения нитрата аммония массой 1 т, без у чета потерь.
Ответ: 1,575 т.
5. Для производства аммиачной селитры использовали аммиак объемом 15 м³ (н. у.) и 32 кг 90%-го раствора азотной кислоты. Вычислите массу полученного удобрения, если его выход составляет 75% от теоретического.
Ответ: 29,5 кг

Урок №10

Тема: Контактный способ получения серной кислоты

Информационный блок

Применение и свойства серной кислоты.

Среди минеральных кислот, производимых химической промышленностью, серная кислота по объему производства и потребления занимает первое место. Объясняется это ее свойствами и тем, что она самая дешевая из всех кислот.

В технике серной кислотой называют безводную H_2SO_4 , ее водные растворы и растворы триоксида серы в безводной H_2SO_4 – олеум (смесь H_2SO_4 и соединений $H_2SO_4 \cdot nSO_3$).

Безводная серная кислота – тяжелая маслянистая бесцветная жидкость, смешивающаяся с водой и триоксидом серы в любом соотношении. Физические свойства серной кислоты зависят от ее состава.

Безводная 100%-ная серная кислота имеет сравнительно высокую температуру кристаллизации (+10,4 °С). Для уменьшения возможности замерзания товарного продукта при перевозке и хранении концентрацию технической серной кислоты выбирают такой, чтобы она имела достаточно низкую температуру кристаллизации.

Серная кислота и вода образуют азеотропную смесь: 98,3% H_2SO_4 и 1,7% H_2O с максимальной температурой кипения (336,5 °С). Состав находящихся в равновесии жидкой и паровой фаз для кислоты азеотропной концентрации одинаков. У более разбавленных растворов кислоты в паровой фазе преобладают пары воды, в паровой фазе над олеумом высока равновесная концентрация SO_3 .



Рис. 1. Области применения серной кислоты.

Сырье для серной кислоты и методы ее получения.

Исходными реагентами для получения серной кислоты могут быть элементарная сера и серосодержащие соединения, из которых можно получить либо серу, либо диоксид серы. Такими соединениями являются сульфиды железа, сульфиды цветных металлов (меди, цинка и др.), сероводород и ряд других сернистых соединений.

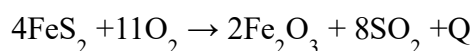
Традиционно основные источники сырья – сера и железный (серный) колчедан. Постепенно доля колчедана как сырьевого источника уменьшается, что связано и с большими расходами на его транспортировку (кроме серы в нем весьма велика доля других компонентов), и с невозможностью избавиться от отхода – огарка. Значительное место в сырьевом балансе производства серной кислоты занимают отходящие газы цветной металлургии, содержащие диоксид серы.

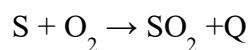
Для защиты окружающей среды во всем мире принимаются меры по использованию отходов промышленности, содержащих серу. В атмосферу с отходящими газами тепловых электростанций и металлургических заводов выбрасывается диоксида серы значительно больше, чем применяется для производства серной кислоты. В то же время из-за низкой концентрации SO_2 в таких отходящих газах их переработка пока еще не всегда осуществима.

Основы контактного метода получения серной кислоты.

Рассмотрим процесс получения серной кислоты контактным методом из двух видов сырья: серного (железного) колчедана и серы.

Первой стадией процесса является окисление сырья с получением обжигового газа, содержащего диоксид серы. В зависимости от вида сырья протекают экзотермические химические реакции обжига:

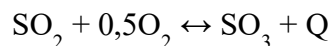




При протекании реакции (1) помимо газообразного продукта реакции SO_2 образуется твердый продукт Fe_2O_3 , который может присутствовать в газовой фазе в виде пыли. Колчедан содержит различные примеси, в частности соединения мышьяка и фтора, которые в процессе обжига переходят в газовую фазу.

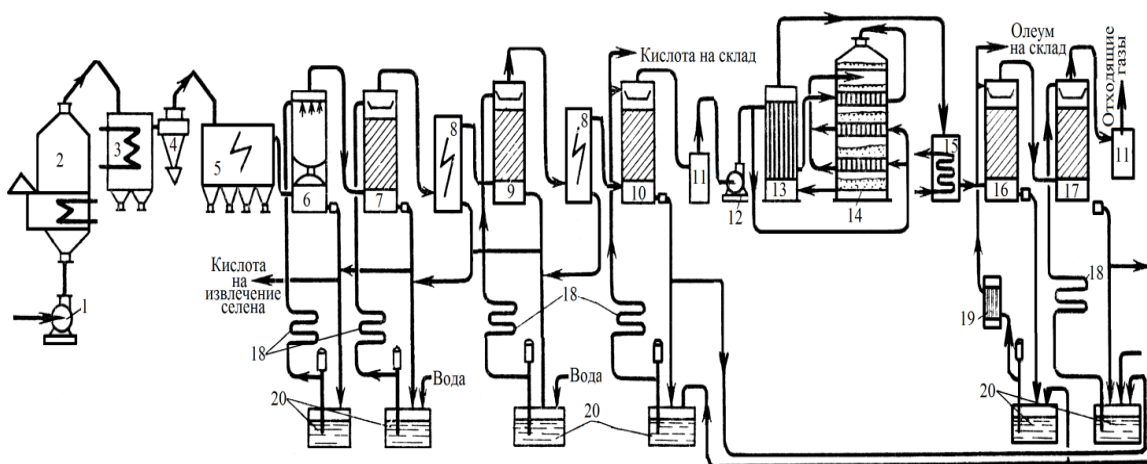
Вторая стадия. Реакционный газ после стадии обжига колчедана должен быть предварительно направлен на стадию подготовки к контактному окислению, на которой помимо очистки от каталитических ядов выделяются пары воды (осушение), а также получаются побочные продукты (Se и Te). Если обжиговый газ получают сжиганием серы, то отпадает необходимость очистки от примесей. Стадия подготовки будет включать в себя лишь осушку газа и утилизацию теплоты.

На третьей стадии протекает обратимая экзотермическая химическая реакция контактного окисления диоксида серы



Последняя стадия процесса – абсорбция триоксида серы концентрированной серной кислотой или олеумом.

Схема производства серной кислоты из колчедана контактным способом



1,12-нагнетатели; 2-печь КС; 3-котёл-утилизатор; 4-циклон; 5-сухой электрофильтр; 6 – первая промывная башня; 7-вторая промывная башня; 8-мокрые электрофильтры; 9-увлажнительная башня; 10-сушильная башня; 11 – брызгоуловители; 13–теплообменник; 14-контактный аппарат; 15-ангидридный холодильник (экономайзер); 16-олеумный абсорбер; 17–моногидратный абсорбер; 18–оросительные холодильники; 19-трубчатые холодильники; 20-сборники кислоты.

Критерий оценивание:

1. Обосновывает значение серной кислоты для промышленности
2. Объясняет контактный процесс промышленного производства серной кислоты;
3. Сравнивает свойства разбавленной и концентрированной серной кислоты.

Задания:

1. Определите, во сколько раз тяжелее воздуха сероводород H_2S .
2. Сероводород пропустили через 18%-й раствор сульфата меди (II) массой 200 г. Вычислите массу осадка, выпавшего в результате этой реакции.

Ответ: $m(CuS) = 21,6$ г.

3. Определите объем сероводорода (н.у.), образовавшегося при взаимодействии 15,2 г сульфида железа (II) со 180 мл 20%-ным раствором (плотность -1,1г/мл) соляной кислоты.

Ответ; 3,9 л.

4. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения; $Si - CuS - H_2S - SO_2$.

Раздел. Химия вокруг нас. Химия Земли. Углерод и его соединения

Урок №1

Тема: Аналитические методы в современных исследованиях

Информационный блок

Аналитическая химия – наука, развивающая теоретические основы химического анализа веществ и материалов и разрабатывающая методы идентификации, обнаружения, разделения и определения химических элементов и их соединений, а также методы установления химического состава веществ. Проведение химического анализа в настоящее время заключается в получении информации о составе и природе вещества.

В зависимости от задач, аналитическая химия подразделяется на качественный анализ, нацеленный на определение того, что (или какие вещества), в какой форме находится в образце, и количественный анализ, нацеленный на определение сколько данного вещества (элементов, ионов, молекулярных форм и др.) находится в образце^{[1],[2]}.

В задачи качественного анализа входит:

- установление присутствия (обнаружение, открытие) в пробе тех или иных компонентов (молекул, атомов, ионов);
- идентификация веществ и компонентов в пробе неизвестного состава (установление их аналогии соответствующим эталонам)^[2].

Задачи количественного анализа – определение содержания или концентрации компонентов в пробе.

Предмет её как науки – совершенствование существующих и разработка новых методов анализа, поиск возможностей их практического применения, исследование теоретических основ аналитических методов.

Деление химического анализа на качественный анализ и количественный анализ в определённой степени условно. Если компонент не обнаружен в пробе, то его содержание ниже некоторого предела, ограничиваемого используемым методом. Когда состав анализируемой пробы неизвестен, сначала проводят качественный анализ и только после этого приступают к количественным измерениям. Качественный и количественный анализ проводят химическими, инструментальными (физическими и физико-химическими) и биологическими методами^[2].

Определение элементного состава материальных объектов называют *элементным анализом*. Установление строения химических соединений и их смесей на молекулярном уровне называют *молекулярным анализом*. Одним из видов молекулярного анализа химических соединений является *структурный анализ*, направленный на исследование пространственного атомного строения веществ, установление эмпирических формул, молекулярных масс и др. (см. *рентгеноструктурный анализ*). В задачи аналитической химии входит определение характеристик органических, неорганических и биохимических объектов. Анализ органических соединений по функциональным группам называют *функциональным анализом*.

Методы количественного химического анализа

Количественный химический анализ имеет целью определение относительного количества отдельных составных частей какого-либо химического соединения или смеси. Применяемые в нём методы находятся в зависимости от качеств, состава вещества, и

потому количественному химическому анализу должен предшествовать всегда качественный химический анализ.

Для производства количественного анализа можно применять два различных метода: весовой и объёмный. При весовом методе определяемые тела выделяются в виде, по возможности, нерастворимых или трудно растворимых соединений известного химического состава, и определяется вес их, на основании которого можно найти количество искомого элемента вычислением. При объёмном анализе измеряются объёмы титрованных (содержащих определённое количество реактива) растворов, употребляемых для анализа. Кроме того, различается ещё ряд специальных методов количественного химического анализа, а именно:

1. *электролитический*, основанный на выделении отдельных металлов электролизом,
2. *колориметрический*, производимый по сравнению интенсивности окраски данного раствора с окраской раствора определённой крепости,
3. *органический анализ*, состоящий в сожжении органического вещества в углекислый газ CO_2 и воду H_2O и в определении по количеству их относительного содержания в веществе углерода и водорода,
4. *газовый анализ*, состоящий в определении некоторыми специальными методами качественного и количественного состава газов или их смеси.

Совершенно особую группу представляет *медицинский химический анализ*, обнимающий ряд различных методов исследования крови, мочи и других продуктов жизнедеятельности человеческого организма^{[1][2]}.

Гравиметрический анализ

Методы Гравиметрического (весового) количественного химического анализа бывают двух родов: метод прямого анализа и метод непрямого (косвенного) анализа. В первом случае подлежащая определению составная часть выделяется в виде какого-либо нерастворимого соединения, и определяется масса последнего. Косвенный анализ основан на том, что два или несколько веществ, подвергающихся одной и той же химической обработке, претерпевают неодинаковое изменение их веса. Имея, например, смесь хлористого калия и азотнокислого натрия, можно определить первый из них прямым анализом, осадив хлор в виде хлористого серебра и взвешивая его. Если же имеется смесь хлористых солей калия и натрия, можно определить отношение их непрямым методом путём осаждения всего хлора, в виде хлористого серебра, и определения его веса, с последующим вычислением.

Титриметрический анализ

Титриметрический анализ – метод количественного анализа, основанный на измерении объёма раствора реактива точно известной концентрации, расходуемого для реакции с определяемым веществом.

Анализ электролизом

Анализ электролизом основан на способности электрического тока при прохождении через растворы солей разлагать их с выделением металлов на катоде. Подбирая соответственную разность потенциалов на электродах и силу тока (в зависимости от размеров поверхности электродов), а равно выбирая для каждого металла раствор соответственного состава, можно выделять многие металлы в отдельности из смеси их солей в растворе с большой точностью и полнотой. Электроды для этой работы делаются чаще всего из платины^{[1][2]}.

Колориметрические методы

Колориметрия – это метод количественного определения содержания веществ в растворах, либо визуально, либо с помощью приборов, таких как колориметры. Колориметрия может быть использована для количественного определения всех тех веществ, которые дают окрашенные растворы, или могут быть, с помощью химической

реакции, дать окрашенное растворимое соединение. Колориметрические методы основываются на сравнении интенсивности окраски исследуемого раствора, изучаемого в пропущенном свете, с окраской эталонного раствора, содержащего строго определённое количество этого же окрашенного вещества, или же с дистиллированной водой.

Критерий оценивание:

1. Описывает особенности строения радиуса, энергии ионизации, сродства к электрону, кристаллических решеток;
2. Объясняет закономерности изменения свойств металлов и неметаллов и их соединений в периодах и группах

Задания:

1. При реакции с водой 1,4г металла, образующего одновалентный катион, выделяется 2,24л газа(н.у). Определить какой металл был взят.
2. К 80мл раствора с массовой долей гидроксида натрия 0,1($\rho=1,11\text{г/мл}$) добавили 201,5 мл раствора с массовой долей серной кислоты 0,1($\rho=1,07\text{г/мл}$). Определить состав соли и вычислить ее массу.
3. Какой объем раствора с массовой долей гидроксида натрия 0,8($\rho=1,09\text{г/мл}$) потребуется для нейтрализации 300мл раствора с массовой долей соляной кислоты 0,2($\rho=1,1\text{г/мл}$)?

Урок №2

Тема: Элементы 2 (IIА) группы

Информационный блок

Химические элементы (IIА) группы. Во IIА группу входят бериллий, магний, кальций, стронций, барий и радий. Последние четыре элемента получили название щелочноземельных. Такое название обусловлено тем, что эти элементы встречаются в природе в составе минералов-карбонатов, прокалывание которых и дальнейшее растворение полученных продуктов приводит к образованию щелочного раствора. Отсюда и название «щелочные земли».

У атомов химических элементов IIА группы на внешнем слое находится по 2 электрона. В химических реакциях атомы этих элементов выступают в качестве восстановителей, отдавая внешние электроны и превращаясь в ионы с зарядом «2+». Щелочноземельные металлы и их соли окрашивают пламя в разные цвета: например, кальций – в кирпично-красный, стронций – в красный, барий – в зеленый.

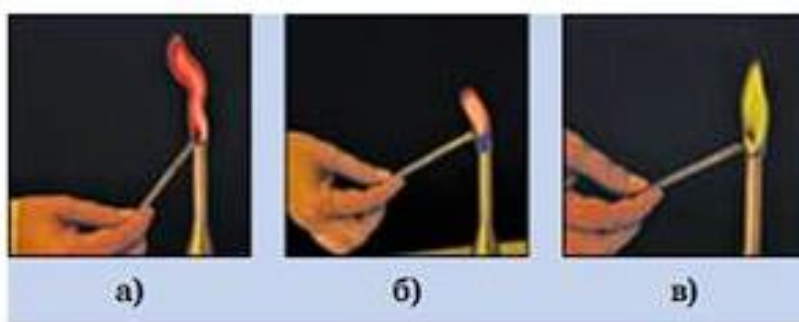


Рис.1. Окрашивание пламени солями элементов группы IIА: а – солью кальция, б – солью стронция, в – солью бария

Общая характеристика элементов II а группы

- Металлы главной подгруппы II группы имеют электронную конфигурацию внешнего энергетического уровня ns^2 , и являются s-элементами.
- Легко отдают два валентных электрона, и во всех соединениях имеют степень окисления +2
- Сильные восстановители
- Активность металлов и их восстановительная способность увеличивается в ряду: Be–Mg–Ca–Sr–Ba
- К щелочноземельным металлам относят только кальций, стронций, барий и радий, реже магний
- Бериллий по большинству свойств ближе к алюминию

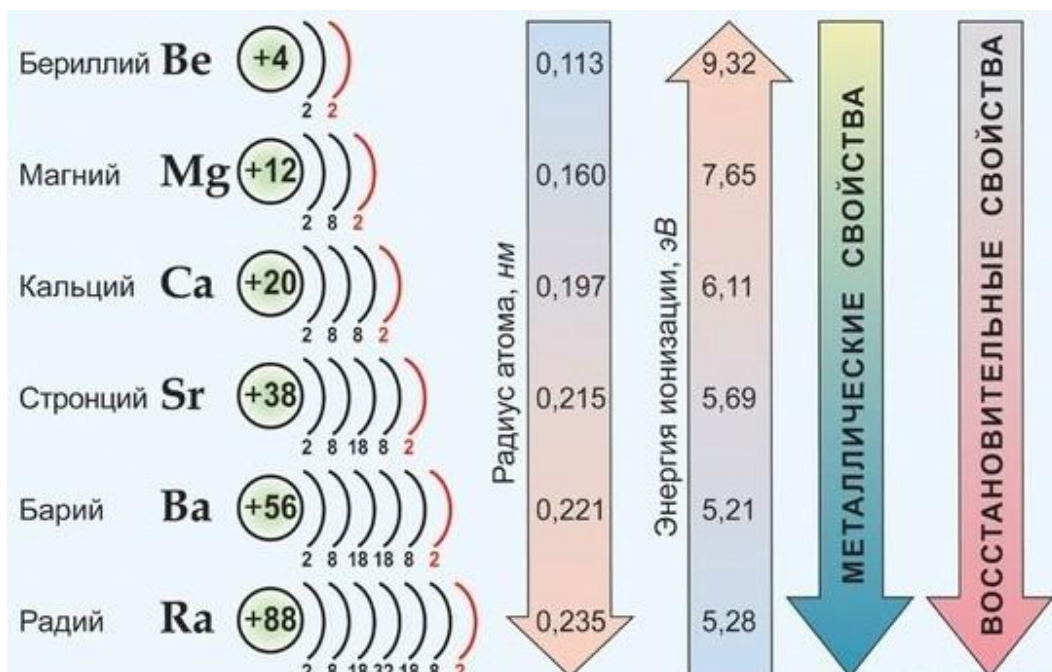


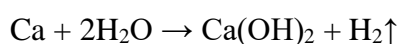
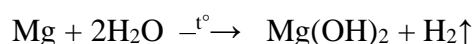
Рис.2. Физические свойства простых веществ

В виде простых веществ элементы II A группы в природе не встречаются. Самые распространенные из них – кальций и магний – встречаются в природе в составе минералов, содержащих, как правило, карбонаты и сульфаты этих элементов. Также соли кальция и магния содержатся в пресной и морской воде.

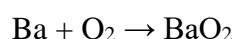
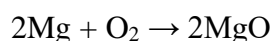
Радий – радиоактивный элемент. В природе он встречается в составе минералов урана.

Химические свойства

Реакция с водой. В обычных условиях поверхность Be и Mg покрыты инертной оксидной пленкой, поэтому они устойчивы по отношению к воде. В отличие от них Ca, Sr и Ba растворяются в воде с образованием щелочей:

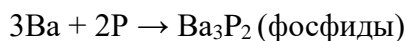


Реакция с кислородом. Все металлы образуют оксиды RO, барий-пероксид – BaO₂:



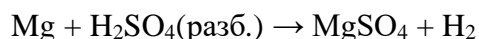
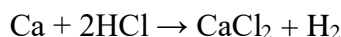
С другими неметаллами образуют бинарные соединения:



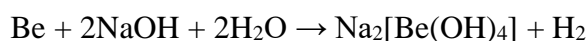


Бериллий и магний сравнительно медленно реагируют с неметаллами.

Все щелочноземельные металлы растворяются в кислотах:



Бериллий растворяется в водных растворах щелочей:



Летучие соединения щелочноземельных металлов придают пламени характерный цвет: соединения кальция – кирпично-красный, стронция – карминово-красный, а бария – желтовато-зелёный.

Критерий оценивание:

1. Объясняет закономерности изменения физических свойств элементов 2 (IIA) группы;
2. Составляет уравнения жесткости воды и способы ее устранения;
3. Раскрывает применение важнейших соединений

Задания:

4. Состав хрустального стекла выражается упрощённой формулой $\text{Na}_2\text{O} \cdot 3\text{PbO} \cdot 6\text{SiO}_2$.
5. Определите массу кальцинированной соды с массовой долей примесей 12%, песка и оксида свинца (II), расходуемую на получение хрусталя массой 600 кг?
6. Определите массу каустической соды, образующейся при взаимодействии кальцинированной соды массой 1,4 т с массовой долей Na_2CO_3 95% и гашеной извести массой 1,1 т с массовой долей $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 85%, если массовая доля гидроксида натрия в каустической соде 92%.
7. При реакции с водой 1,4г металла, образующего одновалентный катион, выделяется 2,24л газа(н.у). Определить какой металл был взят.
8. К 80мл раствора с массовой долей гидроксида натрия 0,1($\rho=1,1$ г/мл) добавили 201,5 мл раствора с массовой долей серной кислоты 0,1($\rho=1,07$ г/мл). Определить состав соли и вычислить ее массу.
9. Какой объем раствора с массовой долей гидроксида натрия 0,8($\rho=1,09$ г/мл) потребуется для нейтрализации 300мл раствора с массовой долей соляной кислоты 0,2($\rho=1,1$ г/мл)?

Урок №3

Тема: Получение металлов и сплавов

Информационный блок

Большое количество металлов находится в природе в виде соединений: оксидов, сульфидов, сульфатов, хлоридов, карбонатов и т. д. В свободном виде встречаются металлы, расположенные в ряду напряжений правее водорода (Au, Hg, Pt, Ag, Cu). Получение металлов из их соединений является важной экономической задачей. Металлы получают из руд посредством металлургических процессов.

Минералы и черные породы, содержащие металлы и их соединения, из которых выделение чистых металлов технически возможно и экономически целесообразно, называют рудами.

Получение металлов из руд – задача металлургии.

Металлургия – это область науки о промышленных способах получения металлов и их сплавов, а также отрасль промышленности. Металлургию подразделяют на черную (производство железа и его сплавов) и цветную (производство остальных металлов).

Любой металлургический процесс – это процесс восстановления ионов металла с помощью различных восстановителей. Суть его можно выразить так:



В зависимости от метода получения металла из руды существуют следующие основные виды металлургических производств: пирометаллургия, гидрометаллургия, электрометаллургия.

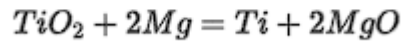
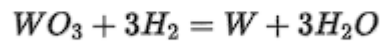
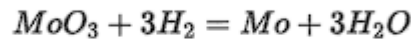
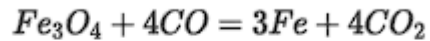
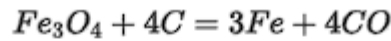


Рис. 1. Виды металлургических производств

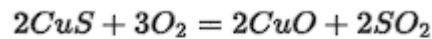
Рудами называют минералы и горные породы, содержащие металлы и их соединения, из которых технически возможно и экономически целесообразно получать чистые металлы.

Пирометаллургия – восстановление металлов из руд при высоких температурах с помощью углерода С, оксида углерода(II) CO, водорода H₂, металлов – алюминия Al, магния Mg.

В процессах пирометаллургии используются различные восстановители: неметаллические – кокс, оксид углерода(II), водород; металлические – алюминий, магний, кальций и другие металлы. Если в качестве восстановителя применяют алюминий, то процесс восстановления называют алюминотермией. Пирометаллургическими методами получают: железо, медь, свинец, никель, хром и другие металлы:



Сульфидные руды предварительно обжигают, получая оксиды металлов, из которых затем металлы восстанавливают, например:



Гидрометаллургия – восстановление металлов из их солей в растворе.

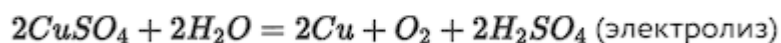
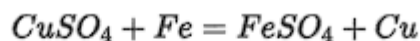
Гидрометаллургические процессы включают стадию перевода нерастворимых соединений металлов из руд в растворы (например, действием серной кислоты переводят в раствор соли меди, цинка, урана) с последующим восстановлением металлов из полученных растворов с помощью других металлов или электрического тока.

С помощью гидрометаллургии получают медь, кадмий, извлекают золото и серебро.

Например, руду, содержащую оксид меди(II), обрабатывают серной кислотой, в результате чего образуется растворимый сульфат меди(II):

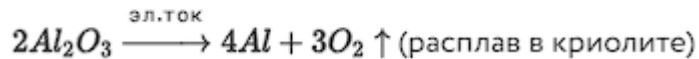
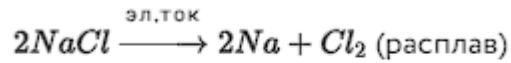


Затем проводят реакцию замещения или электролиз раствора и получают медь:



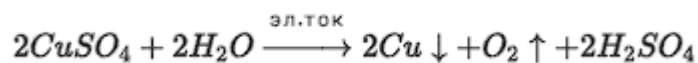
Электрометаллургия – восстановление металлов в процессе электролиза растворов или расплавов их соединений.

Электрометаллургические методы применяют главным образом для получения активных металлов – щелочных и щелочноземельных, а также алюминия. При этом подвергают электролизу не растворы, а расплавы хлоридов, гидроксидов или оксидов:



Сырьём для производства алюминия служат бокситы, которые прокаливанием переводят в оксид алюминия Al_2O_3 . Электролизу подвергают раствор оксида алюминия Al_2O_3 в расплавленном криолите Na_3AlF_6 . Криолит понижает температуру плавления оксида алюминия и значительно повышает электропроводность расплава. Производство алюминия относят к числу энергоёмких, поэтому его размещают не рядом с местом добычи сырья, а вблизи источников дешёвой электроэнергии.

Малоактивные металлы, такие как медь, получают путём электролиза водных растворов их солей, например:



Сплавы металлов – это вещества, состоящие из двух и более металлов. Сплавы кроме металлов, также содержат неметаллы (углерод, кремний и др.). Свойства сплавов отличаются от свойств исходных металлов. Все металлы, имеющие производственные значения, используются в виде сплавов.

Сплавы бывают:

Механические смеси металлов. При охлаждении расплава выделяются кристаллики отдельных металлов.

Твердые растворы. При охлаждении расплава образуются однородные кристаллы.

Интерметаллические соединения. Такие соединения получаются при взаимодействии металлов между собой.

Критерий оценивание:

1. Называет месторождения меди, цинка, железа, хрома и их соединений в Казахстане;
2. Объясняет свойства и применение меди, цинка, хрома и их важнейших соединений;
3. Описывает применение алюминия и его сплавов;

Задания:

1. Что такое сплавы? Какие они бывают?
2. Почему сплавы металлов часто заменяют чистые металлы?
3. Какие сплавы человек научился получать первыми?
4. Из какого сплава изготовлены наши казахстанские монеты?

5. В чистом виде золото и серебро – мягкие металлы. Для повышения механической прочности их сплавляют с медью. Число частей золота или серебра, приходящееся на 1000 частей сплава, называется пробой. Определите массу: а) золота в сплаве 585-й пробы массой 500 г; б) серебра 875-й пробы массой 400 г.

Ответ: а) 292,5 г; б) 850 г.

6. Массовая доля меди в латуни составляет 68%, а цинка – 32%. Какая масса каждого металла расходуется на получение такого сплава массой 900 кг?

Ответ: 612 кг меди, 288 кг цинка.

7. В заводской лаборатории образец латуни массой 400 г, содержащей медь, олово, цинк, обработали соляной кислотой. При этом выделился водород объемом 70 л (н. у.), а масса нерастворимого остатка составила 160 г. Определите массовую долю (в %) каждого металла в сплаве.

Ответ: Cu– 40%; Sn-20%; Zn–40%.

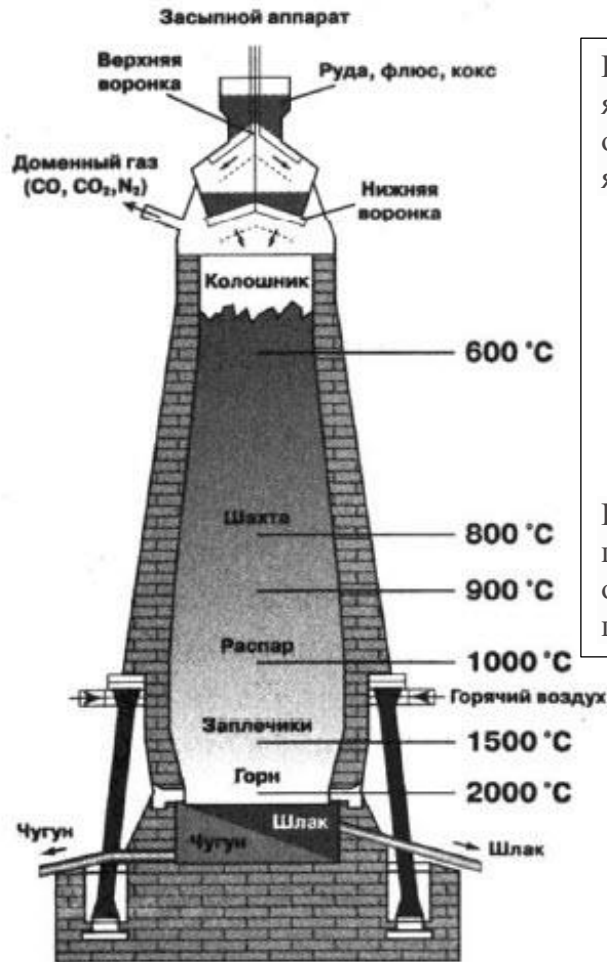
Урок №4

Тема: Производство чугуна и стали

Информационный блок

Ъ

По объёму производства и потребления железо является важнейшим металлом. Обычно железо используется в виде сплавов. Отрасль промышленности, производящая железо и его сплавы, – чёрная металлургия.



Источником получения железа является **железная руда**. В руде основными компонентами являются соединения железа:

- Fe₃O₄ – магнетит (магнитный железняк),
- Fe₂O₃ – гематит (красный железняк),
- Fe₂O₃ · nH₂O – лимонит (бурый железняк),
- FeS₂ – пирит (железный колчедан, серный колчедан).

Пирит сначала обжигают (в ходе производства серной кислоты), а огарок (Fe₂O₃) используют в производстве чугуна.

Рис. 1. Доменная печь

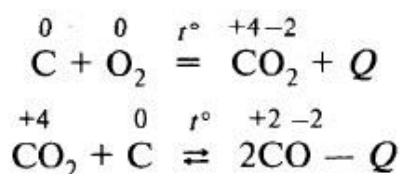
Продуктами производства являются чугун и сталь.

Чугун – сплав железа с углеродом, в котором массовая доля углерода составляет более 2%, а также имеются примеси кремния, фосфора, серы и марганца.

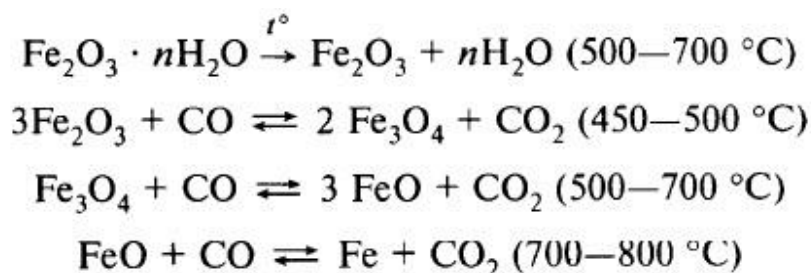
Производство чугуна осуществляют в доменных печах (рис.1.) Сырьём для производства являются железная руда, кокс, известняк и горячий воздух.

Доменную печь загружают сначала коксом, а затем послойно агломератом и коксом. (Агломерат – это определённым образом подготовленная руда, спечённая с флюсом, в

данном случае – с известняком.) Через специальные отверстия (фурмы) в нижнюю часть домны подаётся горячий воздух, обогащённый кислородом. В нижней части домны кокс сгорает, образуя CO_2 , который, поднимаясь вверх и проходя сквозь слои накалившегося кокса, взаимодействует с ним и образует CO :



Руда последовательно претерпевает превращения:



В руде присутствует также пустая порода, которую образует главным образом кремнезём – SiO_2 . Это тугоплавкое вещество. Для превращения его в легкоплавкие соединения к руде добавляется флюс. Обычно это известняк. При взаимодействии его с кремнезёмом (SiO_2) образуется силикат кальция:



Образующийся силикат легко отделяется в виде шлака.

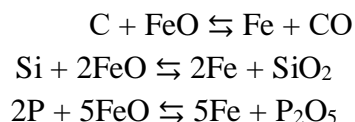
Сталь – сплав железа с углеродом, в котором массовая доля углерода составляет менее 2%.

Сущность получения стали из чугуна заключается в уменьшении содержания углерода в металле и возможно более полном удалении примесей – серы и фосфора, а также в доведении содержания кремния, марганца и других элементов до требуемых пределов.

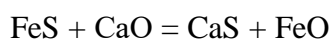
Существует несколько способов переработки чугуна в сталь: мартеновский, бессемеровский и томасовский. Они различаются методами окисления.

В бессемеровском и томасовском способах окисление осуществляется кислородом воздуха, продуваемого через расплавленный металл. Во всех процессах углерод, содержащийся в металле, окисляется до CO и CO_2 , удаляемых из реакционной зоны. Кремний Si , марганец Mn , хром Cr и другие металлы, окисляясь, переходят в шлак в виде SiO_2 , MnO и т. д.

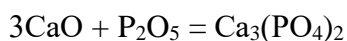
Механизм процесса окисления может быть представлен следующим образом. В первую очередь окисляется часть железа. Часть образующихся оксидов растворяется в металле и взаимодействует с примесями:



Для максимального удаления примесей серы и фосфора необходимо, чтобы в процессе передела чугуна получались основные шлаки; это достигается путём добавления известняка или извести. Сера, содержащаяся в чугуне в виде FeS, реагирует с оксидом кальция CaO:



Образующийся сульфид кальция переходит в шлак. Образовавшийся P₂O₅ также взаимодействует с известью, образуя фосфат кальция, переходящий в шлак:



Бессемеровский и томасовский способы осуществляют в конвертерах. Конвертеры – аппараты грушевидной формы, изготовленные из специальной котельной стали (кожух) и футерованные изнутри огнеупорными материалами.

Критерий оценивание:

1. Называет химические и технологические процессы, происходящие при получении чугуна;
2. Характеризует исходные материалы для получения стали;
3. Объясняет особенности переработки чугуна в сталь.

Задания:

1. Что такое **чугун**? Можно ли изобразить химическую формулу чугуна?
2. Из какой руды получают чугун? Какая руда наиболее выгодна для получения?
3. Назовите составные части доменной печи.
4. Объясните, как устроен загрузочный аппарат.
5. Почему шлак скапливается сверху над чугуном?

6. Массовая доля оксида железа (III) в железной руде составляет 80%. Сколько автомобилей можно изготовить из металла, полученного из руды массой 47 т, если на одну машину расходуется металл массой 1.2 т?

Ответ: 22

7. Массовая доля железа в магнитном железняке составляет 64,13%. Какую массу чугуна (содержание железа 95%) можно получить из данной руды массой 5 т, если массовая доля производственных потерь железа составляет 2,5%?

Ответ; 3,3 т

8. Какова функция ферросплавов? Напишите уравнение действия феррохрома, составьте для него электронный баланс.

9. Образец железного сплава массой 10 г растворили в избытке соляной кислоты. Не растворился углерод массой 0.4 г. Сталь это или чугун?

Ответ: чугун

10. Определите массовую долю углерода в стали., если ее образец массой 10 г при сгорании в токе кислорода образует углекислый газ объемом 0,37 л (н. у.).

Ответ: 2%.

Урок №5

Тема: Общая характеристика переходных металлов

Информационный блок

Переходные элементы – это металлы. Поэтому в своих соединениях они проявляют положительные степени окисления. Очень сильно видно различие в свойствах у элементов IV–VIII подгрупп периодической системы. Элементы побочных подгрупп – это металлы, а главных подгрупп – неметаллы. Однако, когда элементы главных и побочных подгрупп находятся в высших степенях окисления, их соединения проявляют заметное сходство.

Значение переходных металлов для организма и жизнедеятельности

Без переходных металлов наш организм существовать не может. Железо – это действующее начало гемоглобина. Цинк участвует в выработке инсулина. Кобальт – центр витамина В-12. Медь, марганец и молибден, а также некоторые другие металлы входят в состав ферментов.

Многие переходные металлы и их соединения используются в качестве катализаторов. Например, реакция гидрирования алкенов на платиновом или палладиевом катализаторе. Полимеризация этилена проводится с помощью титансодержащих катализаторов



Рис.1. Сплавы переходных металлов

Химические свойства железа и его соединений

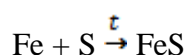
Железо – это химический элемент №26, который находится в побочной подгруппе VIII группы, в четвертом периоде. Электронная конфигурация атома железа – $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$.



Рис.2. Электронная конфигурация атома железа

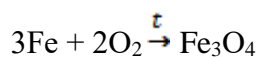
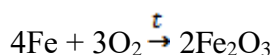
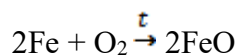
Степени окисления железа: 0, +2, +3. Соединения железа (III) проявляют слабые окислительные свойства, образуемые оксиды и гидроксиды Fe_2O_3 и $\text{Fe}(\text{OH})_3$ проявляют амфотерные свойства, хотя основные свойства у этих соединений значительно преобладают.

Взаимодействие с неметаллами. При нагревании железо, особенно порошкообразное, способно взаимодействовать практически со всеми неметаллами. Хлор и фтор окисляют железо до Fe^{+3} . Бром может окислить и до Fe^{+2} , и до Fe^{+3} в зависимости от количества, а йод окисляет только до степени окисления $+2\text{Fe}^{+2}$. При реакции с серой сначала образуется сульфид железа, а затем дисульфид железа.

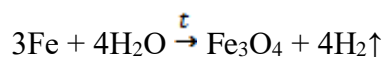


$\text{FeS} + \text{S} \xrightarrow{t} \text{FeS}_2$ – природный минерал такого состава называется пирит.

Взаимодействие железа с кислородом. При взаимодействии железа с кислородом, в зависимости от его количества, могут образовываться разные оксиды. В том числе и смешанный оксид Fe_3O_4 .

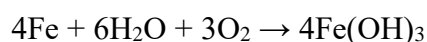


Взаимодействие железа с водой. При сильном нагревании металлическое железо взаимодействует с водой.

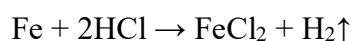


Во влажном воздухе при обычных условиях железо реагирует с парами воды и кислородом, с образованием ржавчины. Она состоит из смешанных оксидов, гидроксидов и соединений кислорода. Это не индивидуальное вещество.

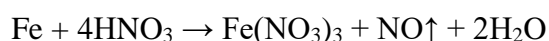
Примерная схема ржавления железа:



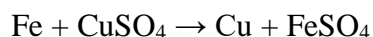
Взаимодействие железа с кислотами. Как и другие типичные металлы, железо взаимодействует с кислотами-неокислителями с выделением водорода.



С кислотами-окислителями железо не реагирует из-за пассивации. Но с разбавленными кислотами реакция происходит.



С растворами солей. Металлическое железо вытесняет менее активные металлы из растворов их солей.



Амфотерные свойства железа

Железо и некоторые его соединения способны проявлять амфотерные свойства.

$\text{Fe} + 2\text{NaOH} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2[\text{Fe}(\text{OH})_4] + \text{H}_2\uparrow$ В горячем концентрированном растворе щелочи образуется комплексное соединение, и выделяется водород.

Критерий оценивание:

1. Раскрывает понятие и свойства переходных металлов;
2. Раскрывает биологическую роль переходных металлов.

Задания:

1. Какие элементы называют переходными? Как они расположены в периодической системе элементов? Приведите примеры.
2. Составьте электронные формулы атомов хрома, железа титана, марганца, запишите формулы оксидов и гидроксидов этих элементов, определите их характер.
3. Составьте электронные формулы атомов калия и меди. На основе строения и свойств меди и калия поясните, в чем проявляется сходство и различие элементов IА–и IБ- групп.
4. Составьте уравнения реакций, характеризующие химические свойства цинка, железа, хрома и титана.
5. В раствор, содержащий 32 г сульфата меди (II), поместили 8,4 г железных опилок. Какие вещества образовались и какова их масса?
6. Ответ: 22,8 г FeSO_4 , 8,6 г Cu .
7. Вещество, полученное при прокаливании 1,28 г меди в струе кислорода, обработали 4%-ным раствором (плотность $1,02\text{г/см}^3$) кислоты. Вычислите, какой объем кислоты израсходовали и какова масса хлорида меди (II).
8. Ответ: $35,78\text{ см}^3\text{ HCl}$, 2,7 г CuCl_2

Урок №6

Тема: Комплексные соединения

Информационный блок

Состав комплексных соединений. Комплексное соединение (рис.1.), состоит из внутренней и внешней сферы. Центральная частица, вокруг которой расположены окружающие ее лиганды, называется комплексообразователем. Число лигандов комплексообразователя называется координационным числом.



Рис. 1. Состав комплексного соединения

Номенклатура комплексных соединений. Комплексное соединение может состоять из комплексного катиона, комплексного аниона или может быть нейтральным.

Соединения с комплексными катионами. Вначале называют внешнесферный анион, затем перечисляют лиганды, затем называют комплексообразователь в родительном падеже (ему дается русское название данного элемента). После названия комплексообразователя в скобках римской цифрой указывается его степень окисления.

Число одинаковых лигандов называют греческим числительным:

2 – ди,

3 – три,

4 – тетра,

5 – пента,

6 – гекса,

7 – гепта и т.д.

$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ – сульфат тетраамминмеди (II),

$[\text{Ni}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_2$ – хлорид гексаакваникеля (II).

Вначале перечисляют лиганды анионные, затем нейтральные, затем катионные. Например: $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_3$ – хлорид хлоропентаамминплатины (IV) .

Если в комплексе имеются несколько лигандов одинакового знака заряда, то они называются в алфавитном порядке: $[\text{CoCl}_2(\text{H}_2\text{O})(\text{NH}_3)_3]\text{Cl}$ – хлорид дихлороакватриамминкобальта (III).

Соединения с комплексными анионами. Вначале называют комплексный анион в именительном падеже: перечисляют лиганды, затем комплексообразователь (ему дается латинское название и к названию добавляется окончание “ат”). После названия комплексообразователя указывается его степень окисления. Затем в родительном падеже называется внешнесферный катион.

$\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ – тетрагидроксоцинкат (II) натрия;

$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ – гексацианоферрат (II) калия;

$\text{K}_2[\text{CuCl}_4]$ – тетрахлорокупрат (II) калия.

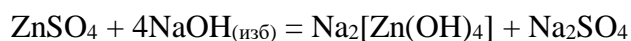
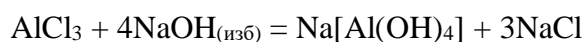
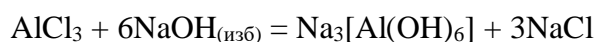
Соединения без внешней сферы. Вначале называют лиганды, затем комплексообразователь в именительном падеже с указанием его степени окисления. Все название пишется слитно.

$[\text{Ni}(\text{CO})_4]$ – тетракарбонилникель (0);

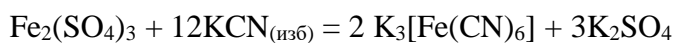
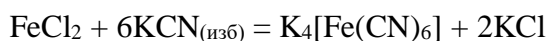
$[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_4]$ – тетрахлородиамминплатина (IV).

Реакции образования комплексных соединений. Комплексные соединения обычно получают действием избытка лигандов на содержащее комплексообразователь соединение. Координационное число, как правило, в 2 раза больше степени окисления комплексообразователя. Из этого правила бывают, однако, исключения.

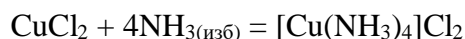
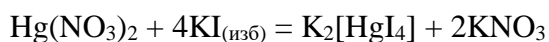
Образование гидроксокомплексов.



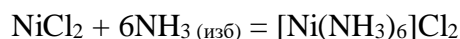
Образование комплексных солей. Если комплексообразователем является Fe^{2+} или Fe^{3+} , то координационные числа в обоих случаях равны шести:



Координационные числа ртути и меди, как правило, равны четырем:



Для большинства аква- и амминных комплексов ионов d-элементов координационное число равно шести:



Критерий оценивание:

1. Объясняет понятие внутренняя координационная сфера, внешняя координационная сфера;
2. Разъясняет термины комплексообразователь, лиганда, координационного числа.

Задания:

1. Какие вещества относят к комплексным соединениям, каковы их состав и строение?
2. Каково значение комплексных соединений и где он и применяются?
3. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения;
4. $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn} \rightarrow \text{ZnCl}_2 \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{ZnSO}_4$
5. На нейтрализацию расгворд содержащего 10,5 г азотной кислоты, израсходовано 6,17 г гидроксида некоторого металла. Степень окисления атомов металла +2. Определите формулу гидроксида.

Ответ: $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

6. В результате длительного прокаливания сульфата железа (II) массой 38 г произошло полное разложение образца на оксид железа (III), оксид серы (IV) и кислород. Рассчитайте количество образовавшегося при этом оксида серы (IV)

Урок №7

Тема: Научные принципы химического производства

Информационный блок

На расположение предприятий химической промышленности в влияют следующие факторы:

- расположение месторождений полезных ископаемых;
- наличие необходимого количества рабочей силы;
- близость удобных транспортных развозок;
- цена энергоресурсов;
- наличие потребителей.

Опасные химические производства всегда располагают подальше от населенных пунктов. Из-за большого количества вредоносных выбросов подобные промышленные объекты не строят вблизи рекреационных территорий, где расположены оздоровительные центры и популярные места отдыха.

Химическая технология решает еще ряд других проблем: в каких аппаратах проводить реакции; из каких материалов изготавливать оборудование; какой должна быть технологическая схема производства; как обеспечить условия, при которых реакции будут происходить быстро; как осуществлять контроль за процессом и обеспечить его безопасность. Химическая технология решает указанные вопросы на основе научных принципов организации химического производства.

Важнейшей задачей организации химического производства является подбор оптимальных условий, при которых с корост и химических реакций являются максимальными и при этом обеспечивается максимально возможный выход продукта реакции, т. е. равновесие реакции должна быть смещена в сторону выхода продукта.

Таким образом, к химико-технологическим и экологическим факторам, обеспечивающим выполнение научной организации довременных химических производств относятся:

- увеличение поверхности реагирующих веществ;
- теплообмен (утилизация тепла);
- масс о обмен {противоток};
- циркуляция реагирующих веществ;
- изменение скорости и направления химических реакций (использование катализатора, оптимальных температур, давления и концентрации);
- исключение ручных операций и автоматизация производства;

Химическая промышленность и химическая технология

Многие химические реакции, с которыми вы познакомились в лабораторных условиях, или аналогичные им осуществляют в промышленных условиях при производстве важнейшей для повседневной жизни химической продукции.

Пластмассы, синтетические волокна, фармацевтические препараты, удобрения, мыла и моющие средства, красители, пестициды, косметика и парфюмерные изделия и даже компоненты пищи – все это только некоторые виды продукции, выпуск которой полностью или частично зависит от химической промышленности. Одиннадцать первых мест по объему производства принадлежат следующим химическим веществам: H_2SO_4 , NH_3 , N_2 , CaO , O_2 , C_2H_4 , $NaOH$, Cl_2 , HCl , H_3PO_4 , HNO_3 . Эти-то вещества и используются в больших количествах далее для получения столь необходимых видов продукции, названных выше.

Даже если речь идет о «100%-м природном продукте», это означает лишь то, что в нем нет синтетических добавок, и совсем не означает, что при его получении не использовали какие-либо химические технологии.

Химическая промышленность – это отрасль народного хозяйства, производящая продукцию на основе химической переработки сырья. Основой ее является химическая технология – наука о наиболее экономичных методах и средствах массовой

Любое химическое производство создается на основе общих научных принципов и включает составляющие:

Важнейшими составляющими химического производства являются:

- аппаратура;
- сырье;
- энергия;
- вода (и другие вспомогательные материалы).

Металлы. Металлом может перерабатываться до бесконечности. Например, алюминий чаще всего перерабатывают в банки для различных напитков. Благодаря своим химическим свойствам, он крайне слабо реагирует на окислители, входящие в состав газированных напитков или пива.

Стекло. Так же как и металлы, стекло может перерабатываться бесконечно, не теряя своих свойств.

Основными проблемами вторичной переработки стекла является то, что производство стекла требует очень больших энергозатрат и что еще важнее, стекло, наряду со сталью, является одним из наиболее сложных для утилизации видов отходов. Срок его природного разрушения достигает многих десятков лет. А это, в свою очередь, наносит экологии немалый ущерб.

Приоритетным направлением вторичного применения стекла является производство пеностекла, декоративно-облицовочных материалов и стеклочерепицы, а также

изготовление цементных растворов, различные антикоррозийные составы, **применяемые в автомобильной промышленности.**

Бумага. Бумага, в отличие от стекла или металла, может быть подвержена переработке до восьми раз. После этого она теряет свои свойства. Бумага, переработанная из макулатуры, широко используется в газетной и журнальной полиграфии, при производстве упаковочных видов бумаги и картона, мягких кровельных материалов.

ПЭТ-бутылки и полиэтилен. Переработка пластиковой тары является крайне важным для поддержания экологического баланса нашей планеты. По своим свойствам полиэтилен разлагается в природных условиях более 300 лет. Кроме того, рынок ПЭТ-бутылок продолжает быстро расти. ПЭТ производится из нефти, и поэтому утилизация старых полиэтиленовых бутылок поможет сократить зависимость от нефти.

Достаточно большим заблуждением является мнение, что переработанные изделия из полиэтилена используются вторично по тому же назначению. Из переработанного ПЭТ не производятся новые бутылки. Они используются для изготовления более низкого сорта пластмасс, которые, в свою очередь, идут на производство таких вещей, как детские площадки.

Текстильные материалы. Вторичная переработка текстильных материалов в какой-то мере является более сложным процессом, чем переработка другого вторсырья.

Критерий оценивание:

1. Перечисляет основные принципы химического производства;
2. Описывает материалы, подвергающиеся вторичной переработке;
3. Разъясняет значение непрерывности химического производства.

Задания:

1. Какие факторы влияют на расположение предприятий промышленности.
2. Перечислите и объясните общие технологические принципы принимаемые в современных химических производствах.
3. Какие виды мероприятий на химическом производстве для обеспечения экологической безопасности?
4. Какие виды отходов образуются в современном мире?
5. Какие вредные воздействия могут причинить твердые отходы окружающей среде?
6. Какие проблемы возникают при утилизации отходов?
7. Сколько времени понадобится для разложения отходов? Что можно предпринять для того чтобы уменьшить влияние твердых бытовых отходов на здоровье людей?

8. Напишите краткий обзор о том, как решается проблема утилизации мусора в вашем регионе?
9. Какие способы вторичной переработки отходов можно применить, и как можно усовершенствовать систему переработки?
10. Как вы думаете, какие основные правила должны соблюдать каждый из нас для решения "мусорной" проблемы?
11. Какие материалы могут быть подвергнуты вторичной переработке?

Урок №8

Тема: Проблемы охраны окружающей среды при производстве металлов

Информационный блок

Горнорудные предприятия являются одними из крупнейших потребителей природных ресурсов и загрязнителей окружающей среды. Отходы горно-обогатительного и металлургического производств занимают огромные территории и относятся к числу источников экологического риска из-за попадания, вредных составляющих в атмосферу, почву и воду, что влечет за собой изменения климата.

В результате переработки руд черных и цветных металлов возникает ряд экологических проблем:

1. Поступление отходов в атмосферу (основная проблема металлургического производственного комплекса).
2. Поступление отходов в гидросферу, в том числе поверхностные и подземные воды; необходимость утилизации различных твердых отходов,
3. Деградация земель при образовании карьеров, отвалов и т. д.
4. Вредное влияние на почвы, растительный и животный мир.
5. Неблагоприятное воздействие на здоровье человека.

Выбросы в атмосферу –Ключевой проблемой металлургии считается то, что в воздух попадают вредные химические элементы и соединения. Они освобождаются во время сжигания топлива и переработки сырья. В зависимости от специфики производства в атмосферу попадают также загрязнители двуокись углерода, алюминий, мышьяк, сероводород, ртуть, сурьма, сера, олово, азот, свинец и др.

Эксперты отмечают, что каждый год из-за работы металлургических заводов в воздух поступает не менее 100 млн. т сернистого газа. В последующем он выпадает на землю в виде кислотных дождей, которые загрязняют все вокруг: деревья, дома, улицы, почву, поля, реки, моря и озера.

При производстве 1 т чугуна в окружающую среду попадает, помимо выбросов угарного и углекислого газов, 4,5 кг пыли и 2,7 кг сернистого газа, а также в небольшом количестве соединения мышьяка, фосфора, сурьмы, свинца и смолистые вещества. Выбросы мартеновских и конвертерных сталеплавильных цехов содержат оксиды азота, серы значительное количество пыли.

За многолетний период интенсивного развития горно-металлургического комплекса общее количество накопленных отходов в черной металлургии Казахстана (железорудная, хромово-марганцевая и ванадиево-марганцевая отрасли) составляет более 6,2 млрд. т. Из них: попутной добычи и вскрыши – 92,8%, обогащения – 6,1% и металлургического передела – 1,1%. Площадь земель, занимаемая отходами, – более 15 тыс. га.

Основная часть отходов горно-металлургического комплекса образуется на предприятиях цветной металлургии. При добыче и переработке руд цветных металлов с получением конечного продукта 2% рудной массы перерабатывается в товарную продукцию, остальные 98% идут в отвалы и хвостохранилища. К примеру, для получения 1 т меди перерабатывается 100 т товарной руды; для получения 1 т товарной свинцовой

руды необходимо добыть 3 т рудного сырья. Отходами являются вскрышные породы, хвосты обогащения и шлаки горно-металлургических предприятий.

Промышленные стоки. Актуальная проблема металлургии – это загрязнение водоемов промышленными стоками. Дело в том, что водные ресурсы используются на различных этапах металлургического производства. В ходе этих процессов вода насыщается следующими вредными веществами: фенолы и кислоты, грубодисперсные примеси и цианиды, мышьяк и крез. Перед тем как сбрасывать такие стоки в водоемы не всегда их очищают, поэтому весь этот “коктейль” химических осадков металлургии смывается в акватории городов. После этого воду, насыщенную этими соединениями, не то что нельзя пить, но и также использовать для бытовых целей.

Последствия загрязнения биосферы. Загрязнение окружающей среды металлургической промышленностью прежде всего приводит к ухудшению здоровья населения. Особенно у людей, работающих на таких предприятиях. У них развиваются хронические заболевания, которые нередко приводят к инвалидности и летальному исходу. Также люди, проживающие поблизости с заводами, со временем получают тяжелые недуги, так как вынуждены дышать грязным воздухом и пить воду плохого качества, вследствие чего в организм попадают ядохимикаты, тяжелые металлы и нитраты.

Отсюда вызывают тревогу факты роста профессиональной заболеваемости среди рабочих основных профессий в карьерах и шахтах, повышение смертности и снижение продолжительности жизни населения в горнорудных регионах Казахстана.

Одним словом, наличие огромного объема техногенных образований на земной поверхности является причиной формирования сложной экологической ситуации регионального масштаба.

Критерий оценивание:

1. Прогнозирует экологические проблемы в различных отраслях химической промышленности Казахстана;
2. Раскрывает экологические проблемы химических производств Казахстана;
3. Оценивает воздействие отходов химического и металлургического производств на окружающую среду;

Задания:

1. Перечислите экологические проблемы, возникающие при переработке полезных ископаемых.
2. Напишите эссе тему: "Проблемы охраны окружающей среды при производстве металлов".
3. Какие существуют экологические проблемы? Имеются ли в вашем регионе проживания предприятия по производству и переработке металлов?

Урок №9

Тема: 12 принципов «Зеленой химии»

Информационный блок

Зеленая химия – это узконаправленная отрасль. Производство этой отрасли не оказывает пагубного воздействия на внешнюю среду, относится к «зеленой химии». Если рассмотреть в широко направленном формате, зеленая химия – совершенно новая технология с инновационным подходом ко всему процессу производства. Она рассматривает не только утилитарные, но и гуманитарные позиции нужд человека, которые в данном аспекте считаются основными и базовыми.

Ученые 20 века думали: конечная цель химической промышленности – получение достойной прибыли. В 21 веке профессора, кандидаты наук и многие другие известные деятели химического направления прислушались и последовали совершенно новой и актуальной КУР (концепции устойчивого развития). Она включает в себя удовлетворение потребностей современного общества без вреда для потомков. КУР стала базой для создания двенадцати правил зеленой химии

12 принципов зеленой химии:

1. Перед переработкой остатков, предотвратите потери.
2. Отбор методик синтезирования обязан производиться с учетом полной переработки материала.
3. Качественный отбор способов синтеза должен производиться с учетом некоторых факторов вещества и воздействие оных на флору и фауну.
4. Производительность должна полностью сохранить темп работы и продуктивность, но уровень токсичности обязан уменьшиться.
5. В технологическом процессе используются реагенты, растворители и разделяющие агенты. В данном случае, желательно их использование ограничить и сделать безвредным или удалить, если существует такая возможность.
6. Необходимо учесть расходы энергии и то, как она отразится на цене товара. Синтезирование должно производиться при температуре внешней среды и давлении.
7. Выгода заключается в возобновлении исходного и расходуемого материалов.
8. Исключить или минимизировать промежуточные продукты.
9. Каталитические процессы в приоритете (желательно селективные).
10. Конечный результат химического продукта заключается в разложении на безопасные и не оставляет остаточный след во внешней среде.
11. Отслеживать создание опасных товаров в 21 веке при помощи аналитических методик.
12. Процесс отбора веществ и их форм в производстве проводиться так, чтобы уровень небезопасности равнялся нулю.

На данный момент существует три метода реализации зеленого проекта, которые можно с уверенностью назвать перспективными:

1. Постоянный поиск новых путей синтезирования.
 2. Разработка способов синтезирования на базе возобновляемого реагента. Данный процесс не требует нефти и природного газа.
 3. Будет произведена полная замена растворителей во всем процессе.
- Последний пункт следует рассмотреть детальней. Работа растворителя заключается

в:

- Доставлении или отведении теплоты.

- Результативном и продуктивном смешивании.
- Постоянном наблюдении за реакцией и контроле всей работы.

Последствия загрязнения атмосферы

Атмосферное загрязнение воздуха отрицательно сказывается на здоровье человека, способствуя развитию сердечных и легочных заболеваний (в частности, бронхита). Кроме того, такие загрязнители атмосферы, как озон, оксиды азота и диоксид серы разрушают естественные экосистемы, уничтожая растения и вызывая смерть живых существ (в частности, речной рыбы).

Решение экологической проблемы

Глобальную экологическую проблему загрязнения атмосферы, по словам ученых и представителей власти, можно решить следующими путями:

- сокращение объемов использования энергии;
- повышение энергоэффективности;
- уменьшение отходов;
- переход на экологически чистые возобновляемые источники энергии* – очистка воздуха на особо загрязненных территориях.

Критерий оценивание:

1. Называет и объясняет 12 принципов "Зеленой химии";
2. Перечисляет источники загрязнения атмосферы, гидросферы и литосферы;
3. Предлагает пути решения глобальных экологических проблем;

Задания:

1. В природных водах железо присутствует в виде гидрокарбоната железа (II). Как, используя этот факт, можно объяснить, что накипь на стенках чайника никогда не бывает белого цвета? При необходимости напишите уравнения реакций.
2. Прокомментируйте принципы «зеленой химии». Попробуйте привести свои примеры.
3. После удаления разлитых нефтепродуктов, бензина, керосина остается неприятный запах. Небольшие помещения можно проветрить. А что делать с огромными площадями? Как избавиться от неприятного запаха? Предложите свой способ решения данной проблемы.
4. Повышенная доза сильнодействующего лекарства может оказаться опасной для жизни человека, хорошо бы, чтобы лекарство исключало опасность, не допускало таких случаев (пусть даже сознательного применения повышенных доз). Как это сделать?

5. Морские птицы иногда садятся на нефтяные пятна и мараются, случается, и погибают. Как уберечь птиц от посадки на нефтяное пятно? Как сделать, чтобы нефтяные пятна сами отпугивали морских птиц? Какие ресурсы и природные явления можно привлечь на пользу защиты птиц?

Урок №10

Тема: Введение в органическую химию

Информационный блок

Органическая химия – это химия углеводов и их производных.

1. Основные положения теории строения органических соединений:
2. Все атомы, образующие молекулы органического вещества, связаны в определенной последовательности согласно их валентностям.
3. Свойства веществ зависят от строения молекул, т. е. свойства и строение взаимосвязаны между собой.
4. Зная свойства вещества, можно установить его строение и наоборот: химическое строение органического соединения может много сказать о его свойствах.
5. Химические свойства атомов и атомных группировок не являются постоянными, а зависят от других атомов (атомных групп), находящихся в молекуле. При этом наиболее сильное влияние атомов наблюдается в случае, если они непосредственно связаны друг с другом.

Ниже приводятся основные термины, используемые в органической химии.

Изомерией называют явление существования органических соединений с одинаковым качественным и количественным составом, но с различными свойствами.

Изомерами называют химические соединения, имеющие одинаковый качественный и количественный состав, но разное химическое строение и разные свойства.

Структурной называют изомерию, вызванную наличием химических соединений с одинаковым составом, но с различным порядком связи структурных элементов. Различают изомерию углеродного скелета, изомерию положения заместителя или кратной связи.

Геометрическая, или **цис-транс-изомерия**, – явление существования веществ с различным расположением заместителей относительно двойной связи.

Геометрическая изомерия возможна как у соединений с двойной связью, так и у алициклических соединений.

Если одинаковые группы атомов располагаются по разные стороны от плоскости π -связи, то такие соединения называют *транс-изомерами*, если одинаковые группы атомов располагаются по одну сторону от плоскости π -связи, то такие соединения называют *цис-изомерами*.

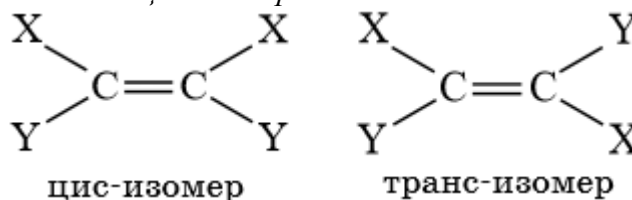
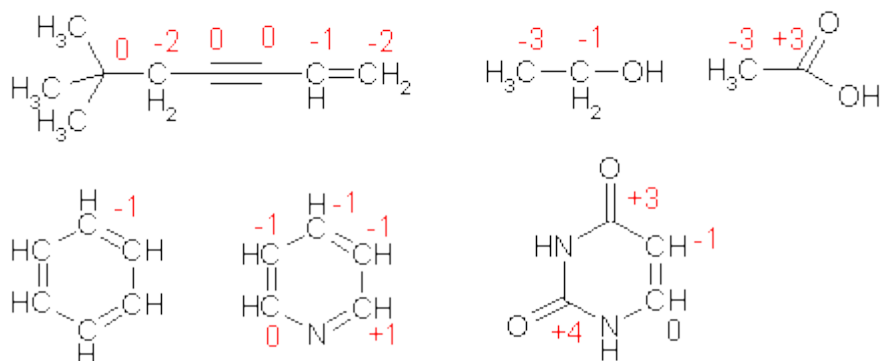


Таблица. I. Степени окисления атомов углерода в соединениях

| | |
|----|--|
| -4 | CH ₄ |
| -3 | CH ₃ -CH ₃ ; R-CH ₃ |
| -2 | R ₂ CH ₂ ; H ₂ C=CH ₂ ; CH ₃ Cl; CH ₃ OH; RCH ₂ -CH ₂ R |
| -1 | R ₃ CH; HC≡CH; RHC=CHR; R ₂ CH-CHR ₂ ; C ₆ H ₆ ; RCH ₂ OH |
| 0 | R ₄ C; R ₃ C-CR ₃ ; R ₂ C=CR ₂ ; RC≡CR; H ₂ C=O; CH ₂ Cl ₂ ; R ₂ CHOH |
| +1 | R ₃ COH; RHC=O |

| | |
|----|-------------------------------|
| +2 | $R_2C=O$; $HCOOH$; $CHCl_3$ |
| +3 | $RCOOH$ |
| +4 | CO_2 ; CCl_4 ; H_2CO_3 |

В молекуле органического соединения степени окисления атомов углерода могут быть различными:



Таким образом, степень окисления любого атома углерода в органических соединениях равна алгебраической сумме числа всех его связей с атомами более электроотрицательных элементов (кислород, азот, сера), учитываемых со знаком (+), и числа связей с атомами водорода, учитываемых со знаком (-), а все его связи с соседними атомами углерода не учитываются.

Гибридные состояния атома углерода.

Электронная конфигурация атома углерода в основном состоянии $1s^2 2s^2 2p^2$, в возбужденном – $1s^2 2s^1 2p^3$. Различные атомные орбитали, имеющие близкие значения уровней энергии, взаимодействуют между собой, образуя гибридные (смешанные) орбитали с одинаковой формой и энергией. В зависимости от числа вступивших в гибридизацию орбиталей атом углерода может находиться в одном из трех состояний гибридизации.

1. sp^3 -Гибридизация (тетраэдрическая), при которой взаимодействуют 1 s и 3 p орбитали. Возникают 4 одинаковых электронных орбитали, направленные к вершинам тетраэдра, в центре которого находится ядро атома углерода. Угол между ними $109^\circ 28'$, они имеют форму объемной восьмерки, одна из лопастей которой значительно больше другой.

2. sp^2 -Гибридизация (тригональная), при которой взаимодействуют 1 s и 2 p орбитали. Возникают 3 одинаковых электронных орбитали, с осями расположенными в одной плоскости и направленными из центра треугольника к его вершинам под углом 120° . sp^2 -Гибридные орбитали имеют форму объемной восьмерки, одна из лопастей которой значительно больше другой. Оставшаяся негибридизованная p-орбиталь перпендикулярна плоскости, в которой лежат гибридные орбитали.

3. sp -Гибридизация (дигональная), при которой взаимодействуют 1 s и 1 p орбитали. Возникают 2 одинаковых электронных орбитали, расположенные линейно под углом 180° , они имеют форму объемной восьмерки, одна из лопастей которой значительно больше другой. Оставшаяся негибридизованные орбитали взаимно перпендикулярны и перпендикулярны плоскости, в которой лежат sp-гибридные орбитали.

Критерий оценивание:

1. Отличает органические вещества от неорганических;
2. Описывает гибридизацию углерода в углеводородах;
3. Объясняет особенности строения атома углерода и способность образовывать C-C связи;

Задания:

1. При сжигании в избытке кислорода 0,22 г пропана, получено 0,66 г углекислого газа и 0,36 г воды. Определите состав газа.
2. При сжигании 0,62 г этиленгликоля получено 0,88 г углекислого газа и 0,54 г воды. Определите состав этого вещества, если плотность его по воздуху равна 2,14.

Урок №11

Тема: Классификация органических веществ

Информационный блок

I Ациклические (алифатические) соединения, имеющие открытую углеродную цепь как неразветвленную, так и разветвленную.

К ним относятся:

Алканы $\text{CH}_3\text{--CH}_2\text{--CH}_2\text{--CH}_3$

Алкены $\text{CH}=\text{CH}\text{--CH}_2\text{--CH}_3$

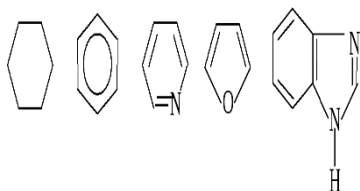
Алкины $\text{CH}\equiv\text{C}\text{--CH}_2\text{--CH}_3$

Алкадиены $\text{CH}_2=\text{CH}\text{--CH}=\text{CH}_2$

II Циклические соединения, которые в свою очередь делятся на карбоциклические и гетероциклические.

Карбоциклические соединения – это соединения в которых углеродная цепь замкнута в цикл (кольцо). Они в свою очередь подразделяются на алициклические и ароматические.

Гетероциклические соединения (от греческого *heteros* – другой), содержащие в цикле не только атомы углерода, но и атомы других элементов, чаще всего азота, кислорода, серы. Например:



Родоначальными соединениями в органической химии признаны углеводороды, состоящие только из атомов углерода и водорода. Разнообразные органические соединения можно рассматривать как производные углеводородов, полученные введением в них функциональных групп.

Функциональной группой называют структурный фрагмент молекулы, характерный для данного класса органических соединений и определяющий его химические свойства.

Например, свойства спиртов определяются наличием гидроксигруппы ($-\text{OH}$), свойства аминов – аминогруппы ($-\text{NH}_2$), карбоновых кислот наличием в молекуле карбоксильной группы ($-\text{COOH}$) и так далее.

Таблица 1. Основные классы органических соединений

| Название класса органического соединения | Общая формула | Название функциональной группы |
|--|--------------------------|--------------------------------|
| Галогенопроизводные | $\text{CH}_3\text{--Cl}$ | галоген |

| | | |
|--------------------|---------------------------------|---------------|
| Спирты | $\text{CH}_3\text{-OH}$ | гидроксильная |
| Фенолы | $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$ | гидроксильная |
| Простые эфиры | $\text{CH}_3\text{-O-CH}_3$ | алкоксильная |
| Амины | $\text{CH}_3\text{-NH}_2$ | аминогруппа |
| Нитросоединения | $\text{CH}_3\text{-NO}_2$ | нитрогруппа |
| Альдегиды | $\text{CH}_3\text{-C=O}$ Н | альдегидная |
| Кетоны | $\text{CH}_3\text{-C-O}$ | карбонильная |
| Карбоновые кислоты | $\text{CH}_3\text{-COOH}$ | карбоксильная |

Такая классификация важна потому, что функциональные группы во многом определяют химические свойства данного класса соединений.

Если соединения содержат несколько функциональных групп и они одинаковые, то такие соединения называют полифункциональными ($\text{CH}_2\text{OH-CHOH-CH}_2\text{OH}$ – глицерин), если молекула содержит разные функциональные группы, то это гетерофункциональное соединение ($\text{CH}_3\text{-CH(OH)-COOH}$ – молочная кислота). Гетерофункциональные соединения можно сразу отнести к нескольким классам соединений.

Принципы номенклатуры июпак

Научные принципы номенклатуры были утверждены в 1965 г. международным союзом теоретической и прикладной химии (IUPAC). Отсюда и название (IUPAC – Международный союз теоретической и прикладной химии).

Для пользования этой номенклатурой необходимо знать ряд номенклатурных терминов

- Органический радикал – это остаток молекулы из которой удален один или несколько атомов водорода, при этом остаются свободными одна или несколько валентностей. Если из молекулы алкана удален один атом водорода, то суффикс – **ан** замещается на суффикс – **ил**. Например, CH_4 – метан, а CH_3 – метил.
- Родоначальная структура – составляет основу называемого соединения. Ею, является самая длинная углеродная цепь, содержащая наибольшее количество заместителей и кратных связей или цикл в циклических соединениях. Если соединение содержит цепь и цикл, то за основу выбирают цепь.

- Характеристическая группа – функциональная группа, связанная с родоначальной структурой или частично входящая в её состав
- Заместитель – любой атом или группа атомов, замещающие атом водорода в исходном соединении. Таким образом, заместителем может быть любая функциональная группа или УВ радикал.

Составление названия органического соединения по международной номенклатуре проводят в следующей последовательности:

- Определяют старшую функциональную группу, если она присутствует и родоначальную структуру соединения.
- Старшую функциональную группу определяют с учетом старшинства всех функциональных групп.
- Нумерация родоначальной структуры проводят так, чтобы старшая функциональная группа имела наименьший номер или так, чтобы заместители получили наименьшие номера. В гетероциклах начало нумерации определяет гетероатом.
- Название строят как сложное слово, состоящее из приставки, корня, суффикса и окончания.
- В состав приставки входят младшие функциональные группы и УВ радикалы в алфавитном порядке с указанием места положения.
- В состав корня входит название главной цепи или цикла.
- Суффикс определяет степень насыщенности: если все связи одинарные –**ан**, двойная – **ен**, тройная– **ин**.

Окончание определяет старшая функциональная группа

Таблица.2. Порядок старшинства функциональных групп, обозначаемых префиксами и суффиксами

| Функциональная группа | Префикс | Окончание |
|-----------------------|----------|---------------------|
| $-(C)OON^1$ | - | овая кислота |
| $-COOH$ | карбоксо | Карбоновая кислота |
| $-SO_3H$ | сульфо | Сульфоновая кислота |

| | | |
|----------|----------|---------|
| $-(C)=N$ | - | нитрилы |
| $-C=O$ | оксо | аль |
| $-(C)=O$ | оксо | он |
| $-OH$ | гидрокси | ол |
| $-SH$ | меркапто | тиол |
| NH_2 | амино | амин |

Огромное разнообразие существующих сегодня органических веществ, а также потребность в синтезе новых соединений с заданными свойствами приводит к необходимости постоянного совершенствования и расширения системы классификации (систематизации). Основой органического вещества является углеродный скелет, а составные части – это функциональные группы, гетероатомы, кратные связи. Классификация также необходима для того, чтобы правильно называть соединения, причем называть так, чтобы все химики понимали, о каком веществе идёт речь. Поэтому классификация лежит в основе Международной номенклатуры органических соединений.

Органические соединения могут быть классифицированы, например, по следующим признакам:

По составу:

- углеводороды;
- кислородсодержащие органические вещества;
- азотсодержащие органические вещества.

По структуре углеродного скелета:

- ациклические;
- циклические.

По кратности связей между атомами углерода:

- предельные;
- непредельные;
- ароматические.

Для классификации органических соединений 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.

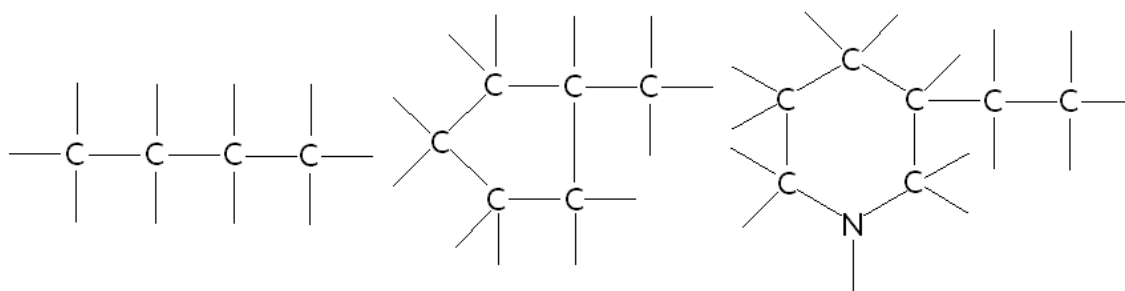


Рис. 1. Виды углеродного скелета

Ациклические скелеты бывают неразветвлёнными и разветвлёнными.

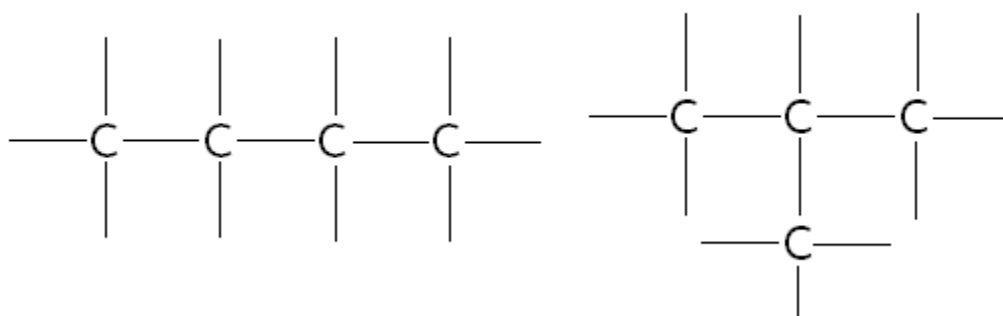


Рис. 2. Виды ациклических углеродных скелетов

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:

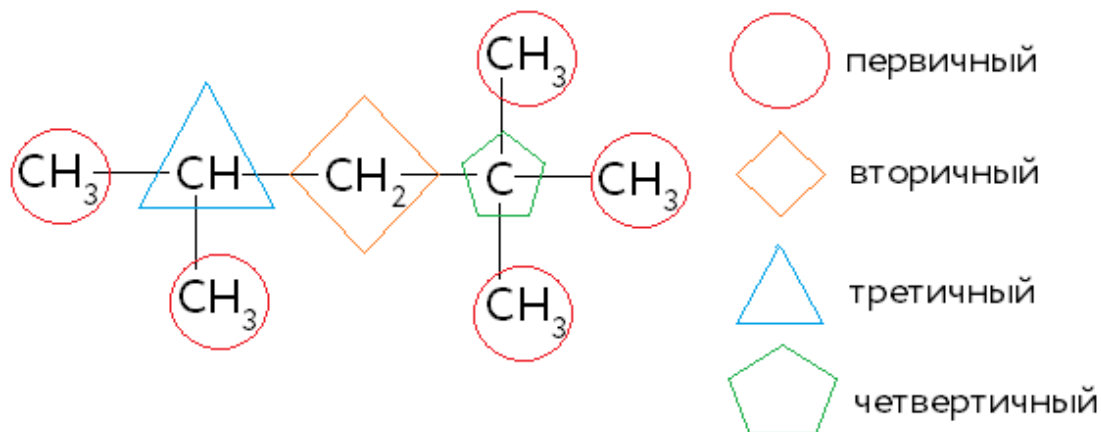


Рис. 3. Классификация атомов углерода по числу связанных с ним атомов углерода

Поскольку атомы углерода могут образовывать между собой не только одинарные, но и кратные (двойные и тройные) связи, С-С то соединения, содержащие только одинарные связи называют насыщенными, соединения с кратными С-С связями называют ненасыщенными.

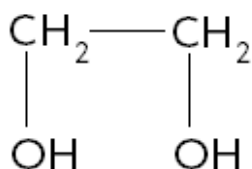
Функциональные группы

заместители не углеводородного характера, определяющие типичные химические свойства органического вещества и его принадлежность к определённому классу.

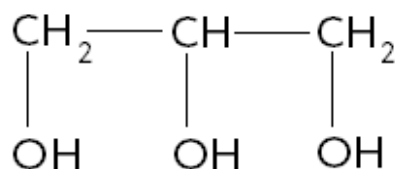
Функциональные группы образуют все атомы, кроме водорода, или группы атомов, связанные с атомом углерода. Функциональная группа оказывается окончательным признаком, по которому соединения относятся к тому или иному классу.

Органические соединения с одной функциональной группой называют монофункциональными, соединения с несколькими одинаковыми функциональными группами – полифункциональными, соединения с несколькими разными функциональными группами – гетерофункциональными.

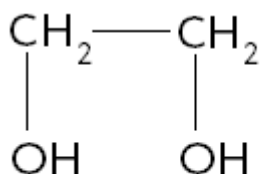
Органические соединения с одной функциональной группой называют монофункциональными, соединения с несколькими одинаковыми функциональными группами – полифункциональными. Примером полифункциональных соединений являются, например многоатомные спирты (этиленгликоль, глицерин и др.), дикарбоновые кислоты (щавелевая кислота):



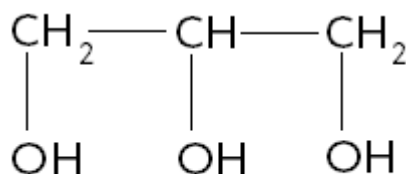
этиленгликоль



глицерин

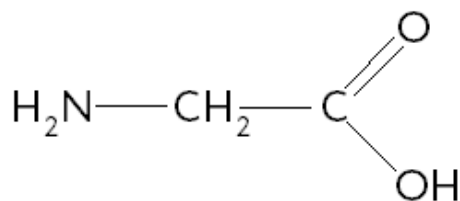


этиленгликоль

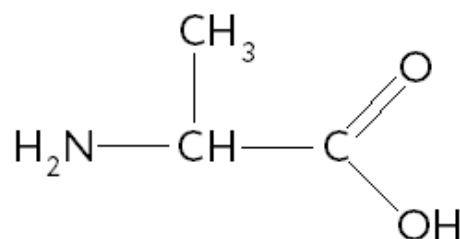


глицерин

Соединения с несколькими разными функциональными группами называются гетерофункциональными. Гетерофункциональными соединениями являются, например, аминокислоты:



глицин



аланин

Разные соединения, входящие в состав одного класса, могут отличаться друг от друга как химической активностью, так и агрегатным состоянием, растворимостью и другими физическими свойствами. На свойства органических соединений одного класса влияет длина углеродного скелета.

Важнейшее понятие органической химии – гомологи. Гомологи соединения, принадлежащие к одному классу, обладающие сходными свойствами, но отличающиеся по составу на одну или несколько групп CH_2 .

Например, гомологами являются щавелевая и малоновая кислоты, глицин и аланин.

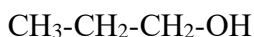
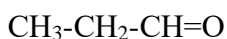
Гомологи образуют гомологический ряд, состав которого можно выразить одной общей формулой, например: алканы – $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$, алкены – C_nH_{2n} и т. д.

Критерий оценивание:

1. Описывает строение функциональных групп спиртов, альдегидов и кетонов, карбоновых кислот, эфиров;
2. Раскрывает значение органических соединений в жизни человека;
3. Раскрывает вклад казахстанских ученых в развитие органической химии.

Задания:

1. Поясните необходимость классификации органических соединений.
2. Как вы считаете, почему многие органические вещества обладают сходными свойствами?
3. По каким признакам можно классифицировать сходные по свойствам органические вещества?
4. Что такое углеродный скелет?
5. Что такое функциональная группа? Приведите примеры важнейших функциональных групп.
6. Может ли молекула органического соединения содержать несколько одинаковых или разных функциональных групп? Аргументируйте свой ответ.
7. Чем отличаются друг от друга соединения, принадлежащие к одному и тому же классу органических соединений?
8. Напишите все возможные структурные формулы для изомеров состава $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$.
9. Изомером пропаналя является:

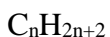


Урок №12

Тема: Предельные углеводороды.

Информационный блок

Гомологический ряд углеводородов характеризуется общей формулой, по которой можно определить формулу любого вещества данного ряда. Для предельных углеводородов – эта формула

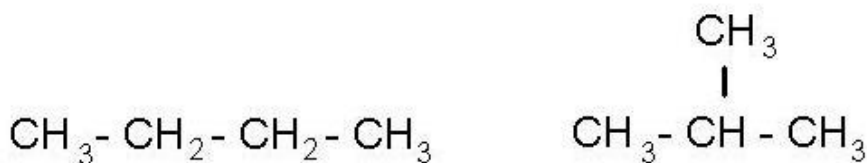


С увеличением молекулярной массы вещества (увеличивается количество атомов углерода и водорода в молекуле) происходит увеличение температуры кипения этого вещества. Поэтому следует отметить, что вещества с CH_4 по C_4H_{10} – газы, с C_5H_{12} по $C_{15}H_{32}$ – жидкости, далее – это твёрдые вещества!

Названия веществ составляются по номенклатуре ИЮПАК следующим образом:

- алканы – греческое обозначение числительного (количества атомов углерода) с суффиксом «-ан»;
- циклоалканы – названия алканов с приставкой «цикло-».
- Простейший алкан – метан – содержит один атом углерода. Он образует гомологический ряд алканов. Простейший циклоалкан – циклопропан, имеющий форму треугольника.
- Предельные углеводороды имеют ещё несколько названий – насыщенные углеводороды или парафины.
- Предельные углеводороды образуют изомеры – вещества, которые имеют одинаковое число атомов одних и тех же элементов, но разное пространственное строение. Например, группа CH_3 (или метил), может соединяться не с первым, а со вторым или третьим атомом водорода.

Изомеры характерны для предельных углеводородов, начиная с C_4H_{10} –бутана.



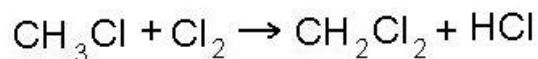
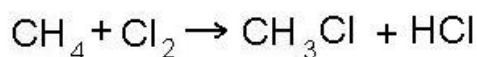
Слева – формула газа – бутан, справа – тот же бутан, только в форме изомера.

Если от предельного углеводорода отсоединить один атом водорода – то образуется очень активное химическое вещество, которое, практически, не существует в свободном состоянии, мгновенно вступает в реакцию.

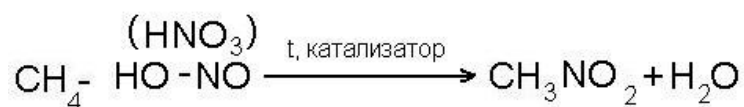
В химическом отношении при комнатной температуре все алканы инертные (то есть не вступают в химические реакции). Но при повышении температур – проявляют достаточную химическую активность.

Свойства предельных углеводородов

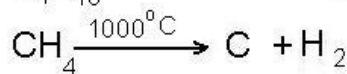
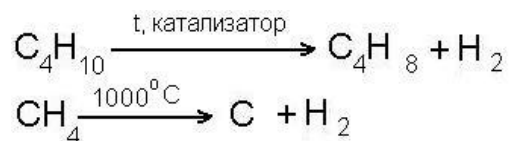
– реакция замещения: (реакция галогенирования)



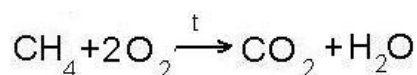
– реакция нитрования:



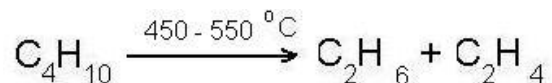
– реакция дегидрогенизации (отщепление водорода):



– реакция горения



– реакция крекинга (расщепление большой молекулы на более мелкие молекулы)



Алканы – название предельных углеводородов по международной номенклатуре.

| Формула | Название | Радикал (R) | Название радикала |
|------------------------------|----------|-------------------------------|-------------------|
| CH_4 | метан | $-\text{CH}_3$ | метил |
| C_2H_6 | этан | $-\text{C}_2\text{H}_5$ | этил |
| C_3H_8 | пропан | $-\text{C}_3\text{H}_7$ | пропил |
| C_4H_{10} | бутан | $-\text{C}_4\text{H}_9$ | бутил |
| C_5H_{12} | пентан | $-\text{C}_5\text{H}_{11}$ | пентил |
| C_6H_{14} | гексан | $-\text{C}_6\text{H}_{13}$ | гексин |
| C_7H_{16} | гептан | $-\text{C}_7\text{H}_{15}$ | гептин |
| C_8H_{18} | октан | $-\text{C}_8\text{H}_{17}$ | октин |
| C_9H_{20} | нонан | $-\text{C}_9\text{H}_{19}$ | нонил |
| $\text{C}_{10}\text{H}_{22}$ | декан | $-\text{C}_{10}\text{H}_{21}$ | децил |

Первые четыре углеводорода носят исторически сложившиеся названия, начиная с пятого в основе названия углеводорода лежит греческое название соответствующего числа углеродных атомов.

Выделяют в структурной формуле наиболее длинную цепь атомов углерода и нумеруют эти атомы, начиная с того к которому ближе разветвление. Когда радикалов несколько и они равноудалены от концов главной цепи, то нумерацию начинают с того края, к которому ближе расположен простейший радикал.

В названии вещества цифрой указывают, при каком атоме углерода находится радикал и называют его (начиная с простейшего). Если радикалы повторяются, то номер повторяют по числу этого

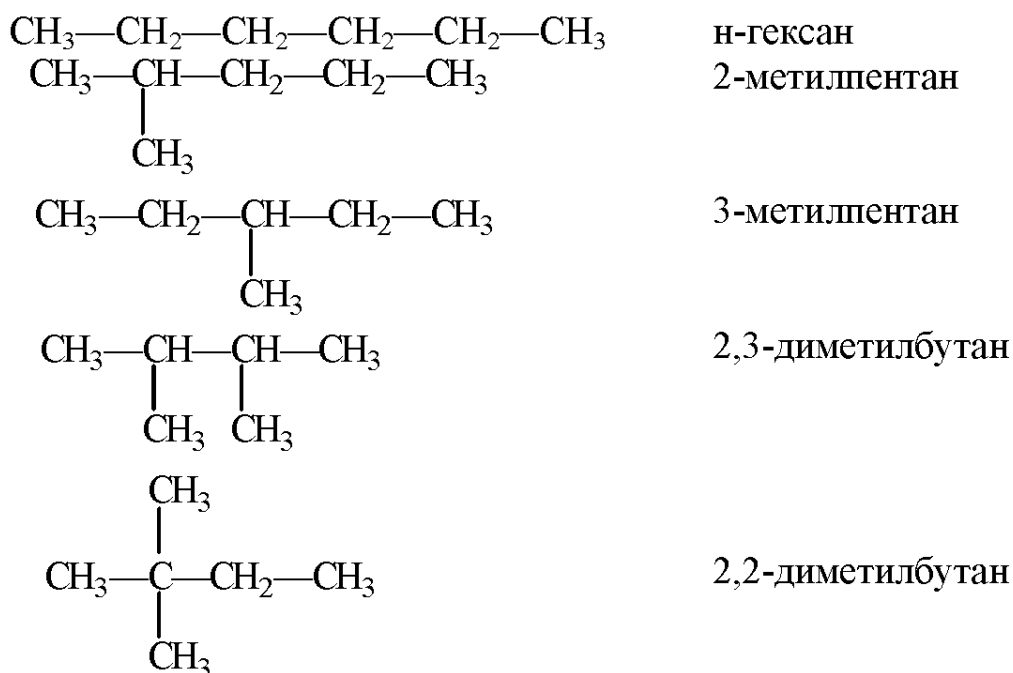
радикала, а перед названием радикала приписывают приставку от греческого числительного

(«ди»-2, «три»-3, «тетра»-4 и т.д.)

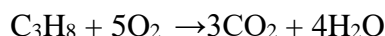
Изомерия предельных углеводородов обусловлена простейшим видом структурной изомерии – изомерией углеродного скелета. Алканы, число атомов углерода в которых больше трех, имеют изомеры.

Число этих изомеров возрастает с огромной скоростью по мере увеличения числа атомов углерода

Изомеры гексана C_6H_{14}



Горение. При поджигании горят, превращаясь в углекислый газ и воду и выделяя большое количество тепла. Первые члены ряда горят бесцветным пламенем, а с увеличением числа атомов углерода коптят. Высокая теплота сгорания углеводородов обуславливает использование их в качестве топлива



Критерий оценивание:

1. Называет продукты сгорания алканов и оценивает их влияние на окружающую среду;
2. Определяет молекулярную формулу вещества по данным продуктам сгорания;
3. Находит простейшие и молекулярные формулы органических веществ по массовым долям элементов и относительной плотности их паров.

Задания:

1. Сколько монохлорпроизводных образуется при хлорировании смеси изомерных бутанов на свету? Назовите образующиеся вещества.
2. Продукты полного сгорания в избытке кислорода смеси этана и пропана, объем которого равен 6,72 л (н.у.), обработали избытком известковой воды. Образовалось 80 г осадка. Найдите массовую долю этана в исходной смеси.
3. Напишите структурную формулу монобромиды, преимущественно получающегося при бромировании 1,4-диметилциклогексана.
4. Продукты полного сгорания в избытке кислорода смеси этана и пропана, объем которого равен 4,48 л (н.у.), обработали избытком известковой воды. Образовалось 60 г осадка. Найдите массовую долю этана в исходной смеси.

Урок №13

Тема: Непредельные углеводороды. Алкены

Информационный блок

Алкены (олефины, этиленовые углеводороды) – ациклические непредельные углеводороды, содержащие 1 двойную связь между атомами углерода, образующие гомологический ряд с общей формулой C_nH_{2n} . Атомы углерода при двойной связи находятся в состоянии sp^2 гибридизации и имеют валентный угол 120° .

Простейшим алкеном является этилен (C_2H_4).

- По номенклатуре IUPAC:
- названия алкенов образуются от названий соответствующих алканов заменой суффикса «-ан» на «-ен»; положение двойной связи указывается арабской цифрой.
- Углеводородные радикалы, образованные от алкенов имеют суффикс «-енил».
- Тривиальные названия: $CH_2=CH-$ «винил», $CH_2=CH-CH_2-$ «аллил».

Физические свойства алкенов

Физические свойства алкенов, такие как температура плавления и кипения немного ниже температуры кипения соответствующих алканов.

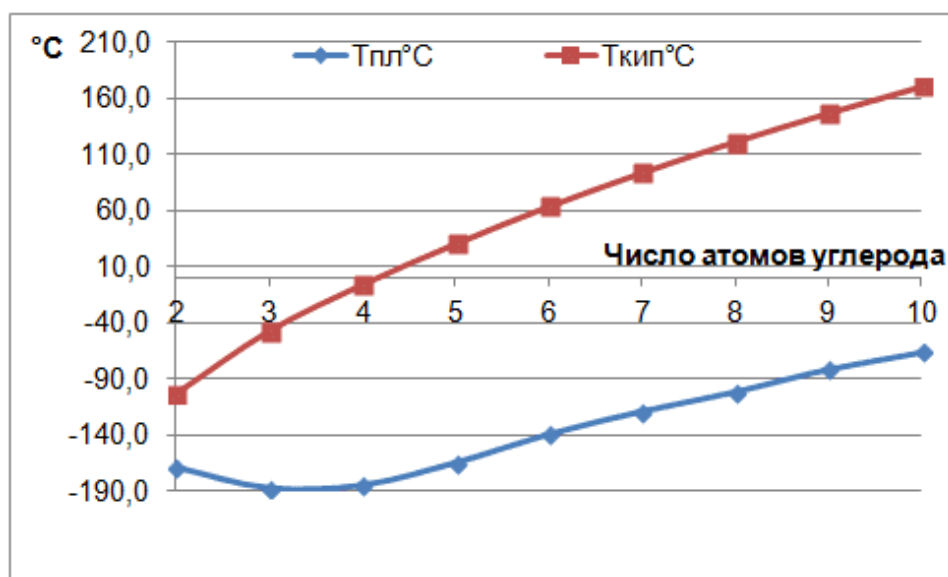
Растворимость. Они плохо растворимы в воде, и хорошо растворимы в органических соединениях. Их плотность меньше плотности воды.

Алкены-неполярные соединения, практически нерастворимые в воде и растворимые в органических растворителях. Они менее плотные, чем вода.

Температура плавления и кипения. Температура кипения/плавления увеличивается прямо пропорционально относительной молекулярной массы соединения. В таблице представлены некоторые физические характеристики алкенов, а на рисунке зависимость температур их кипения/плавления от числа углеродных атомов.

Таблица.1. Физические свойства алкенов

| Наименование соединения | Брутто-формула | Физическое состояние | T _{пл} °С | T _{кип} °С |
|----------------------------|---------------------------------|----------------------|--------------------|---------------------|
| Этен (этилен) | C ₂ H ₄ | газ | -169,1 | -103,7 |
| Пропен (пропилен) | C ₃ H ₆ | газ | -187,6 | -47,7 |
| Бутен-1 (бутилен) | C ₄ H ₈ | газ | -185,3 | -6,3 |
| Цис-бутен-2 | C ₄ H ₈ | газ | -138,9 | 3,7 |
| Транс-бутен-2 | C ₄ H ₈ | газ | -105,5 | 0,9 |
| 2-метилпропен (изобутилен) | C ₄ H ₈ | газ | -140,4 | -7,1 |
| Пентен-1 (пентилен) | C ₅ H ₁₀ | жидкость | -165,2 | 30,1 |
| Гексен-1 (гексилен) | C ₆ H ₁₂ | жидкость | -139,8 | 63,5 |
| Гептен-1 (гептилен) | C ₇ H ₁₄ | жидкость | -119,1 | 93,6 |
| Октен-1 (октилен) | C ₈ H ₁₆ | жидкость | -101,7 | 121,3 |
| Нонен-1 (нонилен) | C ₉ H ₁₈ | жидкость | -81,4 | 146,8 |
| Децен-1 (децилен) | C ₁₀ H ₂₀ | жидкость | -66,3 | 170,6 |



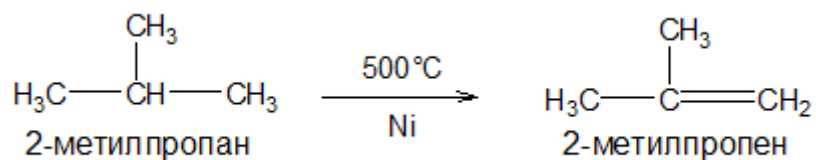
Получение алкенов. Алкены получают следующими способами:

1. Термический крекинг алканов. При T=450-700°C разложение алканов приводит к образованию более низкомолекулярных алканов и алкенов:



Механизм реакции – свободно-радикальный.

2. Дегидрирование алканов. Реакция протекает в присутствии катализаторов Pt, Pd, Ni, Fe, Cr₂O₃, Fe₂O₃, ZnO при T~500°C:



3. Неполное гидрирование алкинов в присутствии катализатора (Ni, Pt, Pd) при $T \sim 150^\circ\text{C}$.

4. Реакция отщепления (элиминирование) – дегидратация, дегалогенирование, дегидрогалогенирование.

Критерий оценивание:

1. Составляет гомологический ряд непредельных углеводородов;
2. Объясняет строение, физические и химические свойства непредельных углеводородов;
3. Раскрывает способы их получения;

Задания:

1. Напишите уравнения реакций следующих превращений, укажите условия проведения этих реакций:
 А) $\text{C}_3\text{H}_8 - \text{C}_3\text{H}_7\text{Br} - \text{C}_3\text{H}_6 - \text{C}_3\text{H}_7\text{OH} - \text{C}_3\text{H}_6$
 Б) $\text{C}_2\text{H}_6 - \text{C}_2\text{H}_5\text{Br} - \text{C}_2\text{H}_4 - \text{C}_2\text{H}_5\text{Br} - \text{C}_4\text{H}_{10}$
2. Напишите уравнения реакций, следующих превращений, назовите соединения А, Б, В.
 А) пропанол-2 А Б В
 Б) бутен-1 А Б В
3. Найдите молекулярную формулу алкена, 7 г. которого присоединяют 16 г. брома.
4. Найдите молекулярную формулу алкена массовая доля углерода, в котором составляет 85,7%. Относительная плотность этого вещества по оксиду углерода (IV) равна 1,593.
5. При сжигании алкена массой 11,2 г. получили 35,2 г оксида углерода (IV) и 14,4 г. воды. Относительная плотность алкена по воздуху равна 1,93. Найдите молекулярную формулу этого алкена.

Урок №14

Тема: Реакция полимеризации. Производство полиэтилена

Информационный блок

Реакции полимеризации

Синтетические полимеры (произведенные искусственным путем) химическая промышленность получает при помощи реакций полимеризации и поликонденсации.

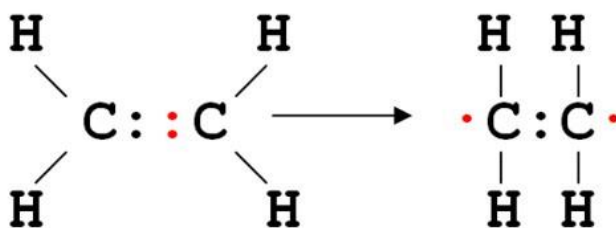
В основе реакции полимеризации лежит процесс соединения (при помощи ковалентных связей) друг с другом мономеров (молекул низкомолекулярного соединения), которые и формируют высокомолекулярное соединение (синтетический полимер).

Полиэтилен. Рассмотреть процесс полимеризации удобнее всего на примере полиэтилена, являющегося самым простым синтетическим полимером.

На первом этапе выполняется реакция дегидрирования, когда при высокой температуре в присутствии металлического катализатора этан превращается в этилен (от молекулы этана отщепляется два атома водорода, в результате чего формируется двойная связь):



Образовавшийся этилен является мономером, который в дальнейшем будет использован для построения полимера (полиэтилена). Для этого этилен в присутствии катализатора подвергается высокому нагреву без доступа воздуха, что приводит к разрыву двойной углеродной связи, с образованием двух радикалов (на рисунке изображены красным цветом):



Полимеризация этилена. Образовавшиеся радикалы тут же начинают "поиск" еще одного электрона, чтобы восстановить разорвавшуюся связь, что приводит к соединению двух радикалов друг с другом с образованием ковалентной связи. Данный процесс идет с обоих концов молекулы, что приводит к росту цепи (молекулярная масса молекулы полиэтилена достигает 10 000 – 1 000 000 г/моль):

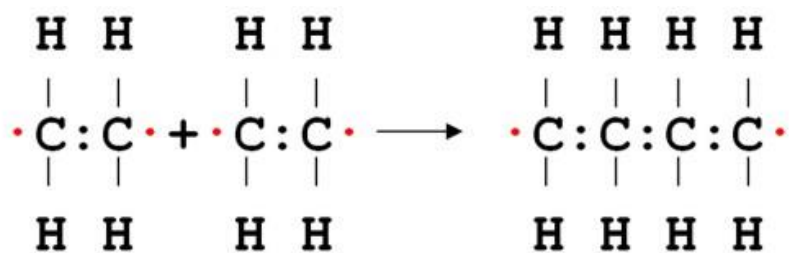


Рис.1. Полимер в гранулах

Применение полиэтилена. Полиэтилен является самым популярным полимером в мире. Он неприхотлив в переработке и отлично поддается повторному использованию. Получить изделия из полиэтилена можно практически всеми разработанными на сегодняшний день методами переработки пластмасс. Он не требователен к качеству и конструкции оборудования и оснастке, ПЭ не нуждается в специальной подготовке перед переработкой, например сушке. Индустрией концентратов и добавок к полимерам производится огромное количество суперконцентратов пигментов для ПЭ и на основе полиэтилена. Во многих случаях они применимы для окраски в массе изделий не только из других полиолефинов, но и прочих полимеров.



Рис.2. ПНД трубы

Экология и вторичное использование полиэтилена. В последние годы полиэтилен подвергается серьезному давлению из-за своей якобы не экологичности. На самом деле этот

материал – один из самых безопасных. Проблема ПЭ в том, что это основной полимер, применяемый для производства пленок, в том числе тонких, и пакетов из них. Не имея адекватной политики по раздельному сбору мусора, многие низкоразвитые страны занимаются захоронением огромного количества ПЭ отходов, что приводит к попаданию полиэтилена в окружающую среду и водные ресурсы и загрязнению их.



Рис.3. Пакеты для мусора – типичное применение вторичного ПЭ

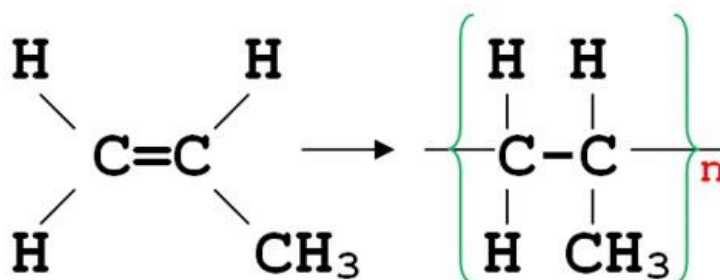
Виды полиэтилена, которые можно получить путем реакции полимеризации:

ПЭВД (полиэтилен высокого давления) или **ПЭНП** (полиэтилен низкой плотности), молекулярная масса 10 000 –45 000. Состоит из сложной сети разветвленных полимерных нитей, поэтому, не упакован так плотно, как линейный полимер, являясь мягким и гибким. Основная область применения: упаковочный материал, обладающий высокой химической стойкостью.

ПЭНД (полиэтилен низкого давления) или **ПЭВП** (полиэтилен высокой плотности), молекулярная масса 70 000 –400 000. Состоит из линейных цепей, которые очень тесно упакованы, поэтому, обладает более высокой твердостью и прочностью. Основная область применения: изготовление детских игрушек, различных технических изделий, шлангов, труб и проч.

ПЭПС (полиэтилен с поперечными связями). Состоит из линейных нитей, состоящих из мономеров, которые соединены друг с другом, что придает материалу высокую прочность. Открывая пластиковую бутылку Кока-Колы, будьте уверены, что крышечка, которой закрыта бутылка, сделана из ПЭПС.

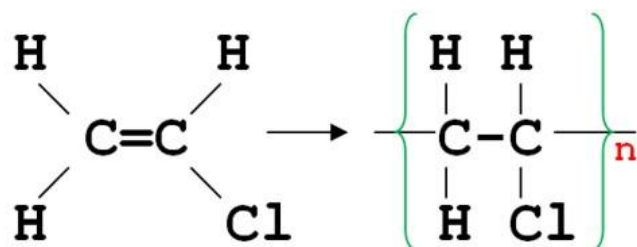
Полипропилен. В структурной формуле пропилена один атом водорода замещен метиловой группой. Поскольку молекула пропилена имеет двойную связь, она также может участвовать в реакциях полимеризации (по аналогии с этиленом), образуя полипропилен.



Полипропилен. Коэффициент n указывает число мономерных звеньев, из которых образована макромолекула. Говорят, что n выражает степень полимеризации.

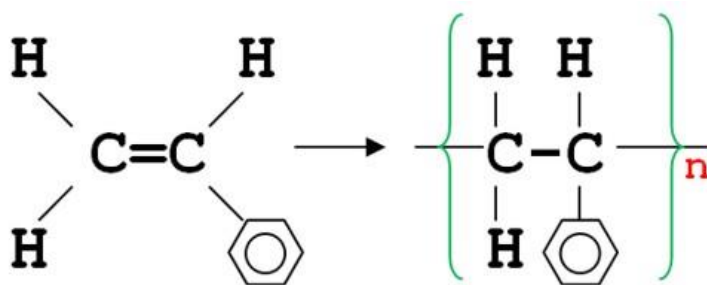
В полипропилене CH_3 является функциональной группой. Меняя условия полимеризации, можно создавать молекулы с функциональными группами, которые будут располагаться по-разному (с одной стороны молекулы; по обе ее стороны; в случайном порядке), получая, таким образом, молекулы пропилена с различными свойствами. Свойства полипропилена настолько сильно зависят от расположения в его молекуле метиловой группы, что из данного полимера получают самые разные изделия, используемые для внутренней и внешней отделки помещений, изготовления корпусов для аккумуляторных батарей, бутылок, канатов и проч.

Поливинилхлорид. В структурной формуле винилхлорида один из атомов водорода заменен атомом хлора. Из винилхлорида путем реакции полимеризации получают поливинилхлорид (ПВХ):



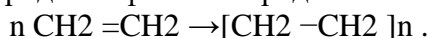
ПВХ является очень прочным полимером, нашедшим широкое применение при изготовлении линолеума, игрушек, садовых шлангов, различных труб.

Полистирол. В молекуле стирола один атом водорода заменен бензольным кольцом. Из стирола при помощи реакции полимеризации получают полистирол (бесцветную твердую пластмассу с хорошими диэлектрическими свойствами):



Основное применение полистирола: изготовление посуды, пуговиц, упаковочных и электроизоляционных материалов. Полистирол трудно поддается рециркуляции, поэтому, "зеленые" активно выступают против его применения.

Получение полиэтилена. Полиэтилен (ПЭ) представляет собой карбоцепной полимер непредельного углеводорода олефинового ряда – этилена:



Для получения полиэтилена в промышленности используют разные методы.

Полимеризация этилена при высоком давлении – 150...350 МПа и температуре 200...300 °С в конденсированной газовой фазе в присутствии инициаторов (кислорода, органических пероксидов) протекает по радикально-цепному механизму. Радикальные

процессы полимеризации всегда сопровождаются реакциями передачи цепи, приводящими к разветвлению полимерной цепи. Поэтому полиэтилен, полученный при высоком давлении (ПЭВД), имеет низкую плотность 916...930 кг/м³, а потому является полиэтиленом низкой плотности – ПЭНП.

Полимеризация этилена при среднем давлении (3...4 МПа) и температуре 150 °С в растворе в присутствии оксидов металлов в качестве катализаторов (например, оксида хрома) протекает по ионрадикальному механизму. Получаемый при среднем давлении полиэтилен (ПЭСД) имеет плотность 960...970 кг/м³ и является, по сути, полиэтиленом высокой плотности.

Критерий оценивание:

1. Составляет реакции полимеризации (полиэтилен, полипропилен, поливинилхлорид);
2. Составляет уравнение реакции полимеризации и поликонденсации;
3. Называет области применения полиэтилена и других полимеров.

Задания:

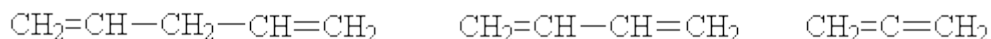
1. Определите годовую производительность колонны синтеза аммиака в расчете на 100 %-й аммиак, если каждый час (на новых установках) вырабатывается 30 т 99 %-го аммиака.
2. Колонну для окисления твердого парафина загружают 40 т парафина, который занимает 75 % объема колонны (высота 10 м, диаметр 2,5 м). Процесс окисления длится в среднем 18 ч. Рассчитайте производительность колонны окисления парафина.
3. Необходимо определить плотность этилена при 150 МПа и 180 °С, пользуясь диаграммой коэффициента сжимаемости. Критические параметры для этилена равны 282,4 К и 5,03 МПа.
4. Рассчитайте теплоту, выделяющуюся при образовании 100 кг метанола из СО и Н₂. Энтальпия образования (в кДж/кмоль) составляет: СО – 110583; Н₂ – 0; метанола – 201456.

Урок №15

Тема: Алкадиены. Алкины

Информационный блок

Алкадиены. Диенами называются углеводороды, имеющие в молекуле две двойные связи. Различают три типа диенов: изолированные, сопряженные и кумулированные.



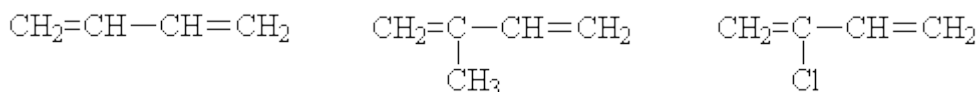
Если между кратными связями в цепи молекулы диена находится хотя бы одна метиленовая группа (CH_2), они практически не отличаются по своим свойствам от алкенов и поэтому в данном разделе рассматриваться не будут. Это – так называемые *изолированные* диены.

Те соединения, в молекулах которых двойные связи разделены одной одинарной связью, называются *сопряженными*. Они обладают рядом специфических свойств, связанных с сопряжением π -электронных орбиталей.

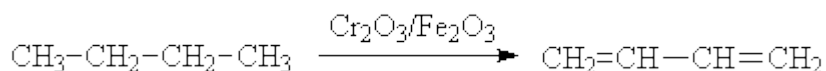
Кумулированные диены весьма мало изучены, но их строение и свойства представляют значительный интерес.

Сопряженные алкадиены (1,3-диены)

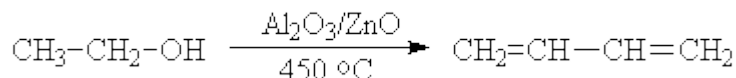
К наиболее известным представителям сопряженных диенов относятся: бутадиен-1,3 (дивинил), 2-метилбутадиен-1,3 (изопрен), 2-хлорбутадиен-1,3 (хлоропрен).



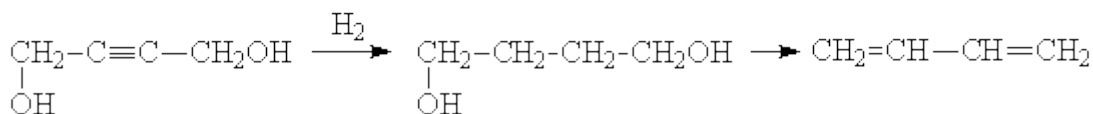
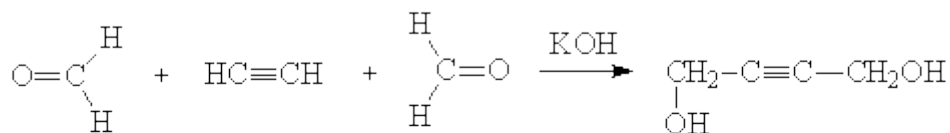
Эти соединения используются в качестве мономеров для промышленного получения различных полимерных материалов, главным образом каучуков. Дивинил получают ступенчатым дегидрированием бутана на оксидном железо-хромовом катализаторе при 550-600 °С.



Лебедевым был предложен способ получения дивинила из этанола



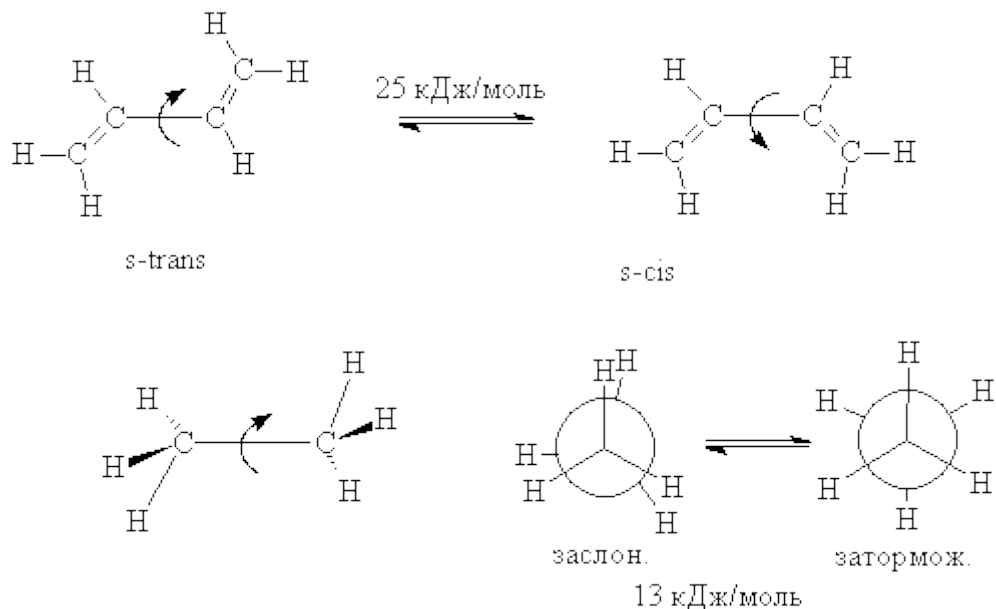
Находит применение способ немецкого химика Реппе, согласно которому бутадиен синтезируют из 1,4-бутиндиола (*бис-гидроксиметилацетилен*) через стадию 1,4-бутандиола:



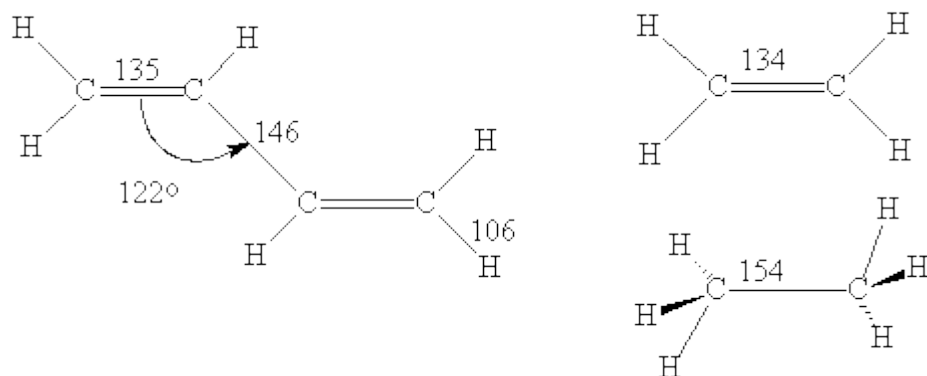
Строение 1,3-диенов

Согласно результатам структурных исследований, молекула простейшего представителя этого класса углеводородов – бутадиена-1,3 имеет плоскую геометрию, все

четыре атома углерода имеют гибридизацию sp^2 . Она может находиться в форме двух конформаций, обозначаемых *s-cis* и *s-trans* (s от английского "single" – одинарный). Конформации различаются взаимным расположением винильных фрагментов относительно одинарной связи, с чем и связано это обозначение. Барьер вращения вокруг одинарной связи в бутадиене составляет 25 кДж/моль, т.е. значительно выше, чем в этане (13 кДж/моль), но лишь ненамного превосходит разницу энергий заслоненной и заторможенной конформаций бутана (22,6 кДж/моль). *s-cis*-Конформация на 25 кДж/моль менее выгодна, чем *s-trans*.



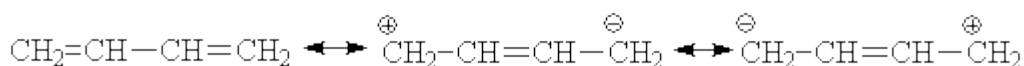
Интересным представляется причина, по которой вращение в молекуле бутадиена затруднено. Как показывают структурные исследования, в молекуле 1,3-бутадиена двойные связи (135 пм) несколько длиннее, чем в этилене (134 пм), а одинарная связь C^2-C^3 (146 пм) короче, чем в этане (154 пм). Это заставляет предположить, что порядок связей в бутадиене не является целочисленным, т.е. π -электронная плотность делокализована с участием четырех С-атомов. Квантово-химические расчеты дают следующие величины порядка π -связей C^1-C^2 0,894, и C^2-C^3 -0,447.



Таким образом, можно говорить о частичной двоесвязности атомов углерода в молекуле: связь C^2-C^3 несколько больше чем одинарная, а связи C^1-C^2 и C^3-C^4 несколько меньше, чем двойные. Это явление, называется сопряжением π -связей. Сопряжение возможно благодаря тому, что р-орбитали, которые эти связи образуют, расположены не на линии между ядрами, а в перпендикулярной плоскости, что допускает их перекрывание во всех направлениях. Другими словами, р-орбиталь атома C^2 взаимодействует с орбиталями как атома C^1 , так и C^3 .

Делокализацию π -электронов можно изобразить разными способами:

1. С помощью набора резонансных структур (следует помнить, что вклад структур с разделенными зарядами в резонансный гибрид обычно меньше, чем тех, в которых заряды не разделены).



2. Изогнутыми стрелками, показывающими направление смещения электронной плотности, а также частичной двоевязностью (так называемая мезомерная структура, пунктиром обозначаются связи нецелого порядка)



Алкины

Алкины – это непредельные (ненасыщенные) нециклические углеводороды, в молекулах которых присутствует одна тройная связь между атомами углерода $\text{C}\equiv\text{C}$.

Гомологический ряд алкинов. Все алкины имеют общие или похожие физические и химические свойства. Схожие по строению алкины, которые отличаются на одну или несколько групп $-\text{CH}_2-$, называют гомологами. Такие алкины образуют гомологический ряд.

Первый представитель гомологического ряда алкинов – этин (ацетилен) C_2H_2 , или $\text{CH}\equiv\text{CH}$.

Продолжить гомологический ряд можно, последовательно добавляя группу $-\text{CH}_2-$ в углеводородную цепь.

| Название алкина | Формула алкина |
|-----------------|---------------------------|
| Этин (ацетилен) | C_2H_2 |
| Пропин | C_3H_4 |
| Бутин | C_4H_6 |
| Пентин | C_5H_8 |
| Гексин | C_6H_{10} |
| Гептин | C_7H_{12} |

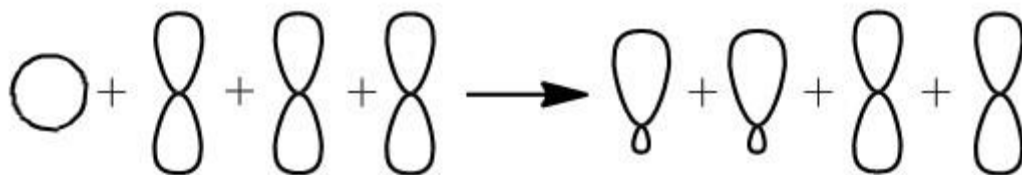
Общая формула гомологического ряда алкинов $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$.

Первые три члена гомологического ряда алкинов – газы, начиная с C_5H_8 по $\text{C}_{16}\text{H}_{30}$ – жидкости, начиная с $\text{C}_{17}\text{H}_{32}$ – твердые вещества.

Алкины плохо растворимы в воде и хорошо растворимы в органических растворителях.

Строение алкинов. Рассмотрим особенности строения алкинов на примере ацетилена. В молекуле ацетилена присутствуют химические связи $\text{C}-\text{H}$ и $\text{C}\equiv\text{C}$.

Связь C–H ковалентная слабополярная одинарная σ -связь. Связь $C\equiv C$ – тройная, ковалентная неполярная, одна из связей σ , еще две: π -связи. Атомы углерода при тройной связи образуют по две σ -связи и две π -связи. Следовательно, гибридизация атомов углерода при тройной связи в молекулах алкинов – sp :



При образовании σ -связи между атомами углерода происходит перекрывание sp -гибридных орбиталей атомов углерода:



При образовании π -связи между атомами углерода происходит перекрывание негибридных орбиталей атомов углерода:



Две sp -гибридные орбитали атома углерода взаимно отталкиваются, и располагаются в пространстве так, чтобы угол между орбиталями был максимально возможным.

Критерий оценивание:

1. Объясняет строение, свойства алкадиенов и алкинов;
2. Объясняет свойства алкадиенов и алкинов на основе их строения;
3. Составляет гомологический ряд алкадиенов и алкинов.

Задания:

1. Плотность алкадиена при нормальных условиях равна 2,41 г/л. Выведите молекулярную формулу алкадиена.
2. Относительная плотность паров алкадиена по диоксиду углерода равна 2,5. Выведите молекулярную формулу алкадиена.

3. Относительная плотность углеводорода по кислороду равна 1,25. Массовая доля углерода в нем равна 90%. Выведите молекулярную формулу углеводорода.
4. Относительная плотность паров углеводорода по водороду равна 41. Массовая доля водорода в нем равна 12,2%. Выведите молекулярную формулу углеводорода.

Урок №16

Тема: Соединение ароматического ряда.

Информационный блок

Ароматические соединения (арены) – циклические органические соединения, которые имеют в своём составе ароматическую систему. Основными отличительными свойствами являются повышенная устойчивость ароматической системы и, несмотря на ненасыщенность, склонность к реакциям замещения, а не присоединения.

На странице -> решение задач по химии собраны решения задач и заданий с решёнными примерами по всем темам химии.

Соединения ароматического ряда. Соединения ароматического ряда – к этой группе относятся фенол, резорцин, деготь березовый, ихтиол и другие вещества. Растворы фенола обладают сильным бактерицидным действием.

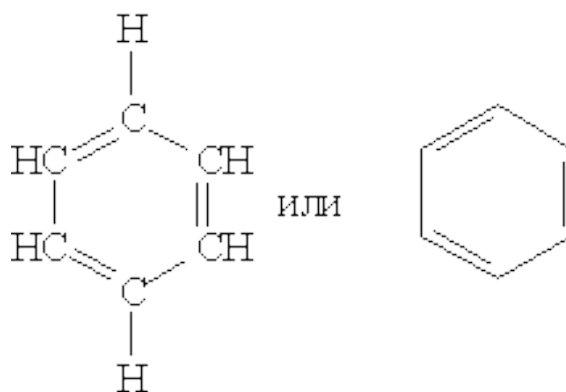
Строение молекулы бензола. Ароматические углеводороды – это соединения, содержащие в молекуле одно или несколько бензольных ядер. Родоначальником класса ароматических углеводородов является бензол C_6H_6 . Общая формула гомологического ряда бензола $C_nH_{2n-6} (n > 6)$.

В зависимости от количества бензольных колец, содержащихся в молекулах ароматических углеводородов, различают одноядерные а полиядерные (многоядерные).

Схема 1



Строение молекулы бензола. В. 1825 г. М. Фарадей установил молекулярную формулу бензола, который был выделен из конденсата светильного газа. Первую структурную формулу бензола предложил немецкий ученый А. Кекуле (1865 г).



Фридрих Август Кекуле (1829-1896)

Немецкий химик. Одновременно Г. Кольбе развил представление о четырехвалентности углерода (1857). Доказал циклическое строение бензола (1865), применил к ароматическим соединениям теорию строения Бутлерова. Создал теорию ароматических соединений. Был одним из организаторов I Международного конгресса химиков в г. Карлсруэ.

Однако при действии на бензол бромной воды или раствора перманганата калия обесцвечивания не происходит, следовательно, в его молекуле нет двойных связей. Эта формула не полностью отражает строение бензола.

Согласно квантово-механической теории химических связей, все шесть атомов углерода в молекуле бензола находятся в состоянии sp^2 -гибридизации. Каждый атом углерода образует три σ -связи, которые находятся в одной плоскости под углом 120° . Каждое из шести негибридизованных p -электронных облаков атомов углерода располагается перпендикулярно плоскости σ -связи, образуя единое π -электронное облако.

Электронная плотность в π -электронном облаке распределена равно мерно (рис. 1). Все связи между атомами углерода в бензоле равноценны между собой, длина их составляет 0,140 нм. Получается, что найденное расстояние в бензоле не соответствует ни одинарной (0,154 нм), ни двойной связи (0,134 нм)! Это расстояние соответствует полуторной связи. Следовательно, в молекуле бензола нет чередующихся одинарных и двойных связей, а есть особая связь – полуторная, т.е. промежуточная между одинарной и двойной связями, поэтому в молекуле все связи равноценны и находятся на одинаковом расстоянии. Так, в молекуле бензола образуется химическая связь, которая носит название ароматической связи. Всего в молекуле бензола 12 σ -связей.

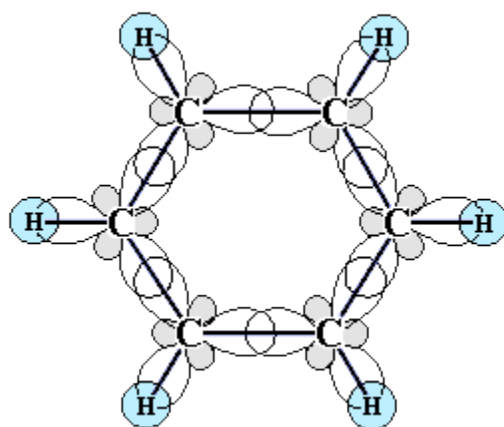
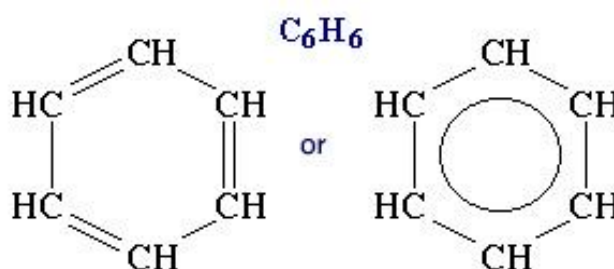


Рис. 1. Схема образования σ -связей в молекуле бензола

Чтобы показать равномерное распределение π -электронного облака в молекуле бензола, ее правильнее изображать в виде шестиугольника с вписанной в нее окружностью пунктирной линией:



В результате взаимного перекрывания облаков негибридных $2p$ -электронов шести атомов углерода образуется единая π -электронное облако сосредоточенное над и под плоскостью кольца (рис. 2)

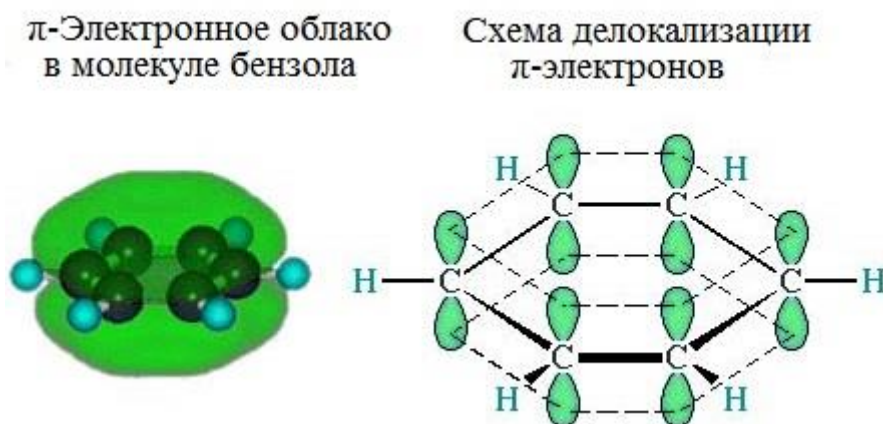


Рис. 2. Электронное строение молекулы бензола. а) π -электронное облако в молекуле бензола б) схема делокализации π -электронов

Модели молекулы бензола представлены на рисунке 3.

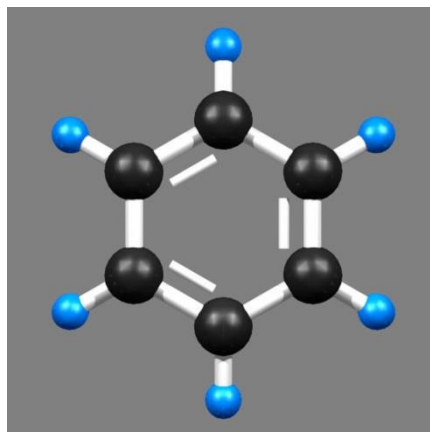


Рис.3. Шаростержневая модель бензола

Ароматические углеводороды – это соединения, содержащие в молекуле одно или несколько бензольных ядер. Родоначальником класса ароматических углеводородов является бензол C_6H_6 . Общая формула гомологического ряда бензола $C_nH_{2n-6}(n > 6)$.

Номенклатура и изомерия гомологов бензола. Ароматические углеводороды – производные ряда бензола – можно рассматривать как продукт замещения атомов водорода в молекуле бензола на одновалентные радикалы. Названия составляют из названий радикалов боковых цепей с добавлением окончания –бензол. Ближайшим гомологом бензола является метилбензол (толуол). Для названия некоторых хорошо известных гомологов бензола используют тривиальные названия, например, толуол, кумол и т. д. Если с бензольным кольцом связано несколько заместителей, то их не только называют, но и указывают относительное расположение. Для дизамещенных аренов обычно используют приставки орто-(o-), мета-(m-) и пара-(p-) (табл. 1):

Изомерия. Для аренов характерна изомерия заместителей, а также характерна изомерия положения заместителей. Изомерия гомологов бензола начинается с этилбензола. Например, соединение C_8H_{10} может существовать в четырех изомерных формах: этилбензол $C_6H_5C_2H_5$, и три диметилбензола или ксилола (орто-, мета- и пара-ксилолы). Простейшие одновалентные арильные радикалы имеют общую формулу: C_nH_{2n-7} . Группа C_6H_5 – называют фенил-радикалом, а группу $C_6H_5-CH_2$ – бензил-радикалом.

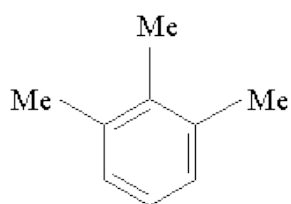
Получение. Важнейшими источниками ароматических углеводородов являются каменноугольная смола и газы, образующиеся при коксовании углей и перегонке нефти.

Критерий оценивание:

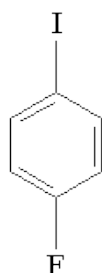
1. Объясняет структуру молекулы бензола с позиции делокализации электронов;
2. Описывает свойства, характерные для бензола и его гомологов;
3. Составляет реакции получения бензола и его гомологов;

Задания:

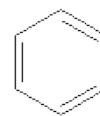
1. Назовите следующие соединения:



1

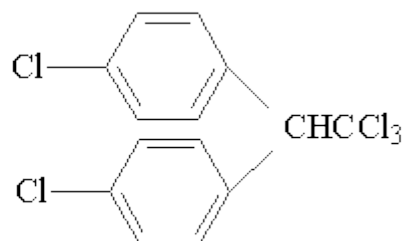
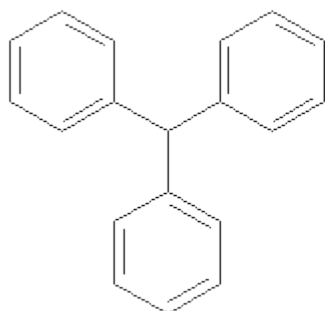


2

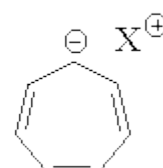
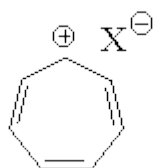
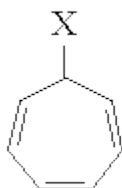
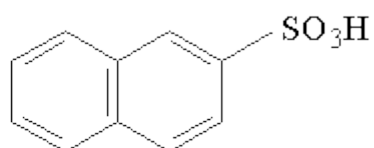
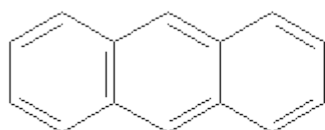


3

2. Назовите следующие соединения:



3. Какие из приведенных ниже соединений можно отнести к ароматическим, неароматическим, антиароматическим?



Урок №17

Тема: Гетероциклические соединения

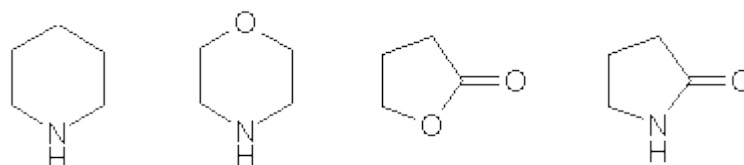
Информационный блок

К классу гетероциклов относят производные органических соединений, имеющих циклический скелет, в составе которого присутствуют атомы других элементов – так называемые гетероатомы.

Несмотря на то, что современная химия позволяет ввести в состав молекулярного цикла атом практически любого элемента периодической системы, наиболее распространены гетероциклы, содержащие в качестве гетероатомов элементы-неметаллы II и III периодов, в первую очередь, важнейшие элементы-органогены, такие как азот, кислород, сера, фосфор.

Гетероциклические соединения, как и карбоциклические, могут быть насыщенными и ненасыщенными.

Многие насыщенные гетероциклические соединения упоминались в предшествующих главах. В основном, мы сталкивались с циклическими вторичными аминами, такими как пиперидин и морфолин, ангидридами и лактамами – производными окси- и аминокислот.

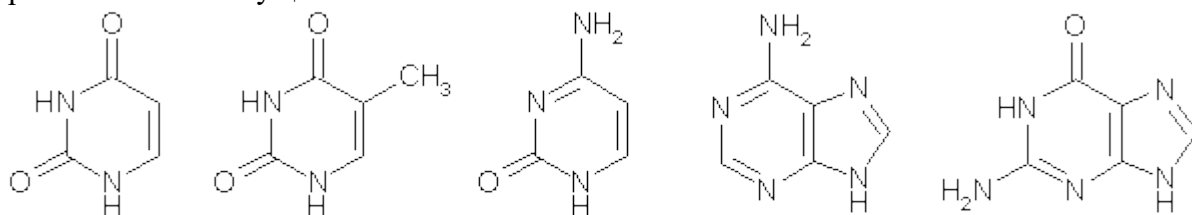


пиперидин морфолин гамма-лактон гамма-лактам

Насыщенные гетероциклы по химическим свойствам почти не отличаются от аналогичных соединений с открытой цепью. Так, пиперидин и морфолин реагируют, в основном, как простые вторичные амины, хотя обладают повышенной основностью; бутиролактон и бутиролактамы проявляют характерные свойства ангидрида и амида карбоновой кислоты, соответственно.

Причина не прекращающегося, и, более того, постоянно возрастающего интереса ученых к гетероциклическим соединениям кроется, в первую очередь, в их разносторонней биологической активности. Оценить значимость гетероциклов в современной биохимии и фармакологии можно хотя бы из того, что около 50% публикаций в научных журналах, посвященных этим областям знания, так или иначе с ними связаны.

Ароматические азотсодержащие гетероциклы широко распространены в природе; некоторые из них являются основой важнейших молекул, необходимых для существования живых организмов. Так, производные гетероциклической системы пиримидина (урацил, тимин, цитозин) и имидазопиримидина, сокращенно называемого пурином (аденин, цитозин), входят в состав ДНК – генетического аппарата всех живых существ.



урацил

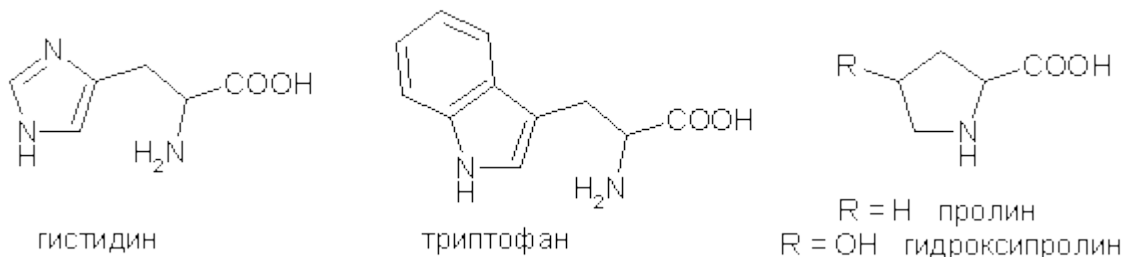
тимин

цитозин

аденин

гуанин

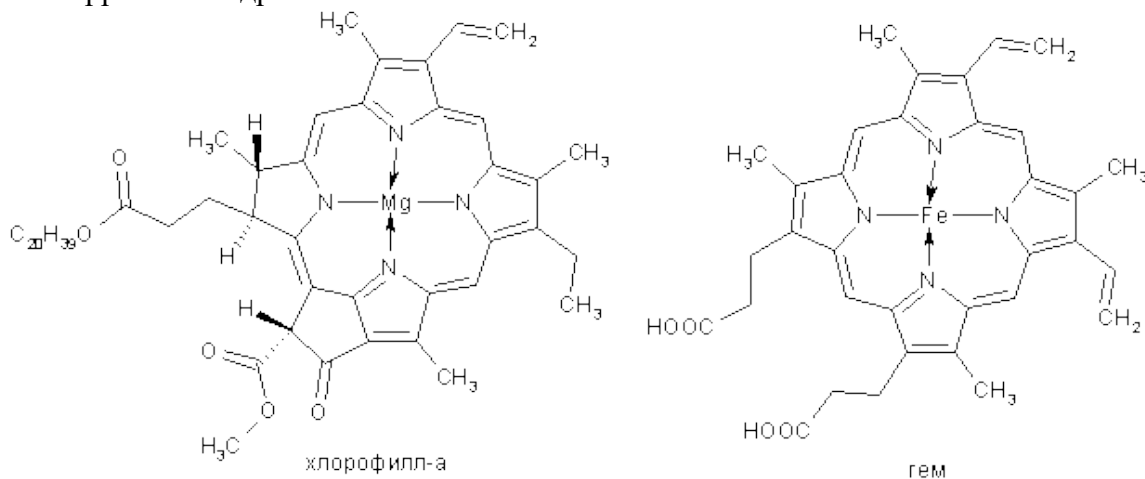
Гетероциклические фрагменты входят в состав многих α -аминокислот – «кирпичей» макромолекул белка, например:



Необходимые для существования животных и растений соединения – гемоглобин и хлорофилл – тоже относятся к классу гетероциклов.

Производное гетероциклической системы порфирина (гем) является важнейшей частью биомолекулы гемоглобина, ответственной за перенос кислорода в организме как гомийотермных, так и пойкилотермных животных. Родственный ему гетероцикл хлорин представляет собой основу хлорофилла.

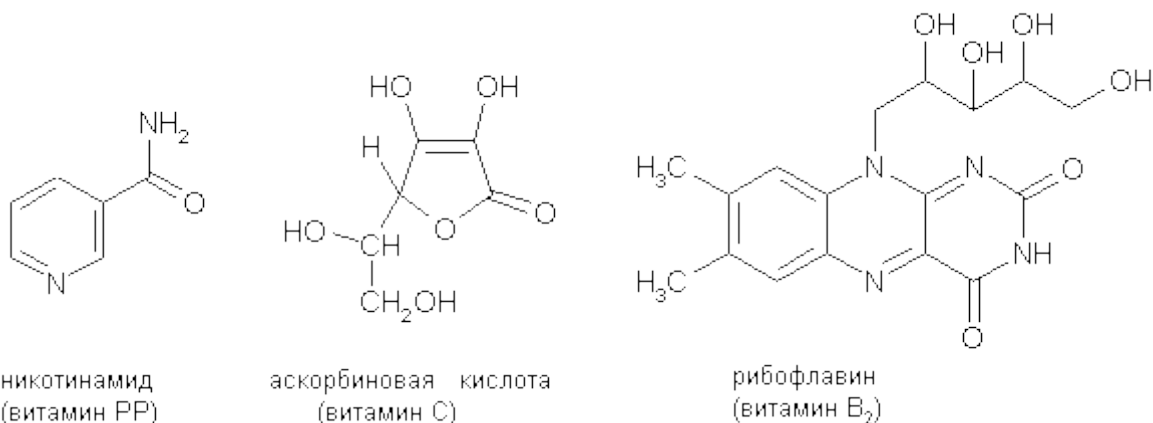
Хлорин и порфирин различаются тем, что первый имеет одну гидрированную связь в пиррольном ядре.



Способность хлорофилла и гемоглобина выступать в качестве «переносчиков газа» основана на возможности расширения координационного числа и изменении степени окисления атома металла в обеих молекулах. В обоих случаях полиядерная сопряженная гетероциклическая система является своего рода амортизатором, стабилизирующим положительный заряд на атоме металла.

Отметим, что структурное родство систем гема и хлорофилла (даже заместители похожи) наводит на мысль об их общем эволюционном происхождении.

Самые разнообразные системы гетероциклического ряда являются основой молекул витаминов.



Нуклеофильность гетероатомов. Для азотсодержащих гетероциклических соединений с азотом пиридинового типа π -электронная плотность максимальна именно на атоме азота. В качестве иллюстрации можно привести расчётную π -электронную плотность для пиридина:

| Положение атома | Электронная плотность |
|-----------------|-----------------------|
| 1 (N) | 1.43 |
| 2 (α) | 0.84 |
| 3 (β) | 1.01 |
| 4 (γ) | 0.87 |

Критерий оценивание:

1. Раскрывает структуру молекулы гетероциклических соединений;
2. Называет номенклатуру и изомерию гетероциклических соединений;
3. Раскрывает область применения гетероциклических соединений.

Задания:

1. Напишите уравнения реакций следующих превращений, укажите условия проведения этих реакций:
2. А) $C_2H_5Br - C_2H_4 - C_2H_5OH - C_2H_4 - C_2H_4Br_2$
3. Б) $C_3H_7OH - C_3H_6 - C_3H_8 - C_3H_7Br - C_6H_{14}$
4. Напишите уравнения реакций, следующих превращений, назовите соединения А, Б, В.
5. А) пропен А Б В
6. Б) этан А Б В
7. 10, 5 г. алкена присоединяют 5,6 л. бромоводорода при н.у.. Определите молекулярную формулу алкена?
8. При сжигании алкена массой 0,7 г. образовались оксида углерода (IV) и вода количеством вещества по 0,05 моль каждое. Относительная плотность паров этого вещества по азоту равна 2,5. Найдите молекулярную формулу алкена.
9. Найдите молекулярную формулу алкена, массовая доля углерода в котором составляет 85,7%. Относительная плотность его по азоту равна 2.

Урок №18

Тема: Источники углеводородов. Нефть. Переработка нефтепродуктов

Информационный блок

Изученные нами углеводороды имеют большое практическое значение, так как широко используются в качестве топлива, а также служат сырьём для получения множества органических веществ.

Наиболее важные источники углеводородов – природный газ и нефть.

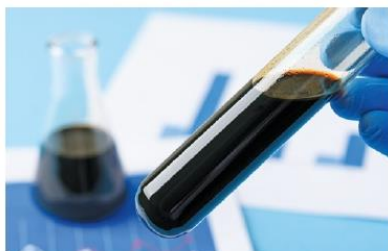
Природный газ. Основной составной частью природного газа является метан. Кроме метана, в природном газе присутствуют этан, пропан и бутаны. Обычно чем выше молекулярная масса углеводорода, тем меньше его содержание в природном газе. Состав природного газа различных месторождений неодинаков. В таблице 21.1 приведено примерное содержание веществ в природном газе.

Таблица.1. Примерный состав природного газа

| Формула вещества | CH ₄ | C ₂ H ₆ | C ₃ H ₈ | C ₄ H ₁₀ | N ₂ и др. газы |
|--------------------------|-----------------|-------------------------------|-------------------------------|--------------------------------|---------------------------|
| Содержание в % по объёму | 70–98 | < 5 | < 2 | < 1 | < 10 |

Природный газ используется в основном в качестве топлива. Он имеет ряд преимуществ над твёрдым и жидким топливом: при его сгорании выделяется больше тепла, он не оставляет золы, продукты его сгорания более экологически чистые. Природный газ используется на тепловых электростанциях, в качестве горючего для газовых плит, топлива для автомобилей и т. д.

Нефть. Физические свойства и состав нефти



Нефть представляет собой маслянистую жидкость обычно тёмного цвета со своеобразным запахом (рис.1). Она легче воды и в воде не растворяется. Основными компонентами нефти являются жидкие и растворённые в них твёрдые

Рис.1. Нефть

Для того чтобы выделить из нефти полезные для нужд человека продукты, её подвергают переработке.

Первичная переработка нефти

Нефть не имеет определённой температуры кипения, так как является смесью углеводородов, имеющих различные температуры кипения. В процессе нагревания нефти

из неё выделяют сначала наиболее лёгкие углеводороды (они имеют низкие температуры кипения), а затем более тяжёлые.

Смесь углеводородов, собранных в процессе перегонки нефти в определённом интервале температур, называется *фракцией*.

Рассмотрим некоторые фракции нефти. *Бензиновая фракция* перегоняется в интервале температур от 40 до 200 °С и содержит углеводороды $C_5 - C_{11}$. Как следует из названия, эта фракция используется для получения бензина.

Лигроин перегоняется при температуре от 120 до 240 °С и содержит углеводороды $C_8 - C_{14}$. Лигроин применяется для получения бензина и дизельного топлива, а также в качестве растворителя.

Керосин – перегоняется в интервале температур от 180 до 300 °С и содержит углеводороды $C_{12} - C_{18}$. Он применяется как горючее для реактивных двигателей (авиационный керосин), для бытовых нагревательных приборов, в качестве растворителя и для получения дизельного топлива.

Процесс перегонки нефти не сопровождается изменением структуры образующих её углеводородов, а заключаются только в разделении на отдельные компоненты, то есть являются физическим процессом. Такой процесс называют *первичной переработкой нефти*.

Октановое число бензина. Одной из важнейших характеристик бензина является его детонационная стойкость. Детонационная стойкость показывает способность бензина «сопротивляться» самовоспламенению при сжатии в цилиндре двигателя. Чтобы понять это, рассмотрим, как работает двигатель автомобиля (рис.2).

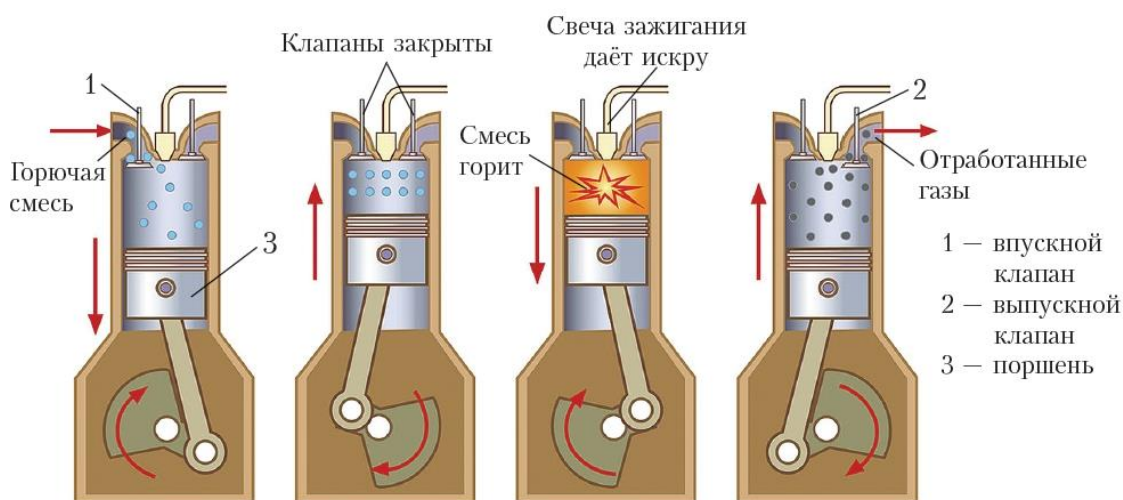


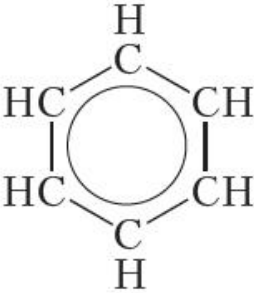
Рис.2. Схема работы двигателя внутреннего сгорания

Смесь паров бензина с воздухом поступает в цилиндр двигателя. Когда поршень цилиндра достигает верхней точки, то есть максимально сжимает смесь, искра свечи зажигания её воспламеняет. Образовавшиеся газы толкают поршень вниз, он совершает работу, в результате которой автомобиль движется. Это описание касается нормальной

работы двигателя. Но возможна ситуация, когда бензиново-воздушная смесь воспламенится в цилиндре до поджигания за счёт повышения её температуры при сжатии. Этот процесс называется *детонацией*. Детонация очень вредна для двигателя, она снижает мощность и приводит к преждевременному износу деталей и даже к поломке двигателя.

Наиболее стойкими к детонации являются ароматические углеводороды и углеводороды разветвлённого строения. Эти углеводороды характеризуются высокими октановыми числами, иногда больше 100. Октановые числа неразветвлённых углеводородов, наоборот, низкие (табл.2).

Таблица.2. Октановые числа некоторых углеводородов

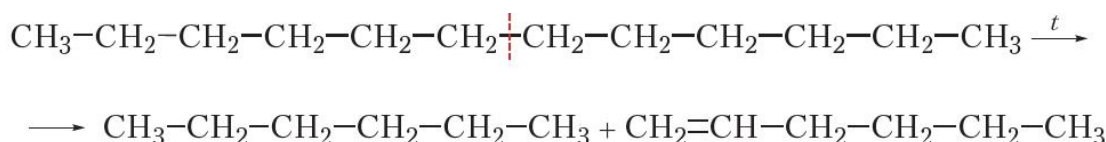
| Название углеводорода | Структурная формула | Октановое число |
|-----------------------|---|-----------------|
| <i>n</i> -Гептан | $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_3$ | 0 |
| <i>n</i> -Пентан | $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_3$ | 62 |
| 2,2-Диметилбутан | $ \begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3\text{—C—CH}_2\text{—CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array} $ | 92 |
| Изооктан | $ \begin{array}{c} \text{CH}_3 \qquad \text{CH}_3 \\ \qquad \quad \\ \text{CH}_3\text{—C—CH}_2\text{—CH—CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array} $ | 100 |
| Бензол |  | 113 |

В нефти преобладают углеводороды неразветвлённого строения. Поэтому бензин, получаемый в процессе перегонки нефти, имеет низкое октановое число (обычно ниже 65) и не может использоваться в двигателях современных автомобилей. В связи с этим, фракции нефти, полученные при перегонке, подвергают дальнейшей переработке, связанной с изменением структуры входящих в них углеводородов. Эти процессы называются *вторичной переработкой нефти*.

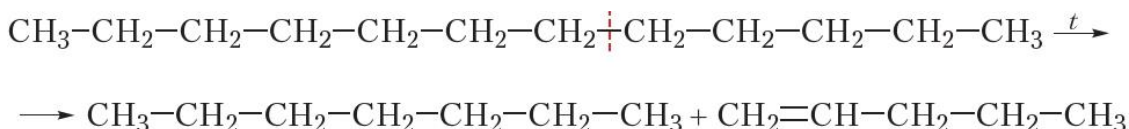
Вторичная переработка нефти

Крекинг. Бензиновая фракция составляет лишь небольшую долю от всей добываемой нефти, и получаемый в процессе перегонки бензин не может удовлетворить спрос на него. Поэтому одной из задач вторичной переработки нефти является превращение тяжёлых углеводородов в углеводороды бензиновой фракции. Для этого молекулы с большим числом атомов углерода расщепляются на более мелкие. Этот процесс называется *крекингом*.

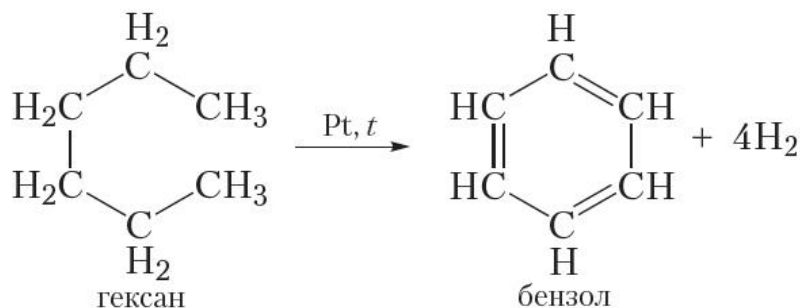
При высоких температурах происходит расщепление химических связей углерод-углерод, в результате чего молекулы углеводородов с длинной цепью атомов углерода превращаются в углеводороды с более короткой цепью, например:



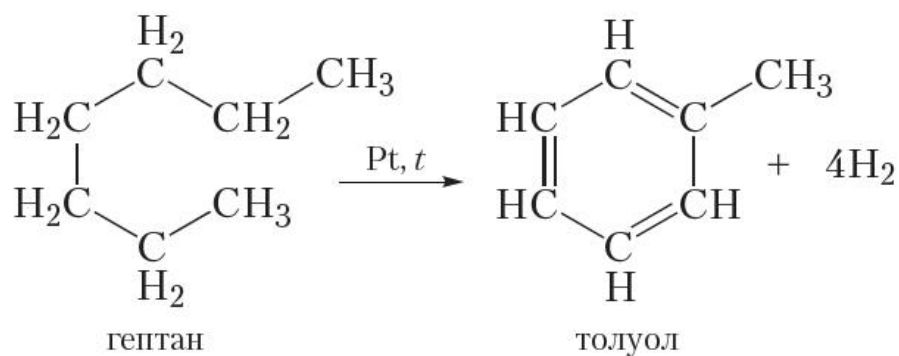
Как видно из приведённого примера, из углеводорода состава $\text{C}_{12}\text{H}_{26}$ образовалась смесь алкана и алкена с числом атомов углерода в молекулах, равным 6, что соответствует бензиновой фракции. Следует отметить, что расщепление молекулы исходного вещества может происходить по любой связи углерод-углерод, например:



Риформинг. Ещё более эффективным способом получения бензина с высоким октановым числом является *риформинг* – процесс превращения алканов в ароматические углеводороды при нагревании на катализаторе. Например, при нагревании гексана на платиновом катализаторе он превращается в бензол:



В аналогичных условиях гептан превращается в толуол:



Защита окружающей среды. Описанные процессы связаны с переработкой гигантских объёмов нефти, которые составляют несколько миллиардов тонн в год. В связи с этим первостепенное значение имеет защита окружающей среды при добыче нефти и её переработке.

Попадание нефти и нефтепродуктов в окружающую среду чрезвычайно опасно. Это связано как с пожар и взрывоопасностью углеводородов, так и с токсичностью компонентов нефти и продуктов их превращений. Загрязнение нефтью может достигать очень больших масштабов. Так, одна тонна нефти способна покрыть тонкой плёнкой участок поверхности моря площадью до тысячи гектаров. Поэтому в настоящее время актуальны вопросы, связанные не только с эффективностью добычи и переработки нефти, но и с безопасностью этих процессов. Кроме этого, большое внимание приходится уделять проблемам безопасности при транспортировке и использовании нефти и нефтепродуктов, а также разработке методов ликвидации последствий аварийных ситуаций, связанных с попаданием этих веществ в окружающую среду.

Критерий оценивание:

1. Раскрывает использование углеродсодержащих соединений в качестве топлива
2. Определяет по карте месторождения угля, нефти и природного газа в Казахстане;
3. Описывает процесс добычи и перегонки сырой нефти.

Задания:

1. При сжигании 1,6 г органического вещества было получено 1,12 л диоксида углерода (н.у.) и 1,8 г паров воды. Плотность паров исследуемого вещества по воздуху равна 1,104. Определите молекулярную формулу вещества.
2. При действии соляной кислоты на 2 г смеси магния и оксида магния выделился газ, при сгорании которого образовалось 0,9 г воды. Определите массовую долю магния в смеси.
3. Какая соль и сколько ее по массе получится при пропускании газа –продукта сжигания 16 г серы –через 500 мл 1М раствора гидроксида натрия?
4. Какой объем 0,25М раствора гидроксида натрия потребуется для превращения оксида углерода(IV), выделившегося при полном сжигании 6,4 г 2,2,3-триметилгексана, в кислую соль?
5. Сколько граммов нитробензола образуется из 39 г бензола и 39 г азотной кислоты?

Урок №19

Тема: Природный газ. Попутные и нефтяные газы.

Информационный блок

Природный газ – это смесь, которая состоит из: 88-95% метана (СН₄), 3-8% этана (С₂Н₆), 0,7–2% пропана (С₃Н₈), 0,2-0,7% бутана (С₄Н₁₀), 0,03-0,5% пентана (С₅Н₁₂), углекислого газа (СО₂), азота (N₂), гелия (He). Существует закономерность: чем выше относительная молекулярная масса углеводорода, тем меньше его содержится в природном газе.

Применение:

1)топливо в промышленности и в быту, т.к. $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 890 \text{ КДЖ}$

2)получение галогенпроизводных углеводородов и хлороводорода:

$\text{CH}_4 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{Cl} + \text{HCl}$, СН₃Сl –хлорметан – растворитель, сырье для кремнийорганических соединений; HCl – получение соляной кислоты

3)получение непредельных углеводородов: $2 \text{CH}_4 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_2 + 3\text{H}_2$, (С₂Н₂ – ацетилен – этин –сварка и резка металлов); $\text{C}_2\text{H}_6 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4 + \text{H}_2$ (С₂Н₄ – этилен – этен –получение полиэтилена, этанола, уксусной кислоты)

4)получение водорода и сажи: $\text{CH}_4 \rightarrow \text{C} + 2\text{H}_2$, (С – сажа → резины и типографских красителей, Н₂ →аммиака NH₃)

5)получение кислородсодержащих органических соединений:

$\text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_2 - \text{CH}_3 \rightarrow 2\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O}$, СН₃СООН –уксусная кислота, получение красителей, медикаментов.

Попутный нефтяной газ находится над залежами нефти или растворен в ней под давлением.

Содержит углеводороды, которые для рационального применения делят на смеси:

1)газовый бензин (пентана (С₅Н₁₂) и гексан (С₆Н₁₄)) добавляют к бензину для улучшения работы двигателя;

2)пропан –бутановая (пропана (С₃Н₈) и бутана (С₄Н₁₀)) в сжиженном виде как топливо;

3)сухой газ (по составу сходен с природным) для получения С₂Н₂ – ацетилен, Н₂ и других веществ, как топливо: $\text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow 3\text{H}_2 + \text{CO}$; $\text{CO} + \text{H}_2 \leftrightarrow \text{CH}_3\text{OH}$, СН₃ОН – метанол.

Получение. ПНГ является ценным углеводородным компонентом, выделяющимся из добываемых, транспортируемых и перерабатываемых содержащих углеводороды минералов на всех стадиях инвестиционного цикла жизни до реализации готовых продуктов конечному потребителю. Таким образом, особенностью происхождения нефтяного попутного газа является то, что он выделяется из нефти на любой из стадий от разведки и добычи до конечной реализации, так же, как и в процессе нефтепереработки.

Способы разделения. Основная особенность попутного газа заключается в высоком содержании тяжелых углеводородов.

Сегодня в мире существуют три основные технологии газоразделения, которые позволяют разделить попутный газ на ценные составляющие: (СОГ, СУГ, конденсат)

1. Криогенные технологии (низкотемпературная сепарация, конденсация, ректификация)
2. Мембранная технология
3. Адсорбционная технология

Технология утилизации (ПНГ)

До недавнего времени попутный газ в подавляющем большинстве случаев просто сжигался на факелах, что наносило значительный вред окружающей среде и приводило к значительным потерям ценного углеводородного сырья.

К основным направлениям утилизации ПНГ можно отнести:

- поставка газа на газоперерабатывающие заводы для глубокой химической переработки.
- поставка газа в магистральную газотранспортную систему.

Для этого проводится подготовка газа для магистральных газопроводов ОАО «Газпром» в соответствии с СТО Газпром 089–2010

- использование ПНГ на энергетических установках для выработки электроэнергии.

Критерий оценивание:

1. Объясняет происхождение попутных нефтяных и природного газов;
2. Называет состав и применение природного, попутного и нефтяного газов;
3. Составляет уравнения химических реакций.

Задания:

1. Пользуясь текстом учебника: а) укажите примерный состав природного газа; б) составьте схему, отражающую его применение.
2. Пользуясь текстом учебника: а) укажите примерный состав попутного нефтяного газа; б) составьте схему, отражающую его применение.
3. Укажите сходство и различие в составе и применении этих газов.
4. Природный газ одного из месторождений содержит 92% метана, 4% этана, 1% пропана, 3% азота и углекислого газа (по объему). Какой объем кислорода потребуется для сжигания 400 л этого газа? (ответ: 812 л)
5. Укажите, пользуясь текстом учебника, примерный состав нефти.

Урок №20

Тема: Уголь. Коксование каменного угля

Информационный блок

Коксование – процесс переработки жидкого или твёрдого топлива нагреванием без доступа воздуха. При разложении топлива образуется твёрдый продукт – нефтяной или каменноугольный кокс и летучие продукты. Основное количество кокса получают из каменного угля.

Коксование углей

Широко распространённый технологический процесс, состоящий из следующих стадий: подготовка к коксованию, собственно коксование, улавливание и переработка летучих продуктов^[2].

Подготовка включает обогащение (для удаления минеральных примесей) низкосернистых, малозольных, коксующихся углей, измельчение до зёрен размером около 0,3 мм, смешение нескольких сортов угля, сушка полученной шихты.



Рис.1. Коксовая печь – технологический агрегат, в котором осуществляется коксование каменного угля

Для коксования шихту загружают в щелевидную коксовую печь (ширина 400–450 мм, объём 30–40 м³). Каналы боковых простенков печей, выложенных огнеупорным кирпичом, обогреваются продуктами сгорания газов: коксового (чаще всего), доменного, генераторного, их смесей и др.

Продолжительность нагрева составляет 14–16 часов. Температура процесса – 900–1050 °С. Полученный кокс (75–78 % от массы исходного угля) в виде так называемого «коксового пирога» (спёкшейся пластической массы) – выталкивается специальными машинами («коксовыталкивателями») в железнодорожные вагоны, в которых охлаждается («тушится») водой или газом (азотом).

При 250 градусах Цельсия из угля испаряется вода, улетучиваются угарный газ и углекислый газ, при 350 градусах улетучиваются углеводороды, соединения азота и фосфора, при 500 градусах происходит спекание – образуется полукокс, при 700 градусах и больше улетучивается водород и образуется кокс^[2].

Парогазовая смесь выделяющихся летучих продуктов (до 25 % от массы угля) отводится через газосборник для улавливания и переработки. Для разделения летучие продукты охлаждают впрыскиванием распыленной воды (от 70 °С до 80 °С) – при этом из

паровой фазы выделяется большая часть смол, дальнейшее охлаждение парогазовой смеси проводят в кожухотрубчатых холодильниках (до 25–35 °С). Конденсаты объединяют и отстаиванием выделяют надсмольную воду и каменноугольную смолу. Затем сырой коксовый газ последовательно очищают от аммиака (NH₃) и сероводорода (H₂S), промывают поглотительным маслом (для улавливания сырого бензола и фенола), серной кислотой (для улавливания пиридиновых оснований). Очищенный коксовый газ (14–15 % от массы угля) используют в качестве топлива для обогрева батареи коксовых печей и для других целей.

Из надсмольной воды (9–12 % от массы угля) отгонкой с паром выделяют: NH₃ (в виде концентрированной аммиачной воды), фенолы, пиридиновые основания. Очищенную воду после разбавления технической водой направляют на тушение кокса или на биологическую очистку сточных вод на очистные сооружения.

Каменноугольная смола (3–4 % от массы угля) является сложной смесью органических веществ (в настоящее время идентифицировано только ~60 % компонентов смолы – более 500 веществ). Смолу методом ректификации подвергают разделению на фракции: нафталиновую, поглотительную, антраценовую и каменноугольный пёк. Из них, в свою очередь, кристаллизацией, фильтрованием, прессованием и химической очисткой выделяют: нафталин, антрацен, фенантрен, фенолы и каменноугольные масла.

Коксохимические заводы являются одним из крупнейших потребителей каменного угля – до ¼ мировой добычи^[1].

Уголь – это горючая осадочная порода растительного происхождения, состоящая в основном из углерода и ряда других химических элементов.

Состав угля зависит от возраста: самый молодой – бурый уголь (марка 1Б по свойствам ближе к древесине, 3Б – к каменному углю), затем идет каменный уголь, старше всех антрацит. По мере старения происходило концентрирование углерода и уменьшение содержания летучих составляющих, в частности, влаги. Так, бурый уголь имеет влажность 30–40%, более 50% летучих компонентов, у антрацита оба показателя составляют 5–7%.



Рис.1.Каменный уголь

Физико-химические свойства. Выше 900 °С легко восстанавливает CO₂ ($C + CO_2 = 2CO$); при 1000 °С скорость процесса (стандартная реакционная способность кокса) в расчете на 1 г кокса 0,1–0,2 мл CO₂ за 1 с, энергия активации 140–200 кДж/моль. Скорость

взаимодействия с O_2 ($C + O_2 = CO_2$), или горючесть кокса, значительно выше, чем с CO_2 , и составляет при $500\text{ }^\circ\text{C}$ около $0,1\text{ мл } O_2$ за 1 с , энергия активации $100\text{--}140\text{ кДж/моль}$.

Применение. Каменноугольный кокс применяют для выплавки чугуна (доменный кокс) как высококачественное бездымное топливо, восстановитель железной руды, разрыхлитель шихтовых материалов. Кокс используют также как ваграночное топливо в литейном производстве (литейный кокс), для бытовых целей (бытовой кокс), в химической и ферросплавной отраслях промышленности (специальные виды кокса).

Доменный кокс должен иметь размеры кусков не менее $25\text{--}40\text{ мм}$ при ограниченном содержании кусков менее 25 мм (не более 3%) и более 80 мм . В нижней части доменной печи кокс является единственным шихтовым материалом, находящимся в твёрдом состоянии, выполняя роль пористой коксовой насадки. Каменноугольный кокс является наиболее распространённым твёрдым топливом, используемым в доменных печах для выплавки чугуна и других шахтных печей^{[1][6]}.

Литейный кокс по размерам кусков крупнее доменного; наиболее пригоден продукт, в котором присутствуют куски менее $60\text{--}80\text{ мм}$. Главное отличие литейного кокса от доменного – малое содержание серы, которое не должно превышать 1% (в доменном коксе до 2%). В промышленности ферросплавов используют мелкий кокс (например, фракцию $10\text{--}25\text{ мм}$), при этом в отличие от доменного и литейного производств предпочитают применять продукт с большой реакционной способностью. Требования по прочности к бытовому коксу менее жесткие, чем к доменному и литейному. Во всех производствах лучшее сырьё – наиболее прочный малозольный и малосернистый кокс, содержащий небольшое количество мелких фракций. Современное мировое производство кокса каменноугольного составляет около $550\text{--}650\text{ млн т/год}$. От 60 до 70% мирового производства осуществляется в КНР.

Критерий оценивание:

1. Называет области применения углеродсодержащих соединений в качестве топлива;
2. Объясняет процесс коксования каменного угля;
3. Определяет по карте месторождения угля, нефти и природного газа в Казахстане.

Задания:

1. Составьте схему, отражающую переработку нефтепродуктов.
2. В чем сущность процесса крекинга нефтепродуктов?
3. Какие два вида крекинга используют на производстве? В чем их различие? Охарактеризуйте бензин, полученный по каждому виду крекинга.
4. Напишите уравнения реакций, которые могут протекать с углеводородом гексадеканом ($C_{16}H_{34}$) при крекинге нефтепродуктов.

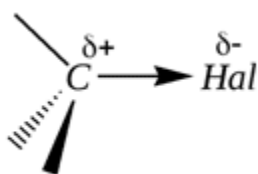
Урок №21

Тема: Галогеноалканы

Информационный блок

Галогеналканы – насыщенные органические соединения, содержащие в своем составе атом галогена (Hal), связанный с атомом углерода (C). Ввиду своей высокой реакционной способности, галогеналканы находят широкое применение при синтезе многих органических соединений.

Связь C-Hal – ковалентная полярная. Высокая электроотрицательность атомов галогенов способствует смещению электронной плотности соседних связей в молекуле (индуктивный эффект). Этот эффект снижается с уменьшением электроотрицательности галогена, т.е. при движении от F к I. Полярность связи C-Hal также снижается, но с другой стороны, вследствие роста радиуса атома галогена растет длина связи и ее поляризуемость, что ведет к ослаблению прочности связи.

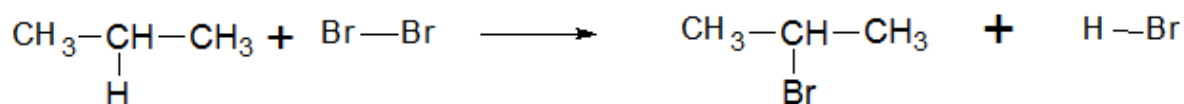


Галогеналканы не имеют цвета, исключение составляют полийодпроизводные, имеющие желтую окраску), для них характерен своеобразный сладковатый запах. Они не растворяются в воде, но растворимы в органических растворителях, а некоторые из них сами хорошо растворяют многие органические вещества.

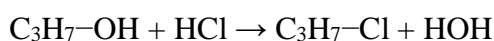
Получение галогеналканов

1. Реакции замещения

Замещение атомом галогена атома водорода при действии света по радикальному механизму:

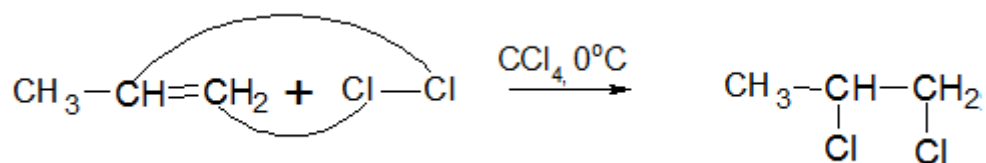


Замещение атомом галогена функциональной группы по ионному механизму (в присутствии концентрированной серной кислоты):



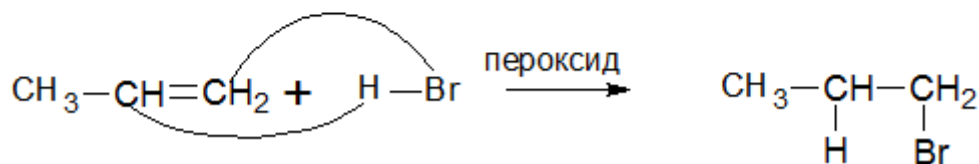
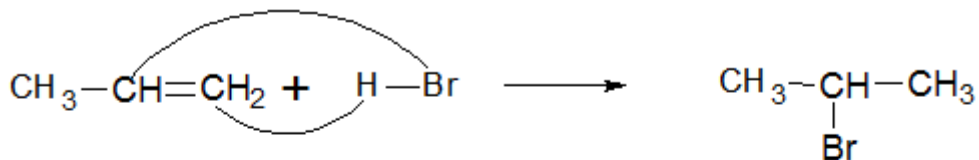
2. Реакции присоединения

Присоединение галогенов к алкенам происходит в присутствии четыреххлористого углерода при 0°C:



Присоединение галогенводородов к алкенам происходит согласно правилу Марковникова – присоединение атома водорода происходит к наиболее гидрогенизированному атому углерода, атома галогена – к наименее гидрогенизированному атому углерода.

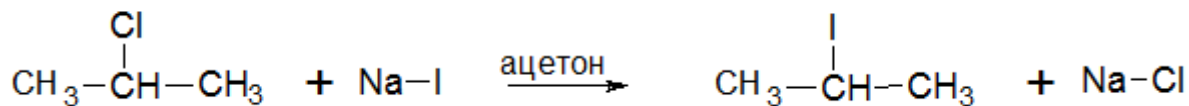
Однако, в определенных условиях один из галогенводородов, а именно бромоводород способен присоединяться к алкенам и против правила Марковникова.



Реакция присоединения. Реакция обмена

3. Реакция обмена

Обмен галогенами галогеналкана и йодида натрия используется для получения иодопроизводных:



Химические свойства галогеналканов

1. Реакции замещения

Атом углерода в молекуле галогеналканов имеет частичный положительный заряд (δ^+), в связи с чем он легко вступает в реакции с нуклеофилами (OH^- , CN^- , NH_3 , H_2O) и реакции замещения протекают достаточно легко. Ниже представлена схема и примеры реакций замещения галогеналканов:

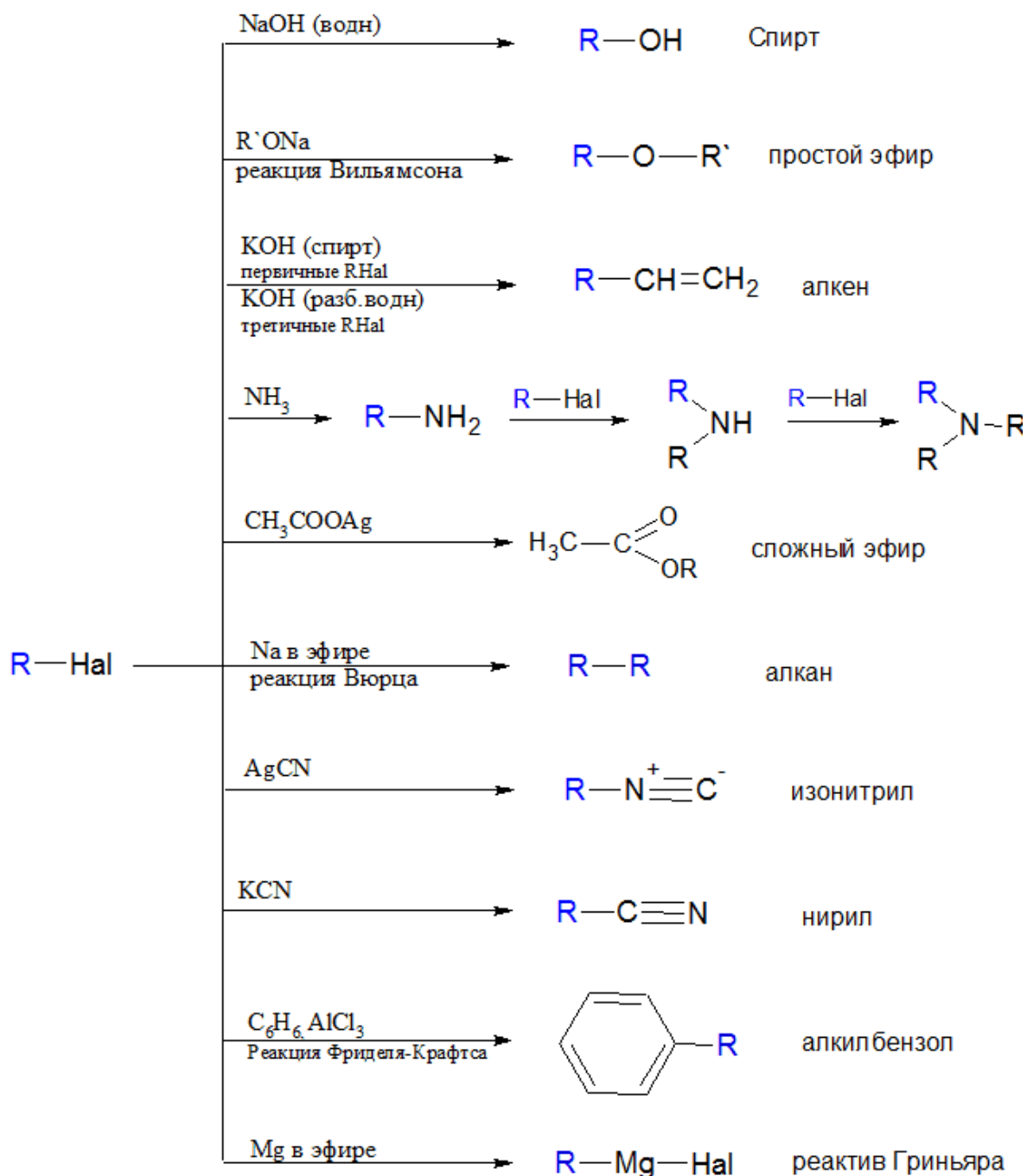
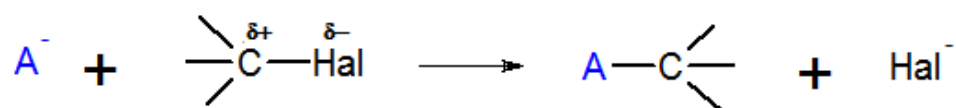
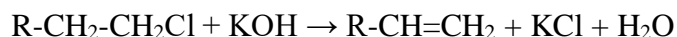


Схема нуклеофильного замещения. Легкость протекания таких реакции, зависят как от строения галогеналкана и природы входившего в его состав галогена, так и от природы нуклеофила. Реакционная способность галогеналканов уменьшается в ряду C-I < C-Br < C-Cl < C-F. Таким образом, самыми прочными в данном ряду являются связи C-F, поэтому фторалканы не охотно вступают в реакции нуклеофильного замещения.

Реакции отщепления.

Реакция протекает с отщеплением галогенводорода от молекулы галогеналкана при действии на них сильных оснований:



Способы получения галогеналканов. Способы получения алкангалогенидов можно объединить в две группы: реакции замещения и реакции присоединения. Способ получения и условия реакции зависят от строения углеродного скелета галогенируемой молекулы и того атома или группы атомов, которые подвергаются замещению (уходящие группы).

Критерий оценивание:

1. Объясняет важность галогеноалканов для оргсинтеза;
2. Перечисляет методы получения галогеноалканов;
3. Объясняет влияние галогеноалканов на окружающую среду.

Задания:

1. Сколько моноклорпроизводных образуется при хлорировании смеси изомерных бутанов на свету? Назовите образующиеся вещества.
2. Продукты полного сгорания в избытке кислорода смеси этана и пропана, объем которого равен 6,72 л (н.у.), обработали избытком известковой воды. Образовалось 80 г осадка. Найдите массовую долю этана в исходной смеси.
3. Напишите структурную формулу монобромиды, преимущественно получающегося при бромировании 1,4-диметилциклогексана.
4. Продукты полного сгорания в избытке кислорода смеси этана и пропана, объем которого равен 4,48 л (н.у.), обработали избытком известковой воды. Образовалось 80 г осадка. Найдите массовую долю этана в исходной смеси.

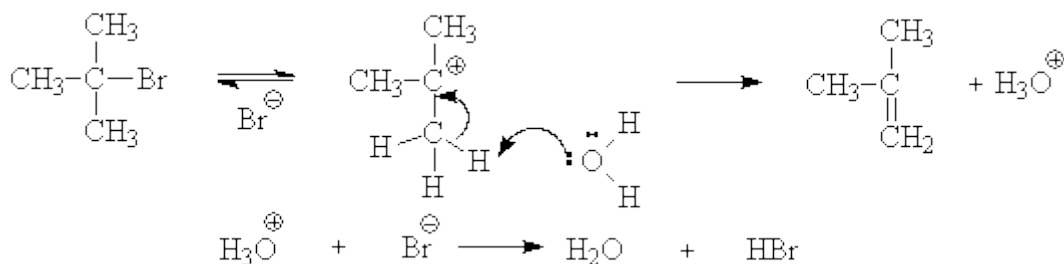
Урок №22

Тема: Реакции нуклеофильного замещения и элиминирования галогеноалканов

Информационный блок

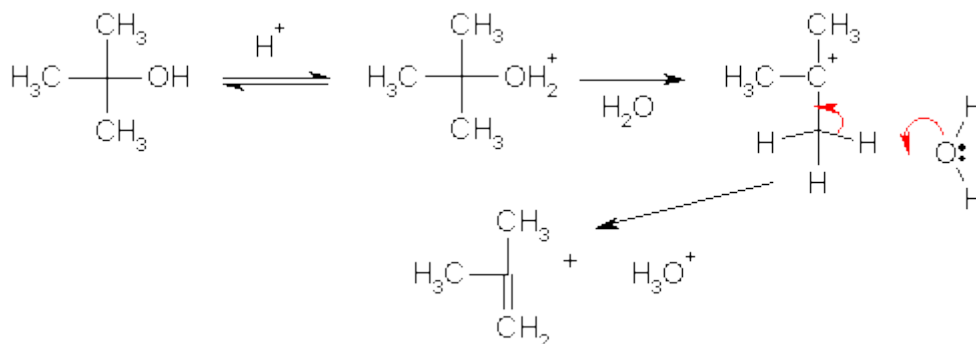
Элиминирование. Как было ранее подчеркнuto, параллельно с S_N1 -замещением в третичных галогеналканах протекает реакция элиминирования, приводящая к образованию алкенов. В то же время, реакции S_N2 тоже осложняются элиминированием, причем в некоторых случаях это становится основным процессом. Так, действием на вторичные и первичные галогеналканы спиртовыми растворами щелочей или алкоголятов щелочных металлов получают непредельные углеводороды. И в том, и в другом случае происходит отщепление молекулы галогеноводорода от двух соседних углеродных атомов.

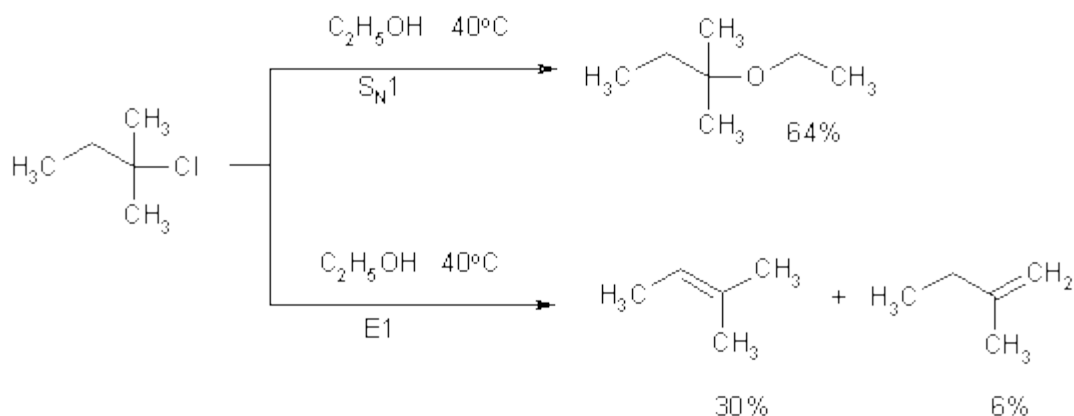
При протекании реакции по механизму S_N1 промежуточный катион может быть атакован нуклеофилом не только по электрофильному центру (катионному атому углерода), но также по одному из соседних атомов водорода (в этом случае нуклеофил считается основанием). Это связано с тем, что на соседних атомах углерода наведен небольшой положительный заряд, что дезэкранирует водородные атомы, облегчая их отщеплению при подходе основания.



Как и в реакции S_N1 , лимитирующей стадией данного превращения является образование карбокатиона, что происходит при участии одной молекулы. Поэтому его называют реакцией мономолекулярного отщепления (элиминирования) и обозначают символом $E1$.

По механизму $E1$ легко протекает дегидратация третичных спиртов. Например образование изобутилена из *tert*-бутилового спирта происходит в результате нагревания с 15%-ной серной кислотой.





Третичные галогеналканы при 40 °С в спирте реагируют по мономолекулярным механизмам замещения и отщепления параллельно, при этом среди продуктов реакции преобладает тот алкен, в молекуле которого при двойной связи находится большее количество заместителей. Эта закономерность имеет общий характер и называется правилом Зайцева. Такую ориентацию элиминирования можно объяснить сравнительной термодинамической стабильностью этиленовых углеводородов. В соответствии с величинами теплот гидрирования алкенов, их устойчивость тем выше, чем больше заместителей присутствует при двойной связи.

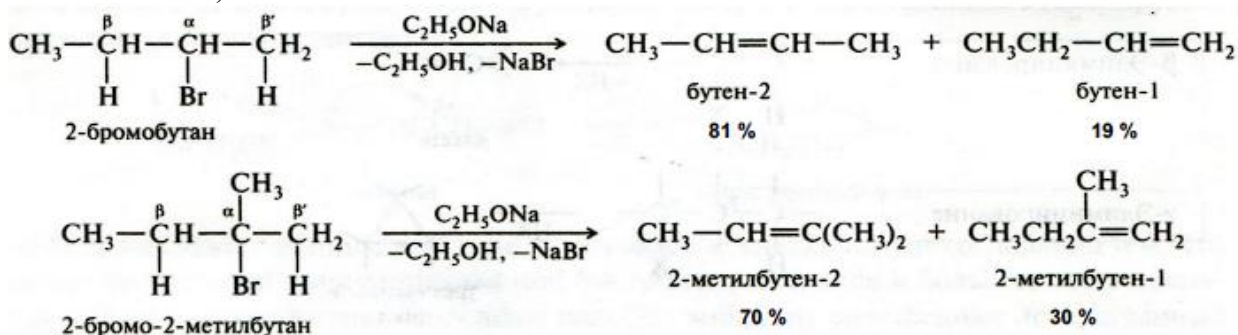
Галогеналканы Понятие «нуклеофильности» и «основности»

- Все нуклеофилы являются также основаниями Брэнстеда и Льюиса
- Термин «нуклеофил» и «основание» применяют для описания одних и тех же частиц, но участвующих в различных процессах.
- Нуклеофильность – стремление отдать пару электронов электрофильному атому углерода (карб-катиону) или другому положительно заряженному атому, КРОМЕ протона.
- Основность – способность предоставить пару электронов протону.
- Под нуклеофильностью подразумевают влияние основания Брэнстеда (нуклеофильный реагент) на скорость реакции нуклеофильного замещения.
- Под основностью подразумевают влияние основания Брэнстеда на кислотно-основное равновесие.

Реакции элиминирования

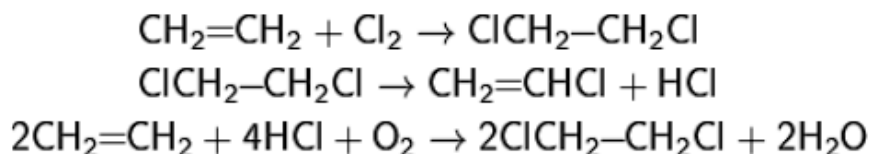
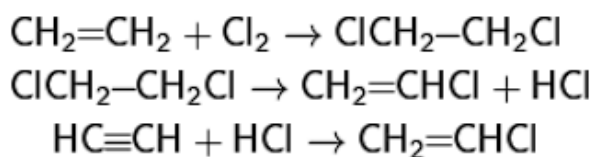
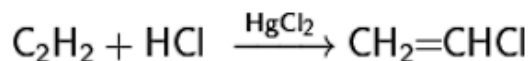
• Если в исходном субстрате есть альтернативная возможность отщепления протонов от β-и β'-атомов углерода, то может образоваться смесь алкенов; • Для предсказания преобладающего продукта реакции дегидрогалогенирования руководствуются правилом Зайцева (1875): «в большинстве реакций дегидрогалогенирования атом водорода отщепляется преимущественно от соседнего наименее гидрогенизированного атома углерода».

• В результате образуются наиболее замещенные (наиболее термодинамически стабильные) алкены:



Схемы реакций мономолекулярного элиминирования галогеналканов по Зайцеву

Винилхлорид: способы получения



Критерий оценивание:

1. Объясняет значение нуклеофильного замещения галогеноалканов;
2. Дает определение реакции элиминирования.

Задания:

1. Как различить пентан, пентен-2, пентин-1 и 1-хлорпентен-2, находящиеся в неподписанных емкостях, с использованием качественных реакций? Опишите последовательность проведения анализа (что планируется прибавить, что может наблюдаться). Напишите необходимые уравнения реакций.
2. Определите строение основных продуктов реакции элиминирования цис- и транс-1-бром-4-хлорциклогексанов, происходящей под действием амида натрия. Свой выбор аргументируйте с привлечением представлений о стереохимических особен.
3. Укажите, какие продукты образуются в результате взаимодействия вторых из указанных в пунктах а, б, в задачи 7.9 соединений с NaI в условиях SN1 и SN2 замещения?

Урок №23

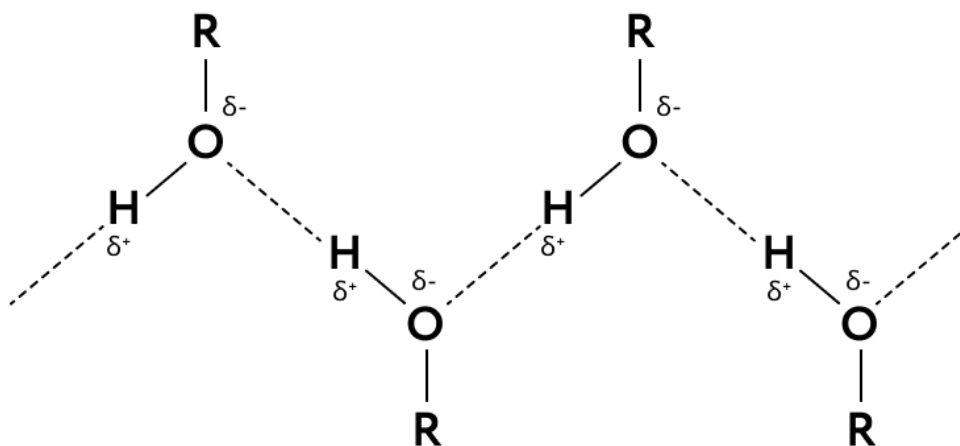
Тема: Реакции нуклеофильного замещения и элиминирования галогеноалканов

Информационный блок

Спирты – органические вещества, в состав которых входит одна или несколько гидроксильных групп, непосредственно связанных с насыщенным (находящимся в состоянии – гибридизации) атомом углерода.

Строение и физические свойства спиртов. Спирты можно рассматривать как производные воды (H-O-H), в молекулах которых один атом водорода замещен на органическую функциональную группу: R-O-H. Геометрически спирты подобны молекуле воды. Например, угол R-O-H в молекуле метанола равен 109° , при этом гидроксильный кислород находится в состоянии sp^3 -гибридизации.

Для спиртов характерно образование межмолекулярных водородных связей:



За счёт образующихся водородных связей спирты имеют существенно более высокие температуры плавления и кипения, чем можно было бы предполагать на основании физических свойств родственных соединений. Влияние гидроксильной группы сильно сказывается на физических свойствах спиртов – растворимости в воде, плотности, температурах кипения: соединения с небольшой длиной углеводородной цепи, например, метанол и этанол, неограниченно смешиваются с водой и имеют довольно высокие плотности и температуры кипения для своей молекулярной массы, в то время как высшие спирты гидрофобны и мало отличаются по свойствам от соответствующих углеводородов. С увеличением молекулярной массы растворимость спиртов в воде снижается.

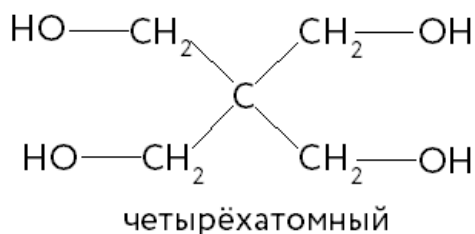
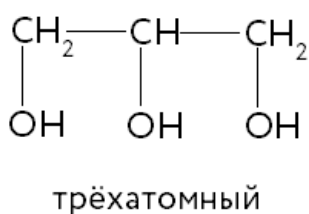
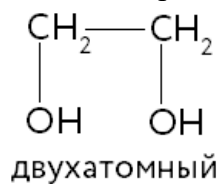
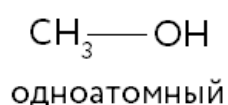
Предельные неразветвленные спирты состава C-C являются жидкостями, высшие спирты – твёрдые вещества. Температуры плавления и кипения спиртов выше, чем у родоначальных алканов и соответствующих альдегидов.

Все спирты имеют плотность меньше единицы и поэтому легче воды. Низшие спирты неограниченно смешиваются с водой. Низшие спирты имеют специфический «спиртовый» запах, средние обладают неприятным запахом, высшие запахом не обладают.

Классификация спиртов

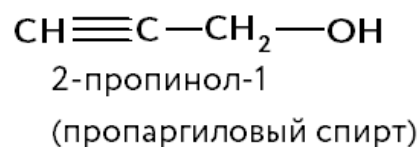
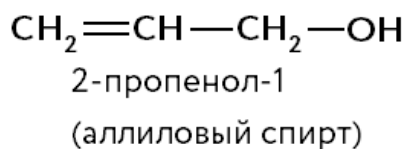
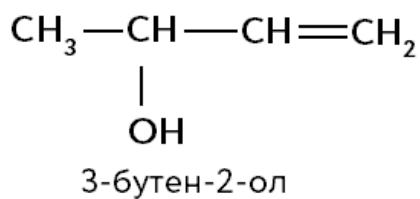
1. По числу гидроксильных групп:

- одноатомные спирты (метанол);
- двухатомные спирты (этиленгликоль);
- трехатомные спирты (глицерин);
- многоатомные спирты (пятиатомный спирт – ксилит).

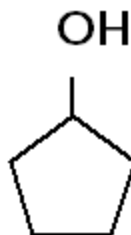
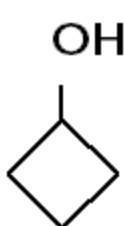


3. По строению углеводородного радикала спирты подразделяются на:

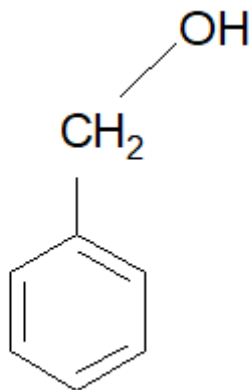
- алифатические (ациклические) предельные, то есть насыщенные;
- алифатические непердельные (или ненасыщенные);



- циклические (циклобутанол, циклопентанол):

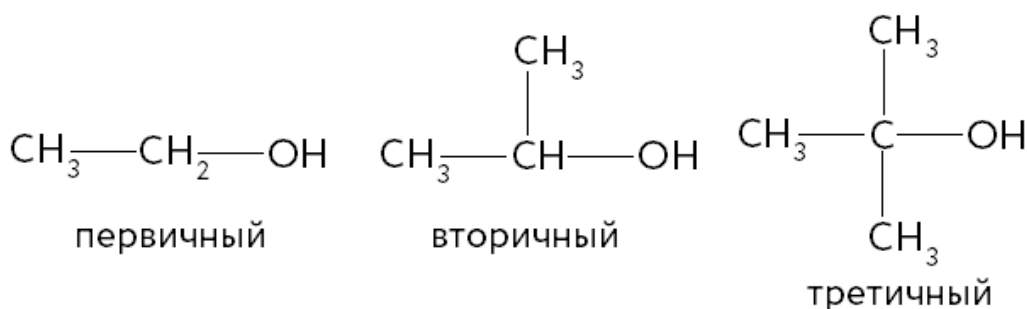


- ароматические:



3. По типу атома углерода, с которым связана гидроксильная группа, спирты классифицируют на

- первичные $R-CH_2-H$;
- вторичные $R-CH(OH)-R$;
- третичные $R-CH(OH)CH_2-R$;



Следует помнить, что некоторые спирты *не являются устойчивыми*. К ним относятся:

- спирты, содержащие две гидроксильные группы при одном и том же атоме углерода; в результате перегруппировки они превращаются в альдегиды или кетоны с отщеплением молекулы воды;
- спирты, содержащие двойную связь («=ен») в молекуле у атома углерода, связанного с гидроксильной группой («-ол»); спирты такого строения называются *енолами*, в результате перегруппировки (*кето-енольная таутомерия*) они превращаются в альдегиды или кетоны.

Номенклатура спиртов. По номенклатуре ИЮПАК названия простых спиртов образуются от названий соответствующих алканов с добавлением суффикса «-ол», положение которого указывается арабской цифрой.

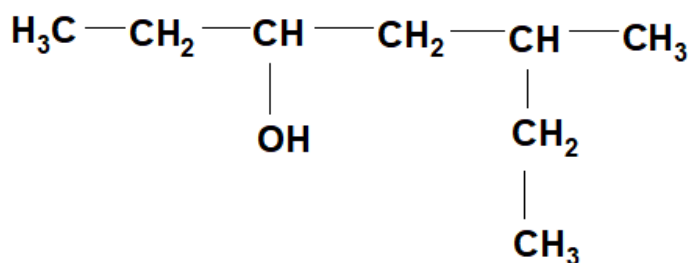
Таблица.1. Тривиальная номенклатура спиртов

| Химическая формула спирта | Название по номенклатуре ИЮПАК | по | Тривиальное название |
|---------------------------|--------------------------------|----|----------------------|
|---------------------------|--------------------------------|----|----------------------|

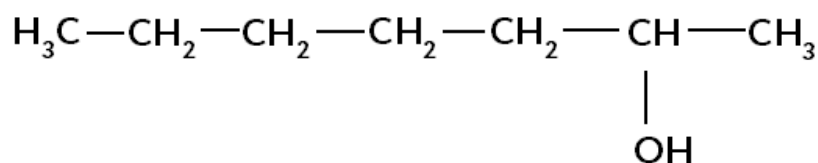
| | | |
|--|-------------------|-----------------|
| $\text{CH}_3\text{-OH}$ | Метанол | Древесный спирт |
| $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH}$ | Этанол | Винный спирт |
| $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-OH}$ | Пентанол-1 | Амиловый спирт |
| $\begin{array}{cc} \text{CH}_2 & \text{---} & \text{CH}_2 \\ & & \\ \text{OH} & & \text{OH} \end{array}$ | Этандиол-1,2 | Этиленгликоль |
| $\begin{array}{ccccc} \text{CH}_2 & \text{---} & \text{CH} & \text{---} & \text{CH}_2 \\ & & & & \\ \text{OH} & & \text{OH} & & \text{OH} \end{array}$ | Пропантриол-1,2,3 | Глицерин |

Алгоритм построения названий спиртов:

1. Выбирают самую длинную углеводородную цепь, содержащую гидроксильную группу, которая по числу атомов углерода формирует базовое название спирта.
2. Нумеруют цепь в таком направлении, чтобы гидроксильная группа получила наименьший номер в названии. Если в соединении имеются другие функциональные группы старше гидроксильной, то это правило применяется к старшей функциональной группе.

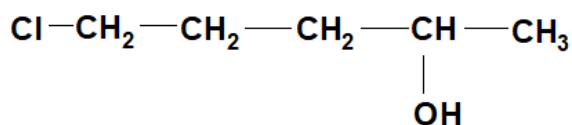


5-метилгептанол-3



гексанол-2

Старшая функциональная группа обозначается в виде суффикса (для гидроксильной «-ол»), а остальные заместители – в виде приставок в алфавитном порядке. Их положение в углеводородной цепи обозначается при помощи цифр – локантов, помещаемых после суффиксов и перед приставками. Для многоатомных спиртов перед суффиксом «-ол» указывается число гидроксильных групп («-диол», «-триол», «-тетраол» и т. д.).



5-хлорпентанол-2

Для обозначения названий спиртов могут также использоваться рационально-функциональная и тривиальная номенклатура. Так, в соответствии с рациональной номенклатурой название образуется от названия класса соединения (спирт) с добавлением названий радикалов, присоединённых к гидроксильной группе, например: этиловый спирт – $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, гексиловый спирт – $\text{C}_6\text{H}_{13}\text{OH}$. Тривиальные названия обычно происходят от названия природного источника получения того или иного спирта. Например, метанол называют древесным спиртом, а этанол – винным спиртом.

Критерий оценивание:

1. Перечисляет способы получения и области применения спиртов;
2. Раскрывает токсичные действия спиртов на организм человека;
3. Составляет структурные формулы спиртов и называет их по номенклатуре ИЮПАК (IUPAC-международный союз теоретической и прикладной химии);

Задания:

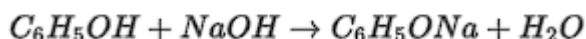
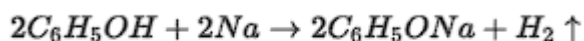
1. Охарактеризуйте физические свойства спиртов.
2. Поясните, почему метанол и этанол неограниченно растворяются в воде.
3. Рассчитайте массовые доли в этиловом спирте и феноле.
4. Относительная плотность паров предельного одноатомного спирта по кислороду равна 2,75. Выведите молекулярную формулу спирта.
5. Предельный простой эфир массой 10 г при нормальных условиях занимает объем 4,87л. Выведите молекулярную формулу эфира.

Урок №24

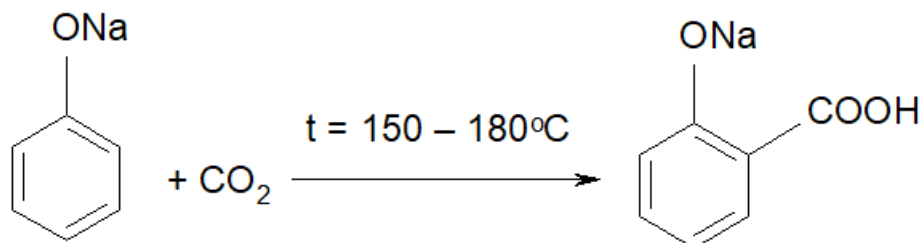
Тема: Фенолы

Информационный блок

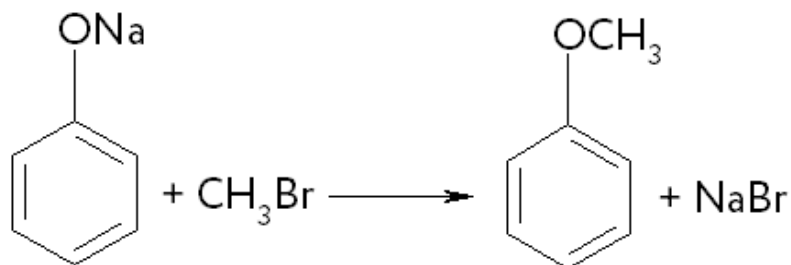
Фенол обладает слабыми кислотными свойствами (тривиальное название фенола – карболовая кислота). Кислотные свойства фенола выражены более ярко, чем у предельных одноатомных спиртов, что связано с взаимодействием электронной пары атома кислорода с электронной плотностью бензольного ядра. В отличие от спиртов, фенол взаимодействует не только с щелочными металлами но и с щелочами. При этом образуются соли – феноляты:



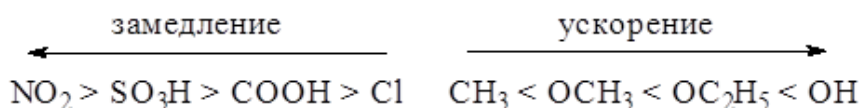
При нагревании сухих фенолятов натрия или лития с углекислым газом (температура С, давление 5 атм) (реакция Кольбе) происходит декарбоксилирование, в результате чего образуются натриевые или литиевые соли салициловой кислоты:



Алкилирование фенолятов позволяет получить простые эфиры. Например, при взаимодействии фенолята калия с бромметаном в метаноле образуется метилфениловый эфир, называемый анизолом:



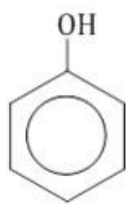
Реакции электрофильного замещения по бензольному ядру. Фенол вступает в реакции электрофильного замещения по ароматическому кольцу, в чём проявляется его сходство с бензолом. Гидроксильная группа, являясь ориентантом I рода, увеличивает реакционную способность кольца к этим реакциям, и направляет замещение в орто- и пара-положения. Скорость электрофильного замещения сильно зависит от характера и расположения заместителей в ядре ароматического соединения. По своему влиянию на скорость процесса заместители могут быть расположены в следующий ряд:



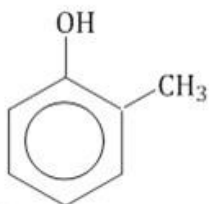
Классификация фенолов

По числу гидроксильных групп: фенолы с одной группой OH – содержат одну группу - OH. Общая формула: $C_nH_{2n-7}OH$ или $C_nH_{2n-6}O_2$.

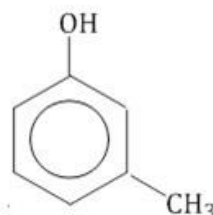
фенолы с двумя группами OH – содержат две группы OH. Общая формула $C_nH_{2n-8}(OH)_2$ или $C_nH_{2n-6}O_2$.



Фенол



орто-Крезол,
2-метилфенол



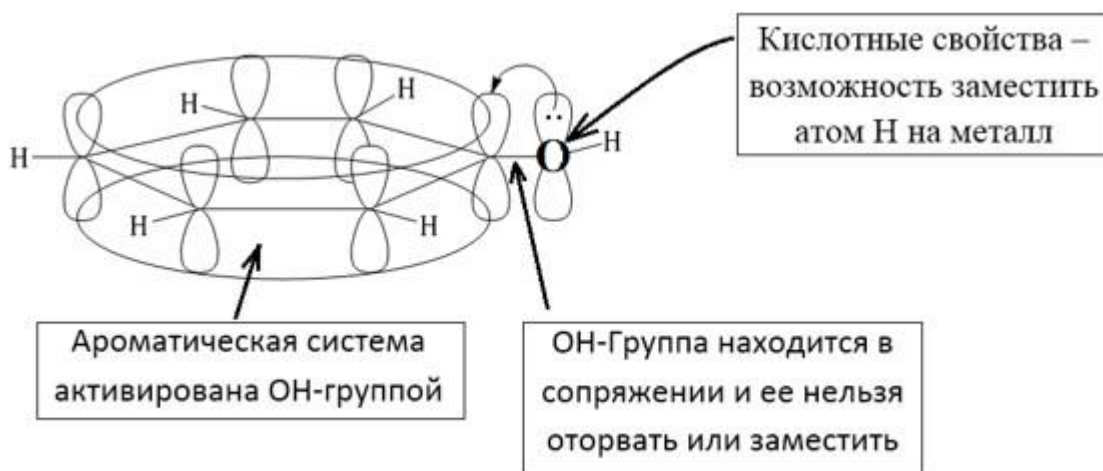
мета-Крезол,
3-метилфенол



пара-Крезол,
3-метилфенол

Соединения, в которых группа OH отделена от бензольного кольца углеродными атомами – это не фенолы, а ароматические спирты:

Строение фенолов. В фенолах одна из неподеленных электронных пар кислорода участвует в сопряжении с π -системой бензольного кольца, это является главной причиной отличия свойств фенола от спиртов.



Критерий оценивание:

1. Называет способы получения фенолов;
2. Составляет уравнения реакций, характеризующие химические свойства фенолов;
3. Называет области применения фенолов.

Задания:

1. Вычислите объём водорода, выделившегося при взаимодействии натрия массой 4,6 г с этиловым спиртом массой 30 г. (Ответ: 2,24 л.)
2. При действии избытка натрия на раствор пропилового спирта в бензоле массой 200 г выделился водород объёмом 8,4 л (н. у.). Вычислите массовую долю спирта в растворе. (Ответ: 22,5%.)
3. Рассчитайте массу пропилата натрия, который образуется при взаимодействии пропанола-1 массой 35 г с натрием массой 9,2 г. (Ответ: 32,8 г.)

4. Массовые доли углерода, водорода и кислорода в спирте равны соответственно 52,18, 13,04 и 34,78%. Выведите формулу спирта и вычислите его молярную массу.

Урок №25

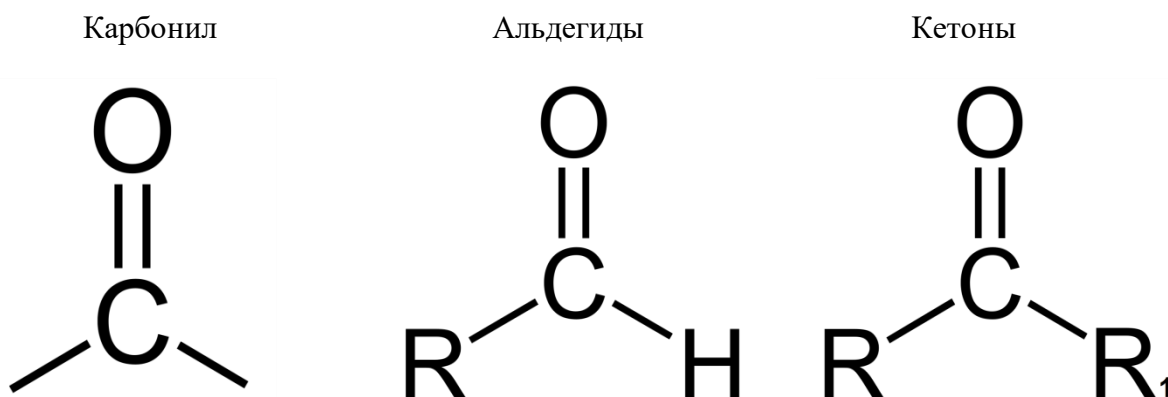
Тема: Карбонильные соединения. Альдегиды и кетоны

Информационный блок

Альдегиды и кетоны – это соединения, содержащие карбонильную группу, или карбонил —CO— .

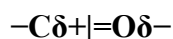
Альдегидами называют органические вещества, в молекулах которых карбонильная группа соединена с атомом водорода и углеводородным радикалом. Функциональную группу альдегидов можно записать следующим образом: —CHO .

Кетонами называют органические вещества, в молекулах которых карбонильная группа соединена с двумя углеводородными радикалами.



Строение карбонильной группы. В карбонильной группе между атомами углерода и кислорода образуется двойная связь. Одна из двух связей – это σ -связь, а вторая – π -связь.

Электроотрицательность кислорода выше по сравнению с углеродом, поэтому связь полярная и на атомах имеются частичные заряды.



Атом углерода карбонильной группы находится в состоянии sp^2 -гибридизации. Углы между связями равны 120° .

Строение альдегидов и кетонов. В общем виде формулу альдегидов можно записать следующим образом: R—CHO .

Эта формула не подходит для самого простого альдегида – муравьиного, в котором альдегидная группа соединена с атомом водорода: H—CHO .

В зависимости от строения радикала альдегиды могут быть предельные, непредельные, циклические, ароматические.

Общую формулу кетонов можно изобразить так: R—CO—R_1 .

Самый простой кетон – это ацетон (пропанон). Его формула: $\text{CH}_3\text{—CO—CH}_3$.

Насыщенные альдегиды. В общем виде состав насыщенных альдегидов отражают формулы: $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{CHO}$ или $\text{C}_m\text{H}_{2m}\text{O}$.

По систематической номенклатуре названия альдегидов образуются от названий углеводородов, производными которых они являются. К названию углеводорода добавляется суффикс -аль. Нумерация атомов углерода в молекуле альдегида начинается от атома функциональной группы. Используются также тривиальные названия.

Составим формулы гомологов

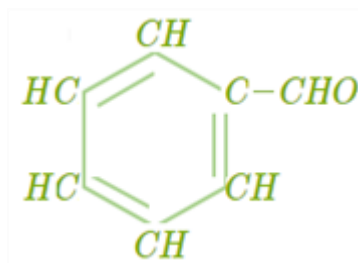
| Молекулярная формула | Структурная формула | Систематическое название | Тривиальное название |
|----------------------|-----------------------|--------------------------|-----------------------------------|
| CH_2O | $HCHO$ | метаналь | муравьиный альдегид, формальдегид |
| C_2H_4O | CH_3CHO | этаналь | уксусный альдегид, ацетальдегид |
| C_3H_6O | CH_3CH_2CHO | пропаналь | пропионовый альдегид |
| C_4H_8O | $CH_3CH_2CH_2CHO$ | бутаналь | масляный альдегид |
| $C_5H_{10}O$ | $CH_3CH_2CH_2CH_2CHO$ | пентаналь | валерьяновый альдегид |

Примеры альдегидов других гомологических рядов

Простейшим ненасыщенным альдегидом является пропенный альдегид, или акролеин: $CH_2=CH-CHO$.

Простейший ароматический альдегид – это бензальдегид, или бензиловый альдегид: C_6H_5-CHO .

Его структурная формула приведена ниже.



Кетоны

Названия кетонов тоже образуются от названий углеводородов, но к ним добавляется суффикс **-он**.

Самый простой кетон содержит три атома углерода в молекуле. Это пропанон, или ацетон: $CH_3-CO-CH_3$.

Его ближайший гомолог:

бутанон: $CH_3-CH_2-CO-CH_3$.

При необходимости положение функциональной группы указывается цифрой после суффикса.

Пример:

$CH_3-CH_2-CH_2-CO-CH_3$ – пентанон-2.

Изомерия насыщенных альдегидов

Насыщенные альдегиды изомерны кетонам (межклассовая изомерия). Также возможна изомерия углеродного скелета.

Пример: состав $C_5H_{10}O$ имеют вещества разного строения:

| | |
|-----------------------|---------------------------------|
| $CH_3CH_2CH_2CH_2CHO$ | пентаналь |
| $(CH_3)_2CHCH_2CHO$ | 3-метилбутаналь |
| $CH_3CH_2CH(CH_3)CHO$ | 2-метилбутаналь |
| $CH_3C(CH_3)_2CHO$ | диметилпропаналь |
| $CH_3CH_2CH_2COCH_3$ | пентанон-2 |
| $CH_3CH_2COCH_2CH_3$ | пентанон-3 |
| $CH_3CH(CH_3)COCH_3$ | 3-метилбутанон-2 (метилбутанон) |

Критерий оценивание:

1. Составляет структурные формулы альдегидов и кетонов, называть их по номенклатуре ИЮПАК (IUPAC-международный союз теоретической и прикладной химии);
2. Составляет уравнения реакций получения альдегидов и кетонов;
3. Называет продукты окисления и восстановления альдегидов и кетонов.

Задания:

1. Массовые доли углерода, водорода и кислорода в альдегиде равны соответственно 54,55%, 9,09% и 36,36%. Выведите формулу альдегида и вычислите его молярную массу.
2. Вычислите массу чистой уксусной кислоты, затраченной на реакцию с раствором гидроксида натрия массой 120 г с массовой долей щёлочи 25%. (Ответ: 45 г.)
3. Рассчитайте массу стеариновой кислоты $C_{17}H_{35}COOH$, которую можно получить из жидкого мыла, содержащего стеарат калия массой 96,6 г. Выход кислоты составляет 75%. (Ответ: 63,9 г.)
4. Рассчитайте количество вещества формальдегида, который содержится в растворе объёмом 3л и плотностью 1,06 г/мл, массовая доля CH_2O в котором равна 20%. (Ответ: 21,2 моль.)

Урок №26

Тема: Карбоновые кислоты

Информационный блок

Составляет структурные формулы карбоновых кислот и называет их по международной номенклатуре

Объясняет физические свойства и способы получения карбоновых кислот;

Записывает уравнения реакций, характеризующих химические свойства карбоновых кислот;

Карбоновые кислоты хорошо знакомы каждому. К ним относится большое количество природных соединений, имеющих кислый вкус: лимонная, яблочная, щавелевая, уксусная и другие кислоты, знакомые нам по продуктам питания.

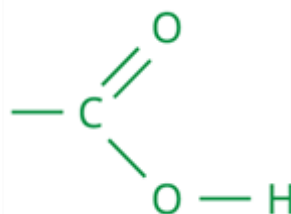


Рис. 1. Продукты, содержащие кислоты

Карбоновые кислоты – производные углеводородов, в молекулах которых один или несколько атомов водорода замещены на карбоксильную группу –COOH.

Карбоновые кислоты – органические вещества, в молекулах которых углеводородный радикал соединён с карбоксильными группами.

Строение карбоксильной группы следующее:



Атом углерода в ней образует двойную связь с одним из атомов кислорода. Вторым атомом кислорода соединён с атомом водорода в гидроксильную группу.

В общем виде формулу любой карбоновой кислоты можно записать так: R(COOH)_n, где R – углеводородный радикал.

В зависимости от строения углеводородного радикала карбоновые кислоты могут быть насыщенными, ненасыщенными, ароматическими и т. д.

Пример:

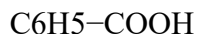
насыщенная, ненасыщенная и ароматическая карбоновые кислоты:



уксусная кислота



акриловая кислота



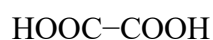
бензойная кислота

Число функциональных групп --COOH определяет основность кислот.

Пример: одноосновная и двухосновная карбоновые кислоты:



пропановая кислота



щавелевая кислота

Насыщенными одноосновными карбоновыми кислотами называют производные алканов, в молекуле которых один атом водорода замещён на карбоксильную группу.

Общая формула насыщенных одноосновных кислот: $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{COOH}$ или $\text{C}_m\text{H}_{2m}\text{O}_2$.

Группа --COOH в международных названиях кислот обозначается суффиксом -овая, который добавляется к названию алкана (учитываются все атомы углерода, включая атом углерода функциональной группы). Используются также и другие названия кислот:

HCOOH – метановая (муравьиная) кислота;

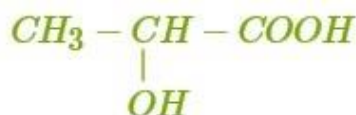
CH_3COOH – этановая (уксусная) кислота;

Гомологами муравьиной и уксусной кислот являются пальмитиновая $\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COOH}$ и стеариновая $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$ кислоты. Они входят в состав жиров, поэтому относятся к жирным кислотам.

Ненасыщенными карбоновыми кислотами называют кислоты, в углеводородном радикале которых содержатся кратные связи.

Примером ненасыщенной карбоновой кислоты может служить олеиновая $\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COOH}$. В её радикале имеется одна двойная связь.

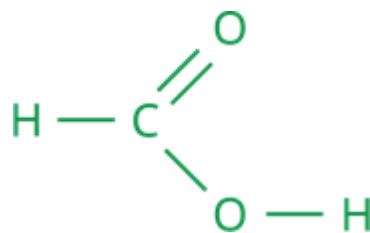
Существуют кислоты, имеющие более сложное строение. Например, в молекуле молочной кислоты содержатся карбоксильная и гидроксильная группы:



Эта кислота образуется из сахаров в результате жизнедеятельности молочнокислых бактерий и придаёт кислый вкус кефиру, сметане, квашеной капусте и – т . д.

Муравьиная кислота – простейший представитель насыщенных карбоновых кислот. В молекуле муравьиной кислоты содержится один атом углерода (как у метана), поэтому её ещё называют метановой кислотой. Это единственная кислота, в которой карбоксильная группа соединена с атомом водорода, а не с углеводородным радикалом.

Строение молекулы муравьиной кислоты можно представить следующим образом:



Сокращённая структурная формула муравьиной кислоты HCOOH , а молекулярная формула – CH_2O_2 .

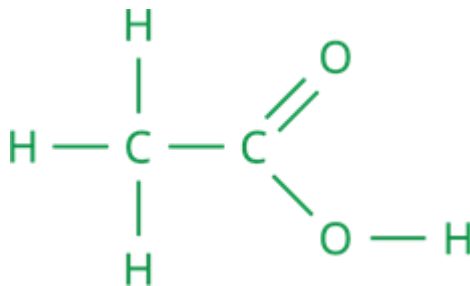
Муравьиная кислота – резко пахнущая жидкость, хорошо растворимая в воде. Она ядовита. При попадании на кожу вызывает ожоги.

Содержится в выделениях муравьёв, в жгучих волосках крапивы, в хвое сосны.



Рис. 1. Муравей

Уксусная кислота – гомолог муравьиной. В её молекуле – два атома углерода, один из которых входит в состав функциональной группы. Другое название уксусной кислоты – этановая:



Сокращённая формула уксусной кислоты CH_3COOH , молекулярная - $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$

Уксусная кислота – бесцветная жидкость с характерным резким запахом, неограниченно растворимая в воде.

При температуре $16,5\text{ }^\circ\text{C}$ безводная уксусная кислота превращается в твёрдое кристаллическое вещество, похожее на лёд. Поэтому её иногда называют ледяной уксусной кислотой.



Рис. 2. Ледяная уксусная кислота

70–80 % раствор уксусной кислоты называют уксусной эссенцией, а 5–9 % раствор применяется в быту под названием столового уксуса.

Высшие карбоновые кислоты – твёрдые, без запаха, нерастворимые в воде вещества.

Стеариновая кислота имеет состав $C_{17}H_{35}COOH$, или $C_{18}H_{36}O_2$. Это белое, жирное на ощупь вещество. Запаха не имеет. В воде не растворяется. Входит в состав жиров.



Рис. 3. Стеариновая кислота

Такие же свойства у пальмитиновой кислоты $C_{15}H_{31}COOH$, или $C_{16}H_{32}O_2$.

Ненасыщенная олеиновая кислота $C_{17}H_{33}COOH$ отличается от насыщенной агрегатным состоянием. Она представляет собой маслянистую жидкость. В воде не растворяется.



Рис. 4. Олеиновая кислота

Критерий оценивание:

1. Составляет структурные формулы карбоновых кислот и называет их по международной номенклатуре
2. Объясняет физические свойства и способы получения карбоновых кислот;
3. Записывает уравнения реакций, характеризующих химические свойства карбоновых кислот;

Задания:

1. Какую массу альдегида можно получить при окислении этанола массой 84 г, приняв, что массовая доля выхода составляет 85%?
2. Какую массу метанола можно получить при взаимодействии метанола массой 300 г с водородом, если выход продукта реакции составляет 82 %?
3. Какой объем углекислого газа выделится при сгорании гексанола массой 500 г, если негорючая доля примесей в этом образце составляет 5%?
4. Какая масса этилата натрия образуется при взаимодействии этанола массой 35 г с натрием массой 9,2 г?
5. Какая масса оксида меди (I) образуется при нагревании гидроксида меди (II) с раствором этанола массой 55 г с массовой долей 40%?

Тема: Сложные эфиры и мыла. Жиры

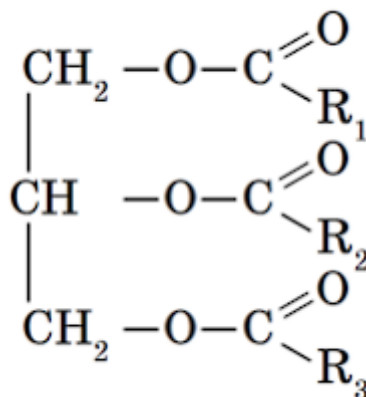
Информационный блок

Жиры – важнейшая составная часть пищи. Практически все жиры пригодны для питания.

В органах пищеварения жир расщепляется на глицерин и соответствующие кислоты. Продукты расщепления всасываются ворсинками кишечника. Часть из них используется для построения собственных жиров организма. Другая часть окисляется с выделением энергии. При окислении жиров в организме энергии выделяется в два раза больше, чем при расщеплении углеводов.

Жиры используются в пищевой промышленности при изготовлении различных продуктов питания (например, масло какао входит в состав шоколада).

Жиры применяются в косметической и фармацевтической промышленности (касторовое масло и др.).



Большинство жиров образовано тремя карбоновыми кислотами: олеиновой, пальмитиновой и стеариновой. Очевидно, что две из них – предельные (насыщенные), а олеиновая кислота содержит двойную связь между атомами углерода в молекуле. Таким образом, в состав жиров могут входить остатки как предельных, так и непредельных карбоновых кислот в различных сочетаниях.

В обычных условиях жиры, содержащие в своем составе остатки непредельных кислот, чаще всего бывают жидкими. Их называют маслами. В основном это жиры растительного происхождения – льняное, конопляное, подсолнечное и другие масла. Реже встречаются жидкие жиры животного происхождения, например рыбий жир. Большинство природных жиров животного происхождения при обычных условиях – твердые (легкоплавкие) вещества и содержат в основном остатки предельных карбоновых кислот, например, бараний жир. Так, пальмовое масло – твердый в обычных условиях жир.

Растительные масла используются в качестве олифы – растворителя для производства масляных красок.

Из жиров получают ценные продукты: глицерин, карбоновые кислоты, соли карбоновых кислот – мыла.

Мыла. Мыла представляют собой натриевые и калиевые соли жирных карбоновых кислот:

стеараты $C_{17}H_{35}COONa$, $C_{17}H_{35}COOK$,
пальмиаты $C_{15}H_{31}COONa$, $C_{15}H_{31}COOK$,
олеаты $C_{17}H_{33}COONa$, $C_{17}H_{33}COOK$.

Чаще используются натриевые соли. Они образуют твёрдое мыло. Калиевые соли входят в состав жидкого мыла.

Мыла растворимы в воде и способны удалять загрязнения.

Недостатки мыла:

- производится из пищевого сырья;
- плохо стирает в жёсткой воде, так как образует нерастворимые осадки с ионами магния и кальция;
- его растворы имеют щелочную среду, поэтому могут разрушать некоторые ткани и раздражать кожу рук.

В настоящее время широко используются синтетические моющие средства. Они синтезируются из непищевого сырья (чаще всего из нефти) и лишены недостатков мыла. Но СМС способны накапливаться в окружающей среде и загрязнять её, так как не разлагаются микроорганизмами.



Рис. 1. Стиральный порошок

Критерий оценивание:

1. Составляет структурные формулы эфиров и называет их по международной номенклатуре;
2. Составляет уравнения реакций получения простых и сложных эфиров; Описывает состав и строение жиров;

Задания:

1. Какие вещества называют: а) сложными эфирами; б) жирами?
2. Раскройте биологическую роль сложных эфиров в живой природе. Для ответа используйте свои знания по биологии.
3. Назовите области применения сложных эфиров в технике и народном хозяйстве.
4. Чем отличаются по строению жидкие жиры от твердых?
5. Как опытным путем различить машинное и растительное масла?

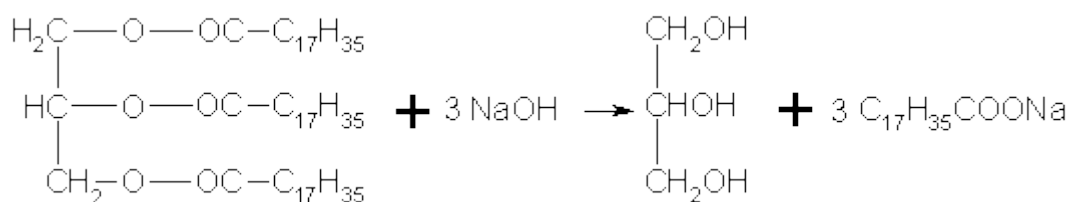
Урок №28

Тема: Мыла и синтетические моющие средства

Информационный блок

Мыла – это соли высших карбоновых кислот. Обычные мыла состоят главным образом из смеси пальмитиновой, стеариновой и олеиновой кислот. Натриевые соли образуют твердые мыла, калиевые соли – жидкие мыла.

Мыла получают при гидролизе жиров в присутствии щелочей:



триглицерид стеариновой
кислоты (тристеарин)

глицерин

Стеарат натрия
(мыло)

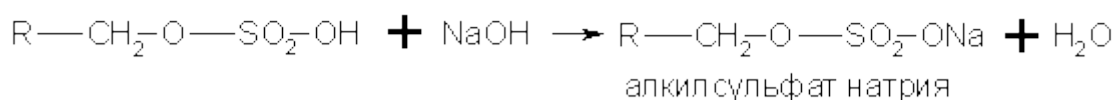
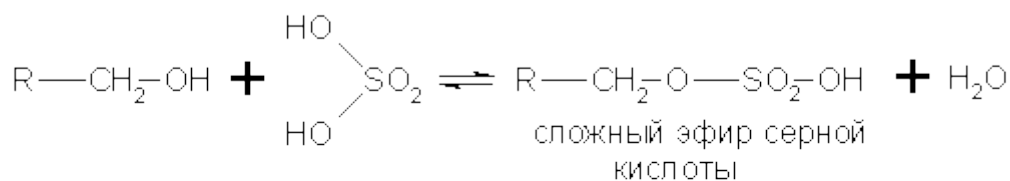
Отсюда реакция, обратная этерификации получила названия реакции омыления,

Омыление жиров может протекать и в присутствии серной кислоты (кислотное омыление). При этом получают глицерин и высшие карбоновые кислоты. Последние действием щелочи или соды переводят в мыла.

Исходным сырьем для получения мыла служат растительные масла (подсолнечное, хлопковое и др.), животные жиры, а также гидроксид натрия или кальцинированная сода. Растительные масла предварительно подвергаются гидрогенизации, т. е. их превращают в твердые жиры. Применяются также заменители жиров – синтетические карбоновые жирные кислоты с большой молекулярной массой.

Производство мыла требует больших количеств сырья, поэтому поставлена задача получения мыла из непищевых продуктов. Необходимые для производства мыла карбоновые кислоты получают окислением парафина. Нейтрализацией кислот, содержащих от 10 до 16 углеродных атомов в молекуле, получают туалетное мыло, а из кислот, содержащих от 17 до 21 атома углерода, – хозяйственное мыло и мыло для технических целей. Как синтетическое мыло, так и мыло, получаемое из жиров, плохо моет в жесткой воде. Поэтому наряду с мылом из синтетических кислот производят моющие средства из других видов сырья, например из алкилсульфатов – солей сложных эфиров высших спиртов и серной кислоты.

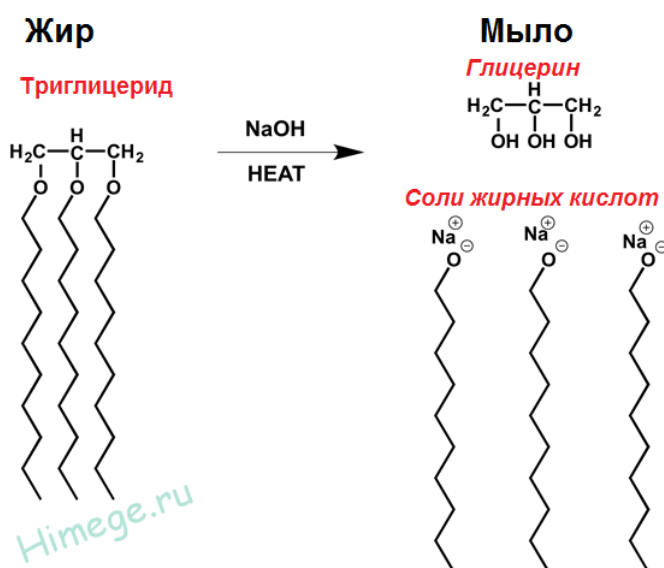
В общем виде образование таких солей можно изобразить уравнениями



Эти соли содержат в молекуле от 12 до 14 углеродных атомов и обладают очень хорошими моющими свойствами. Кальциевые и магниевые соли растворимы в воде, а потому такие мыла моют и в жесткой воде. Алкилсульфаты содержатся во многих стиральных порошках.

Синтетические моющие средства высвобождают сотни тысяч тонн пищевого сырья – растительных масел и жиров.

Омыление – это гидролиз сложных эфиров под действием щёлочи. При этом получается соль органической кислоты и спирт. Исторически это название пошло от процесса получения мыла – гидролиза жиров щёлочом, при котором получается смесь солей высших жирных кислот (собственно – мыло) и глицерин (трёхатомный спирт). Соответственно **омыление** – это реакция сложного эфира со щелочью.



До изобретения мыла жир и грязь с кожи удаляли золой и мелким речным песком. Технология изготовления мыла из животных жиров складывалась на протяжении многих веков. Посмотрим, как можно приготовить мыло в химической лаборатории. Сначала составляется жировая смесь, которую расплавляют и омыляют – варят со щелочью. Для гидролиза жира в щелочной среде берется немного топленого свиного сала, около 10 мл этилового спирта и 10 мл раствора щелочи. Сюда же добавляют поваренную соль и нагревают полученную смесь. При этом образуются мыло и глицерин. Соль добавляют для осаждения глицерина и загрязнений. Также получают мыло в промышленности.

Состав. Мыла – натриевые или калиевые соли высших карбоновых кислот (кислот, содержащих в своем составе более 10 атомов углерода), полученных в результате гидролиза жиров в щелочной среде (чаще всего из жиров, содержащих в составе стеариновую кислоту $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$) – $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COONa}$ – стеарат натрия. Жир + щелочь = соли жирных кислот и глицерин.

Свойства мыла. Поверхностный слой дистиллированной воды находится в натянутом состоянии подобно упругой пленке. При добавлении мыла и некоторых других растворимых в воде веществ поверхностное натяжение воды уменьшается. Мыло и другие моющие вещества относят к поверхностно-активным веществам (ПАВ). Они уменьшают поверхностное натяжение воды, усиливая тем самым моющие свойства воды.

Молекулы, находящиеся на поверхности жидкости, имеют избыток потенциальной энергии и поэтому стремятся втянуться внутрь так, что при этом на поверхности остается минимальное количество молекул. За счет этого вдоль поверхности жидкости всегда действует сила, стремящаяся сократить поверхность. Это явление в физике получило название поверхностного натяжения жидкости.

мыло на поверхности воды

Молекулы ПАВ на пограничной поверхности располагаются так, что гидрофильные группы карбоксильных анионов направлены в воду, а углеводородные гидрофобные выталкиваются из нее. В результате поверхность воды покрывается частоколом из молекул ПАВ. Такая водная поверхность имеет меньшее поверхностное натяжение, что способствует быстрому и полному смачиванию загрязненных поверхностей. Уменьшая поверхность натяжения воды, мы увеличиваем ее смачивающую способность.

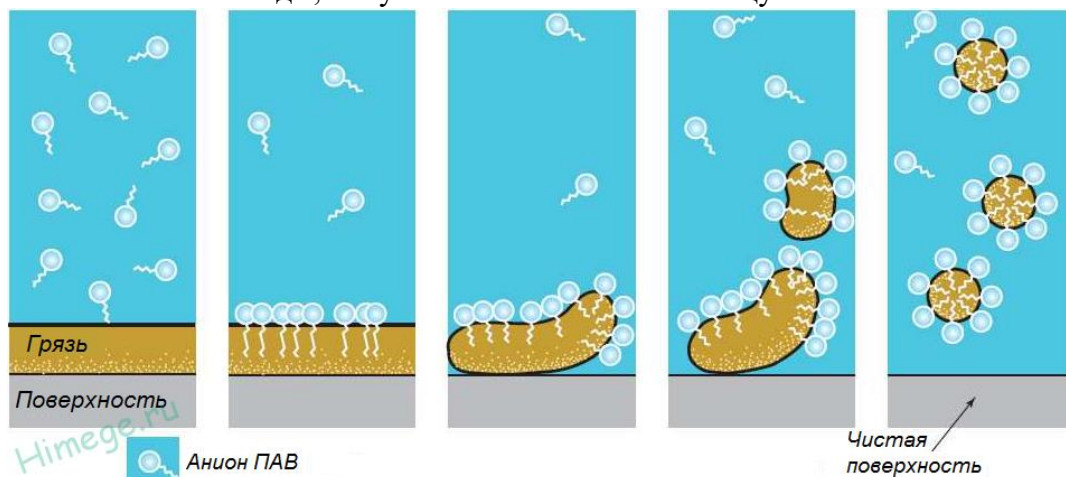


Рис.1. Секрет очищающего действия мыла

Критерий оценивание:

1. Описывает способы получения мыла, синтетических моющих средств;
2. Объясняет понятие поверхностно-активные вещества;
3. Раскрывает необходимость защиты природы от загрязнения синтетическими моющими средствами.

Задания:

1. Что такое маргарин? Как его получают?
2. Что такое мыла? Как их получают? Почему реакцию щелочного гидролиза жиров называют омылением?
3. Чем отличаются натриевые мыла от калиевых?
4. Какую воду называют жесткой? Какой вред приносит жесткая вода? Как устранить жесткость воды?
5. В чем преимущества синтетических моющих средств (стиральных порошков) перед мылами? В чем их недостатки?

Урок №29

Тема: Высокомолекулярные соединения

Информационный блок

Полимеры – химические соединения с высокой молекулярной массой (от нескольких тысяч до многих миллионов), молекулы которых (макромолекулы) состоят из большого числа повторяющихся группировок (мономерных звеньев).

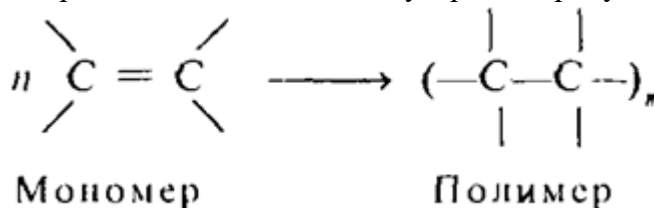
Полимеры относятся к классу химических соединений, у которых короткие структурные единицы, состоящие из нескольких атомов (мономеров), соединены в длинные цепочки при помощи различного рода связей. Характерная особенность полимеров – большая молекулярная масса – от нескольких тысяч, до миллионов. Натуральные и созданные позже синтетические полимеры характеризуются следующими свойствами:

- эластичность – способность выдерживать сильные деформирующие усилия без разрушения;
- прочность;
- способность макромолекул (молекулярных цепочек) к определенной ориентации по отношению друг к другу.



Рис.1. Синтетические полимеры

Получение полимеров. Реакции полимеризации – цепные реакции, представляющие собой последовательное присоединение молекул ненасыщенных соединений друг к другу с образованием высокомолекулярного продукта – полимера (рис.



Химические свойства полимеров. В первую очередь для полимеров будут характерны реакции, характерные для функциональной группы, присутствующей в составе полимера. Например, если в состав полимера входит гидроксо-группа, характерная для класса спиртов, следовательно, полимер будет участвовать в реакциях подобно спиртам.

Во-вторых, взаимодействие с низкомолекулярными соединениями, взаимодействие полимеров друг с другом с образованием сетчатых или разветвленных полимеров, реакции между функциональными группами, входящими в состав одного и того же полимера, а также распад полимера на мономеры (деструкция цепи).

Точная классификация подразделяет многочисленное семейство полимеров на органические и неорганические. Наиболее востребованы, имеют большой ассортимент разновидностей с различными свойствами органические соединения, которые основаны на углеродных цепочках.

Отмечая высокие эксплуатационные и технологические качества, нельзя забывать и про отрицательные стороны:

Сложность утилизации. Вторичное использование допускает только термопластичный материал и только в случае правильной сортировки. Смесь полимеров с различным химическим составом вторичной переработке не подлежит. В природе пластики разлагаются чрезвычайно медленно – вплоть до десятков и сотен лет. При сжигании некоторых типов пластмасс в атмосферу выделяется большое количество высокотоксичных веществ и соединений. Особенно это касается пластиков, содержащих галогены. Наиболее известный материал такого типа – поливинилхлорид (ПВХ).

Слабая устойчивость к ультрафиолетовому излучению. Под действием ультрафиолетовых лучей длинные полимерные цепочки разрушаются, увеличивается хрупкость изделий, снижается прочность, холодостойкость.

Трудность или невозможность соединения отдельных типов синтетических материалов.



Рис.2. Пластмассы

Применение

Без преувеличения можно сказать, что полимеры нашли применение абсолютно во всех областях деятельности и жизни человека. Синтетические полимеры используются в быту и промышленности как самостоятельные изделия, так и в качестве замены традиционных материалов или в комплексе с ними для получения уникальных характеристик.

Первое применение нашли искусственные полимеры. Самый яркий пример – резина. В настоящее время основная часть резиновых изделий выполняется из синтетического

каучука, но имеется несколько областей применения, где до сих пор используется резина из натурального каучука.



Рис.3. Синтетический каучук

Низкая токсичность, химическая устойчивость, отсутствие аллергических реакций позволило синтетическим полимерам найти широкое применение в медицине. Это искусственные органы, производство лекарств – от упаковок, до оболочек медицинских препаратов (таблеток, капсул), шовные материалы, клеи.



Рис.4. Пищевая упаковка из полимерных материалов

Те же самые качества используются и в пищевой промышленности для изготовления посуды, упаковочной тары для готовых продуктов и в процессе их производства. Себестоимость упаковки синтетической тары в несколько раз меньше, чем у картонной, бумажной или из иных натуральных материалов.

Критерий оценивание:

1. Экспериментально распознает пластмассы и волокна;
Называет виды полимеров, производимые в Казахстане;
2. Называет свойства и области применения некоторых полимеров и пластмасс;

Задания:

1. Напишите уравнения получения полиакрилонитрила и фторопласта.
2. Полистирол хорошо растворяется в неполярных органических растворителях: бензоле, толуоле, ксилоле, тетрахлориде углерода. Вычислите массовую долю (%) полистирола в растворе, полученном растворением 25 г полистирола в бензоле массой 85г. (22,73%).
3. Полистирол хорошо растворяется в неполярных органических растворителях: бензоле, толуоле, ксилоле, тетрахлориде углерода. Вычислите массовую долю (%) полистирола в растворе, полученном растворением 50 г полистирола в бензоле массой 45г. (22,73%).

Урок №30

Тема: Нанотехнология

Информационный блок

Нанотехнологии – стремительно развивающаяся область. И хотя применение нанотехнологий имеет множество преимуществ, их потенциальное нежелательное или неожиданное воздействие на биологические системы и связанное с этим влияние на здоровье вызывают растущую обеспокоенность. ВОЗ обеспечивает реагирование на эту проблему посредством разработки руководящих указаний для стран Европейского региона.

Подписав Пармскую декларацию (2010 г.), европейские министры окружающей среды и здравоохранения согласились с необходимостью проведения новых исследований по вопросу применения наноматериалов и усовершенствовании методов оценки соответствующих рисков и пользы для здоровья. В настоящее время ВОЗ проводит оценку существующих исследований и обзоров в сфере нанотехнологий и здоровья, способствуя развитию исследовательских программ с акцентом на здравоохранении в целях предоставления государствам-членам и разработчикам политики рекомендаций по вопросам управления рисками.

Применение

Нанотехнология – это наука, занимающаяся разработкой и применением материалов, размер которых составляет менее 100 нанометров (один нанометр равен 10⁻⁹ метра). В этом масштабе вещества могут приобретать свойства, отличные от свойств на других уровнях (на атомном или молекулярном уровне, а также в основной массе вещества). Это позволяет применять их в самых разных областях, от медицины до потребительских товаров, от создания новых материалов до разработки пищевых добавок, польза и выгода от которых привлекают существенные исследовательские и финансовые инвестиции. Наноматериалы используются, к примеру, в таких продуктах, как солнцезащитный крем, импланты из пластика, способствующего росту клеток, непотевающие солнечные очки, жесткие диски и велосипеды.

Проблемы, связанные со здоровьем

Свойства наноматериалов – в особенности сгенерированных наночастиц – вызывают обеспокоенность из-за их возможного нежелательного или неожиданного воздействия на биологические системы, которое может привести к неблагоприятным последствиям для здоровья человека и экосистем. И хотя объем знаний по этой теме стремительно растет, мы по-прежнему знаем далеко не все, и по многим вопросам до сих пор нет определенности. Нанотехнологии уже достаточно широко применяются на практике, однако этот процесс все еще находится в своей ранней стадии и имеет огромный потенциал для дальнейшего развития и создания наноматериалов нового поколения.

Критерий оценивание:

1. Объясняет физический смысл понятий «наночастица», «нанохимия»;
2. Называет методы синтеза исследования и области применения наночастиц.

Задания:

1. Что означает приставка «нано»?
2. Что означает термин «нанотехнологии»?
3. Что такое «квантовая» физика?
4. Что такое квантовая точка, яма, нить?
5. Что такое фотон?
6. Что такое волна де Бройля?
7. Что такое корпускулярно-волновой дуализм?
8. Что такое волновая функция?

Раздел. Химия и жизнь

Урок №1

Тема: Реакции поликонденсации. Полиамиды и полиэферы

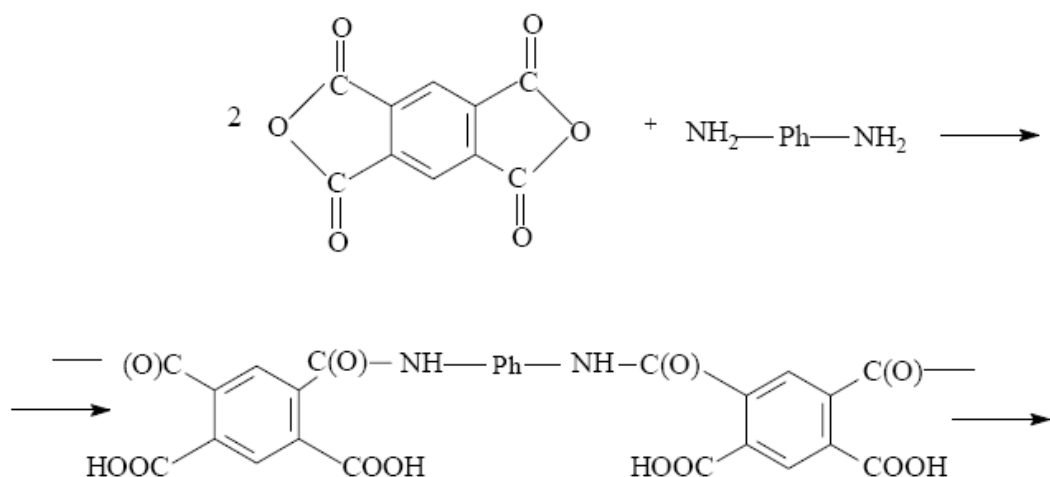
Информационный блок

Линейную поликонденсацию проводят в расплаве, в растворе, на границе раздела фаз ("межфазная поликонденсация"), а также в твердом состоянии. Поликонденсацию в расплаве обычно проводят при 200-280°C в атмосфере инертного газа. На конечной стадии в реакторе создают высокий вакуум, что позволяет достичь наиболее полного удаления выделяющихся в реакции низкомолекулярных соединений. Поликонденсация в расплаве - основной промышленный метод линейной поликонденсации. Его достоинством служит возможность получения высокомолекулярного полимера с достаточно высокой скоростью и в отсутствие растворителя; недостатком - необходимость получения расплава полимера, что затруднительно или невозможно для высокоплавких полимеров. Поликонденсацию в расплаве применяют для получения полиамидов, полиэфиров и др.

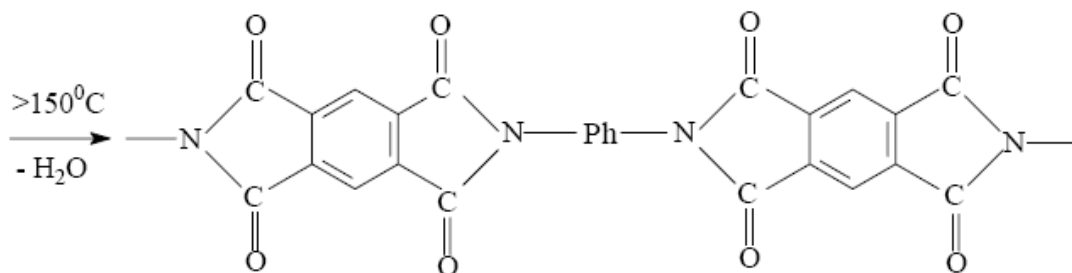
При поликонденсации в растворе отпадает необходимость получать расплав полимера. Однако меньшие скорости реакций, большая вероятность образования циклических продуктов и трудность удаления низкомолекулярных продуктов реакции ограничивают применение этого метода. Обратимую поликонденсацию в растворе в промышленности используют редко. Напротив, необратимая поликонденсация в растворе находит в последние годы все более широкое применение в промышленных процессах.

Разновидностью подиконденсации в растворе следует считать межфазную необратимую поликонденсацию, при которой полимер образуется на границе раздела двух несмешивающихся жидких фаз. При поликонденсации на границе раздела фаз образуются полимеры высокой молекулярной массы. Другим преимуществом метода является возможность получения высокоплавких полимеров. Этим методом получены полиэферы, полиамиды, полиуретаны, полимочевины и др. Применяя межфазную поликонденсацию, можно совместить получение полимера и производство из него изделий: волокон, пленок. К числу недостатков метода относится невысокая чистота и неоднородность получаемых полимеров.

Трехмерная поликонденсация. Результатом такой поликонденсации является конечный продукт реакции, который не поддается никакой переработке, кроме механической. На первой стадии реакции получают высокомолекулярные плавкие линейные продукты, которые затем сшивают с получением трехмерного нерастворимого полимера. Вторую стадию обычно совмещают с изготовлением изделий или покрытий. Примером может служить получение полипиромелитимида из пиромелитового диангидрида и п-фенилендиамин; на первой стадии получают растворимые высокомолекулярные полиамидокислоты:



Перед второй стадией из плавкой и растворимой полиамидокислоты формируют изделия в виде пленок, покрытий, волокон, на которых затем проводят вторую стадию - имидизации в твердой фазе при температурах выше 150 °С:



Температура разложения получаемого полиимида выше 400°С.

Критерий оценивание:

1. Определяет реакцию поликонденсации;
2. Записывает реакции получения полиамидов и полиэфиров;
3. Раскрывает классификацию важнейших видов волокон

Задания:

1. Что означает приставка «нано»?
2. Что означает термин «нанотехнологии»?
3. Что такое «квантовая» физика?
4. Что такое квантовая точка, яма, нить?

Урок №2

Тема: Применение и воздействие пластиков на окружающую среду

Информационный блок

Пластик наносит серьезный ущерб окружающей среде, начиная с его производства и заканчивая утилизацией. Заводы, выпускающие пластиковые изделия, выделяют в атмосферу до 400 миллионов тонн углекислого газа в год и примерно 800 видов животных сегодня находятся под угрозой вымирания из-за поедания и отравления пластиком.

Почва

Одноразовые пакеты забивают канализационные системы городов и создают угрозы наводнений, пластмассовый мусор засоряет берега и прибрежные зоны, предназначенные для отдыха, нанося урон туристической отрасли.

Известно, что пластик разлагается около двух сотен лет. Попадая в землю, пластмассы распадаются на мелкие частицы и начинают выбрасывать в окружающую среду химические вещества, добавленные в них при производстве. Это может быть хлор, различные химикаты, например токсичные или канцерогенные антивоспалители.

Через грунтовые воды микрогранулы пластика и его химикаты просачиваются к ближайшим источникам воды, что нередко приводит к массовой гибели животных.

Океан

По данным экологов ООН, каждый год в океан попадает около 13 миллионов тонн пластиковых отходов.

В наше время пластиковые изделия можно найти повсюду, они окружают людей в повседневной жизни. Из этого материала делают посуду, игрушки, бытовые принадлежности, отделку домов, технику, контейнеры и мешки для упаковки, а также различные другие изделия. Многие пластиковые предметы являются одноразовыми и выбрасываются после использования. Однако мало кто задумывался, куда девается весь мусор. Согласно имеющимся данным, лишь малая часть пластика подвергается переработке, остальная попадает в Мировой океан и загрязняет окружающую среду.

Влияние пластика

Вред от мусора гораздо сильнее, чем может показаться на первый взгляд. Достаточно вспомнить, что пластик разлагается от 500 до 1000 лет, а это значит, что все изделия, которые были из него произведены, сейчас находятся на Земле и вокруг нас. При этом с каждым годом выпускается все больше пластика, за последнее десятилетие его было произведено больше, чем за последние сто лет. Это создает действительно огромную проблему, которая влияет на планету со всех сторон.

Вот как действует пластик на различные сферы:

- большая часть пластмассовых изделий складывается на свалках, там собраны самые разные виды материалов, и некоторые из них могут быть довольно

опасными. Например, хлорированный пластик способен выделять химические вещества, которые уходят в почву, попадают в подземную воду, а затем и в скважины, из которых берут воду для питья. Биоразлагаемый пластик выделяет метан, этот газ попадает в атмосферу и способствует созданию парникового эффекта, что ускоряет глобальное потепление;

- огромное количество пластика находится в водах океанов, и во время разложения материал также выделяет токсичные вещества. Кроме того, с приливом часть мусора выбрасывается на берег, загрязняя пляжи. В воде собираются настоящие мусорные пятна, которые достаточно сложно убрать;

- негативное воздействие пластик оказывает и на животных. Вредные вещества могут попадать в их организм и отравлять. Огромное количество морских обитателей погибает из-за пластика. Рыбы, киты и черепахи умирают от отравления, либо запутавшись в мусоре. Это же касается и морских птиц. Если животные случайно проглатывают пластик, их пищеварительный тракт забивается, и они умирают от голода, поскольку больше не могут питаться;

- пластик вреден и для человека, химические вещества некоторых токсичных пластмасс могут вызывать кожные заболевания и отравления.

Пластмассы влияют на все живое, поэтому в мире стараются решить эту проблему, занимаясь переработкой мусора, очищая океан и разрабатывая программы, направленные на защиту окружающей среды.



Рис.1. Отходы

Как можно помочь

Любой человек может внести свой небольшой вклад в борьбу с пластиковой проблемой. Для этого достаточно немного пересмотреть свои привычки:

- постараться не использовать полиэтиленовые пакеты. В магазин можно ходить с тканевой сумкой для продуктов, а еду заворачивать в бумажные пакеты;
- не использовать одноразовую пластиковую посуду;
- не покупать воду в пластиковых бутылках, завести многоразовую емкость и носить ее с собой или брать термос с горячими напитками;
- можно участвовать в мероприятиях по сбору мусора, которые помогают очищать леса и парки;

- также стоит начать сортировать мусор, если в вашем городе есть программа переработки отходов.

Хотя эти меры могут показаться незначительными, но чем больше человек задумывается об этом, тем заметнее становится результат, и чей-то опыт может стать примером для подражания, который подвигнет других позаботиться об экологии. Поэтому совместный вклад действительно помогает бороться с загрязнением.

Критерий оценивание:

1. Называет области применения пластиков;
2. Характеризует воздействие пластиков на окружающую среду;
3. Раскрывает производство полимеров в Казахстане.

Задания:

1. Почему пластик разлагается так долго?
2. Сколько времени разлагается пластик?
3. Чем опасен пластик для окружающей среды?
4. Какие существуют опасности загрязнения пластиком?
5. Влияние пластикового загрязнения на человека?

Урок №3

Тема: Разработка новых веществ и материалов

Информационный блок

Разработка новых материалов предполагает изготовление сверхпрочного сырья. Современными специалистами производятся аппараты, с помощью которых создаются высокие гидростатические давления. Ученые определяют условия синтеза сверхпрочного и ультратвердого материала и его оптимизацию, исследуют физико-механические и химические свойства синтезируемого сырья, которые зависят от условий его добычи.

Разработка новых веществ и материалов

Одно из важнейших направлений, определяющих развитие всех отраслей промышленности, строительства, медицины и сферы услуг – это новые материалы. Изменения укладов жизни человечества связаны с открытием и освоением производства новых материалов. Материалы – это ступени нашей цивилизации, а новые материалы – это трамплин для прыжка в будущее, меняющий облик нашего бытия. Когда мы говорим о критериях, определяющих приоритетные, критические технологии (качество жизни, безопасность, конкурентоспособность и т.д.), одним из важнейших критериев является такая характеристика технологии – как способность коренным образом изменить, “перевернуть” всю структуру производства, а возможно, и социальных условий жизни человечества. К таким технологиям, вероятно, относятся информационные технологии, биотехнологии, геновая инженерия. К этим же технологиям относятся и технологии получения новых материалов. По экспертным оценкам в ближайшие 20 лет 90% материалов будут заменены принципиально новыми, что приведет к революции в различных областях техники. О перспективности работ по новым материалам свидетельствует и тот факт, что почти 22% мировых патентов выдаются на изобретения в этой области. Об этом же говорит и динамика роста мировых рынков основных видов новых материалов до 2000 года. Особенно заметен прогресс в разработке производстве неорганических материалов – это керамика, материалы для микроэлектроники и пр.

Разработка и создание новых материалов

Одно из важнейших направлений, определяющих развитие всех отраслей промышленности, строительства, медицины и сферы услуг – это новые материалы. Изменения укладов жизни человечества связаны с открытием и освоением производства новых материалов. Материалы – это ступени нашей цивилизации, а новые материалы – это трамплин для прыжка в будущее, меняющий облик нашего бытия.

Современные материалы можно получить, используя современные технологии. К таким технологиям, очевидно, относятся информационные технологии, биотехнологии, геновая инженерия. К этим же технологиям относятся и технологии получения новых материалов. По экспертным оценкам, в ближайшие 20 лет 90% материалов будут заменены принципиально новыми, что приведет к революции в различных областях техники. В этой связи ведущую роль играет химия. Но химия связана с другими науками, без которых развитие современных технологий невозможно. Именно поэтому инновации в химической

отрасли часто выступают не изолированно, а соотносятся с другими науками, другими областями знаний и практическими сферами: физикой, биологией, экологией, утилизацией отходов, альтернативной энергетикой {рис. 78}. В этих областях открытия в химии обычно реализуются, получают свое практическое применение. Прогресс медицины и охраны здоровья – это проблемы химии болезней, лекарств, пищи; нейрофизиология и работа мозга – это прежде всего нейрохимия, химия нейромедиаторов, химия памяти.

Человечество ждет от химии новые современные материалы с магическими свойствами (наноматериалы), новые источники и аккумуляторы энергии, новые чистые и безопасные технологии и т. д. Химия, обладая огромными возможностями, создает ранее невиданные материалы, умножает плодородие почвы, облегчает труд человека, экономит его время, одевает, сохраняет его здоровье, создает ему уют и комфорт, изменяет внешность людей.

Перед химиками стоят очень большие задачи – получение новых видов топлива, новых материалов и новых пластиков, которые удовлетворяли бы новым требованиям; предвидение химических свойств окружающей среды.

Успехи химии сейчас настолько впечатляющие, что можно говорить о прорывном ее развитии: наноматериалы, нанороботы, новая химия, "зеленая химия" и т. д. При этом настоящий "взрыв" химических знаний произошел в XIX веке, когда научились искусственным путем получать красители, душистые, лекарственные и многие другие вещества, которых в природе никогда не было и быть не могло! В 2013 году число известных человеку веществ достигло 27 миллионов! И еще более впечатляющие задачи стоят перед химией в будущем!

К основным направлениям развития современной химии относятся:

- синтез новых, в том числе не существующих в природе, химических элементов и веществ;
- синтез дендримеров (молекулы, построенные по фрактальному типу – когда все вещество составлено одной гигантской молекулой (по принципу алмаза)
- синтез неметаллических (в том числе стеклообразных) полупроводников;
- синтез неметаллических (керамических) высокотемпературных сверхпроводников;

Критерий оценивание:

1. Разъясняет способы получения новых материалов с использованием современных методов;
2. Объясняет значение новых полимеров;
3. Составляет структурные формулы веществ;

Задания:

1. Какие существуют опасности загрязнения пластиком
2. Влияние пластика на окружающую среду

3. Почему пластик разлагается так долго?
4. Сколько времени разлагается пластик?
5. Чем опасен пластик для окружающей среды?
6. Какие существуют опасности загрязнения пластиком?
7. Влияние пластикового загрязнения на человека?

Урок №4

Тема: Углеводы

Информационный блок

Углеводы (сахара) – органические соединения, имеющие сходное строение, состав большинства которых отражает формула $C_x(H_2O)_y$, где $x, y \geq 3$.

Исключение составляет дезоксирибоза, которая имеют формулу $C_5H_{10}O_4$ (на один атом кислорода меньше, чем рибоза).

По числу структурных звеньев

- Моносахариды – содержат одно структурное звено.
- Олигосахариды – содержат от 2 до 10 структурных звеньев (дисахариды, трисахариды и др.).
- Полисахариды – содержат **n** структурных звеньев.

Некоторые важнейшие углеводы:

| Моносахариды | Дисахариды | Полисахариды |
|------------------------------|---------------------------------|------------------------------|
| Глюкоза $C_6H_{12}O_6$ | Сахароза $C_{12}H_{22}O_{11}$ | Целлюлоза $(C_6H_{10}O_5)_n$ |
| Фруктоза $C_6H_{12}O_6$ | Лактоза $C_{12}H_{22}O_{11}$ | Крахмал $(C_6H_{10}O_5)_n$ |
| Рибоза $C_5H_{10}O_5$ | Мальтоза $C_{12}H_{22}O_{11}$ | |
| Дезоксирибоза $C_5H_{10}O_4$ | Целлобиоза $C_{12}H_{22}O_{11}$ | |

По числу атомов углерода в молекуле

Пентозы – содержат 5 атомов углерода.

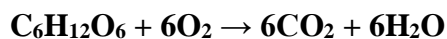
Гексозы – содержат 6 атомов углерода.

Химические свойства, общие для всех углеводов

Горение

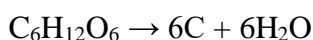
Все углеводы горят до углекислого газа и воды.

Например, при горении глюкозы образуются вода и углекислый газ



Взаимодействие с концентрированной серной кислотой. Концентрированная серная кислота отнимает воду от углеводов, при этом образуется углерод С («обугливание») и вода.

Например, при действии концентрированной серной кислоты на глюкозу образуются углерод и вода



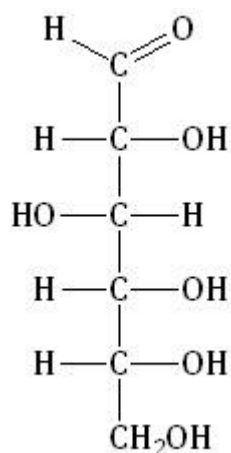
Моносахариды – гетерофункциональные соединения, в состав их молекул входит одна карбонильная группа (группа альдегида или кетона) и несколько гидроксильных.

Моносахариды являются структурными звеньями олигосахаридов и полисахаридов.

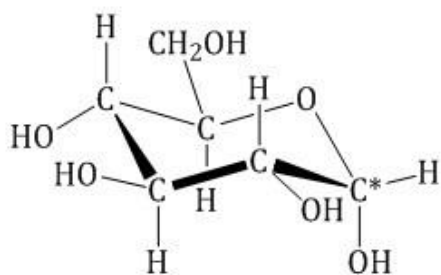
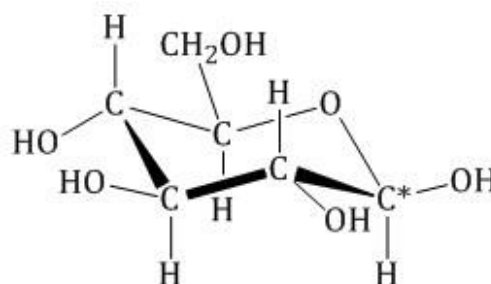
Важнейшие моносахариды

| Название и формула | Глюкоза $C_6H_{12}O_6$ | Фруктоза $C_6H_{12}O_6$ | Рибоза $C_5H_{10}O_5$ |
|---------------------|---|--|---|
| Структурная формула | $ \begin{array}{c} \text{H} \quad \text{O} \\ \diagdown \quad // \\ \text{C} \\ \\ \text{H} - \text{C} - \text{OH} \\ \\ \text{HO} - \text{C} - \text{H} \\ \\ \text{H} - \text{C} - \text{OH} \\ \\ \text{H} - \text{C} - \text{OH} \\ \\ \text{CH}_2\text{OH} \end{array} $ | $ \begin{array}{c} \text{CH}_2\text{OH} \\ \\ \text{C} = \text{O} \\ \\ \text{HO} - \text{C} - \text{H} \\ \\ \text{H} - \text{C} - \text{OH} \\ \\ \text{H} - \text{C} - \text{OH} \\ \\ \text{CH}_2\text{OH} \end{array} $ | $ \begin{array}{c} \text{H} \quad \text{O} \\ \diagdown \quad // \\ \text{C} \\ \\ \text{H} - \text{C} - \text{OH} \\ \\ \text{H} - \text{C} - \text{OH} \\ \\ \text{H} - \text{C} - \text{OH} \\ \\ \text{CH}_2\text{OH} \end{array} $ |
| Классификация | гексоза альдоза в циклической форме – пираноза | гексоза кетоза в циклической форме – фураноза | пентоза альдоза в циклической форме – фураноза |

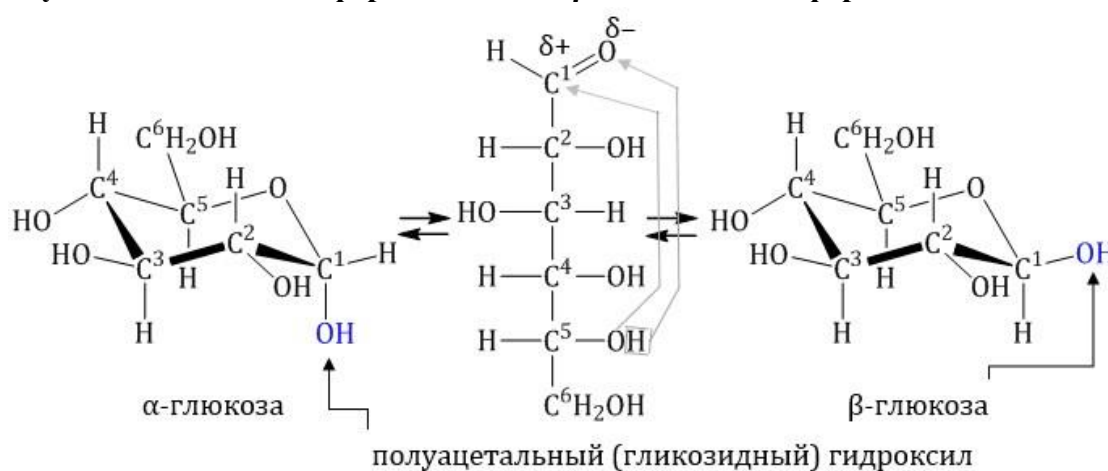
Глюкоза – это альдегидоспирт (**альдоза**). Она содержит шесть атомов углерода, одну альдегидную и пять гидроксогрупп.



Глюкоза существует в растворах не только в виде линейной, но и **циклических формах (альфа и бета)**, которые являются **пиранозными** (содержат шесть звеньев):

α-глюкоза**β-глюкоза****Химические свойства глюкозы**

В водном растворе глюкозы существует динамическое равновесие между двумя циклическими формами – α и β и линейной формой:

**Критерий оценивание:**

1. Различает формулы молекул глюкозы, фруктозы, рибозы, дезоксирибозы, сахарозы, крахмала и целлюлозы;
2. Составляет уравнения реакций спиртового, молочнокислого брожения глюкозы;
3. Проводит качественную реакцию на крахмал;

Задания:

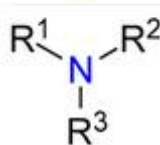
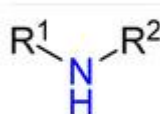
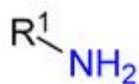
1. При брожении глюкозы массой 72гр. Получили 35гр. Этилового спирта. Определите массовую долю выхода спирта (в %).
2. Какая масса молочной кислоты образуется при молочнокислом брожении 40гр. Глюкозы, содержащей 10% примесей?
3. Вычислите содержание примесей в глюкозе (в %), если при спиртовом брожении 220гр. этой глюкозы выделяется 51 литр углекислого газа.
4. Свекловичную стружку массой 5 тонн с массовой долей сахара 12% поместили в диффузоры и пропустили через них горячую воду объёмом 1000 литров. Определите массовую долю сахара в растворе, вытекающем из последнего диффузора, если массовая доля экстракции сахара из свёклы равна 90%.

Урок №5

Тема: Амины

Информационный блок

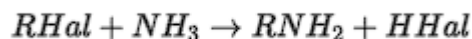
Амины – органические производные аммиака, содержащие аминогруппу NH_2 и органический радикал. В общем случае формула амина представляет собой формулу аммиака, в которой атомы водорода заменены на углеводородный радикал.



Способы получения аминов

1. Алкилирование – получение из галогенпроизводных

В общем виде процесс можно представить следующей схемой:



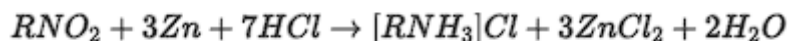
Однако на практике в результате этого взаимодействия образуется соль амина. Например, при взаимодействии бромэтана с аммиаком получится бромид этиламина:



В избытке аммиака или под действием щёлочи можно выделить первичный амин – этиламин. При последующем бромировании выделенного первичного амина можно аналогично получить вторичный амин – диэтиламин $(\text{CH}_3 - \text{CH}_2)_2\text{NH}$, а затем третичный амин – триэтиламин $(\text{CH}_3 - \text{CH}_2)_3\text{N}$. При дальнейшем алкилировании образуется четвертичная аммонийная соль $[(\text{CH}_3 - \text{CH}_2)_3\text{N}]^+\text{Br}^-$.

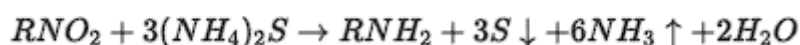
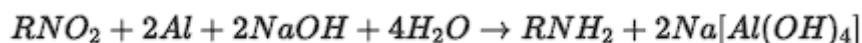
2. Восстановление нитросоединений (реакция Зинина)

Восстановление может осуществляться активным водородом в момент его выделения, например при взаимодействии соляной кислоты с железом или цинком:

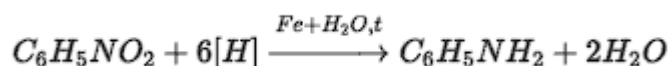


Этот способ наиболее часто используется при получении первичных алкиламинов.

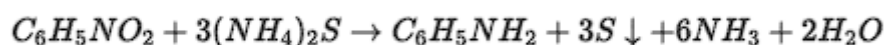
В качестве восстановителя используют также алюминий в щелочном растворе и водный раствор сульфида аммония:



Для получения анилина из нитробензола в промышленности используют нагревание с металлическим железом и водяным паром:

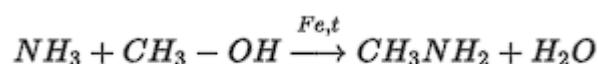


Впервые анилин из нитробензола был получен русским химиком Н.Н. Зининым в.г. при взаимодействии нитробензола с сульфидом аммония:



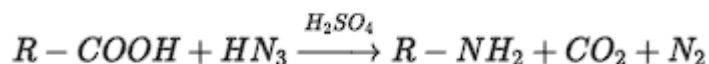
3. Взаимодействие спиртов с аммиаком

Амины (первичные, вторичные и третичные) могут быть получены пропуская смесь паров спирта и аммиака через нагретые оксиды двухвалентных и трёхвалентных металлов (например, алюминия) или тонко измельчённые металлы группы железа, играющие роль катализаторов:



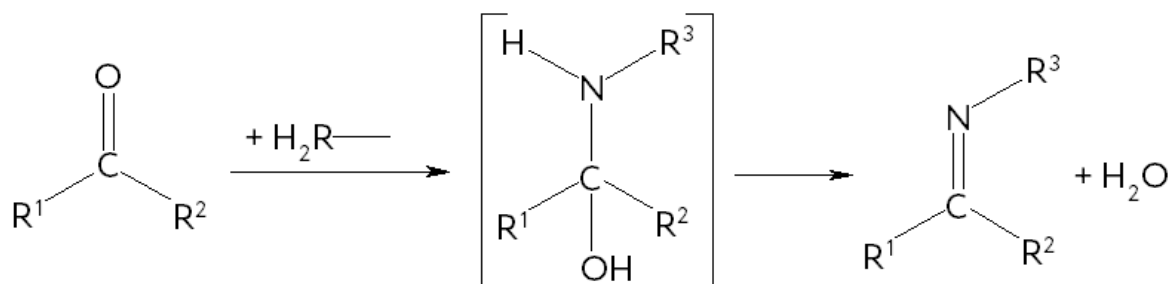
4. Реакция Шмидта

Амины могут быть получены при взаимодействии карбоновых кислот с азотистоводородной кислотой HN_3 (азидоводородом) в присутствии концентрированной серной кислоты:

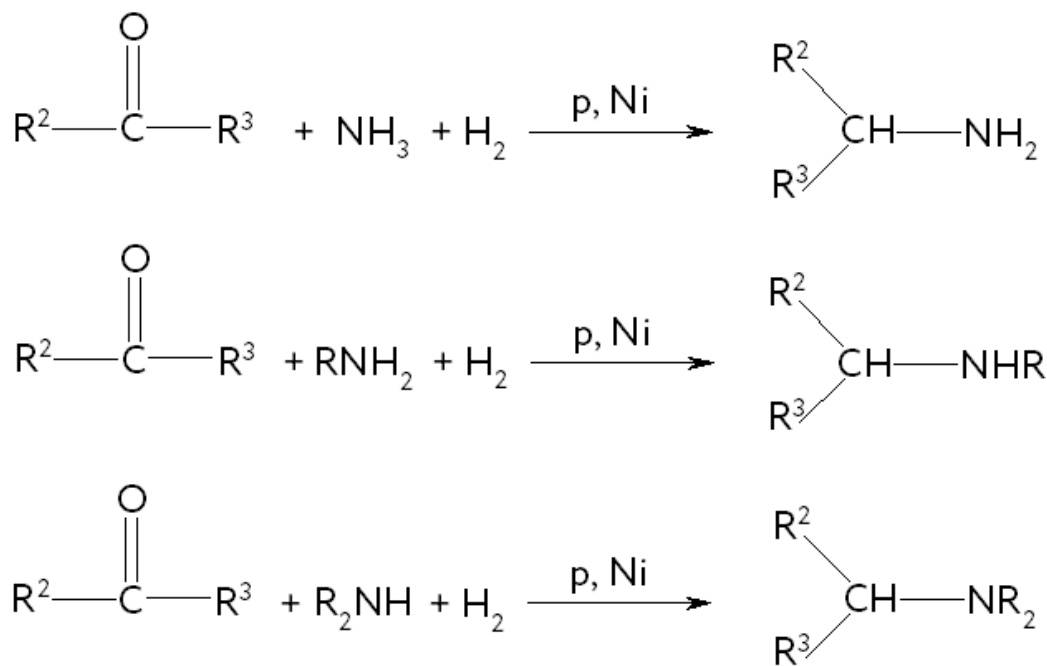


5. Восстановительное аминирование карбонильных соединений (алкилирование аммиака и аминов)

Этот метод является техническим способом получения аминов. Альдегиды и кетоны под действием аммиака или аминов при одновременном восстановлении водородом превращаются в соответствующие амины. Реакция протекает через стадию образования иминов ($R^1R^2C=NR^3$) – так называемых оснований Шиффа:



Основания Шиффа затем восстанавливаются водородом до первичных аминов в присутствии катализаторов гетерогенного гидрирования. Эту реакцию проводят в одну стадию, восстанавливая смесь карбонильного соединения и аммиака водородом под давлением над никелем Ренея:



6. Бактериальные процессы

Амины образуются в небольших количествах при различных бактериальных процессах, например при гниении органических остатков, содержащих белковые вещества. Простейшие амины найдены также среди продуктов нормальной жизнедеятельности некоторых растений.

Применение аминов

Амины применяют в лекарственной промышленности, производстве пластмасс и красителей, а также в качестве антиоксидантов, пестицидов.

Анилин является исходным сырьём для получения анилиновых красителей, лекарственных средств (сульфамидных препаратов, транквилизаторов, анальгетиков, бактерицидных препаратов и др.), взрывчатых веществ, анилино – формальдегидных смол, антиоксидантов (для стабилизации синтетических каучуков), фотоматериалов и т. д.

Критерий оценивание:

1. Раскрывает классификацию и номенклатуру аминов;
2. Сравнивает структуры и основные свойства аммиака, аминов и анилина;
3. Объясняет физические свойства аминов и анилина;

Задания:

1. Каким образом можно осуществить превращения: нитробензол → анилин → бромид фениламмония? Приведите уравнения реакций.
2. Через 10 г смеси бензола, фенола и анилина пропустили ток сухого хлороводорода, при этом выпало 2,59 г осадка. Его отфильтровали, а фильтрат обработали водным раствором гидроксида натрия. Верхний органический слой отделили, его масса уменьшилась на 4,7 г. Определите массы веществ в исходной смеси.
3. Напишите три уравнения реакций, в которые может вступать 4-нитропиридин. Предложите способ обнаружения этого соединения в его водно-спиртовом растворе.
4. При сжигании образца азотсодержащего гетероциклического соединения, не содержащего заместителей в кольце, образовалось 1,2 л углекислого газа, 0,8 л паров воды и 0,4 л азота (объемы измерялись при одинаковых условиях). Установите возможную структуру этого соединения.

Урок №6

Тема: Аминокислоты

Информационный блок

Применение аминокислот

В смеси или отдельно аминокислоты (γ -аминомасляная и глутаминовая кислоты, метионин, глицин, аспаргин, ацетилцистеин и др.) применяют в медицине при изготовлении лекарственных препаратов, в том числе при нарушениях обмена веществ и заболеваниях органов пищеварения, при некоторых заболеваниях центральной нервной системы, заболеваниях органов дыхания.

Аминокислоты находят широкое применение в качестве добавок к кормам для домашних и сельскохозяйственных животных. Например, лизином, триптофаном, треонином и метионином обогащают корма сельскохозяйственных животных.

Аминокислоты используются при изготовлении биологически активных добавок (БАД) к пище (так называемые «протеиновые коктейли»).

Добавление натриевой соли глутаминовой кислоты (глутамата натрия) придаёт ряду продуктов мясной вкус, поэтому её добавляют к колбасам, консервам и т. д.

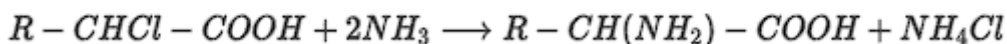
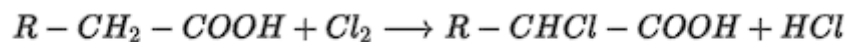
Аминокислоты широко используются для производства красителей, в парфюмерной промышленности, в производстве моющих средств, синтетических волокон (капрона), плёнки и т. д.

Получение аминокислот

Для хозяйственных и медицинских нужд аминокислоты (лизин, триптофан, треонин) получают с помощью микроорганизмов путём так называемого микробиологического синтеза; их также выделяют из гидролизатов природных белков (пролин, цистеин, аргинин, гистидин). Часто используются смешанные способы получения, совмещающие методы химического синтеза и использование ферментов.

В лаборатории аминокислоты можно получить, используя следующие методы.

4. Галогенирование карбоновых кислот с последующей обработкой аммиаком



С помощью этого метода получают α -аминокислоты.

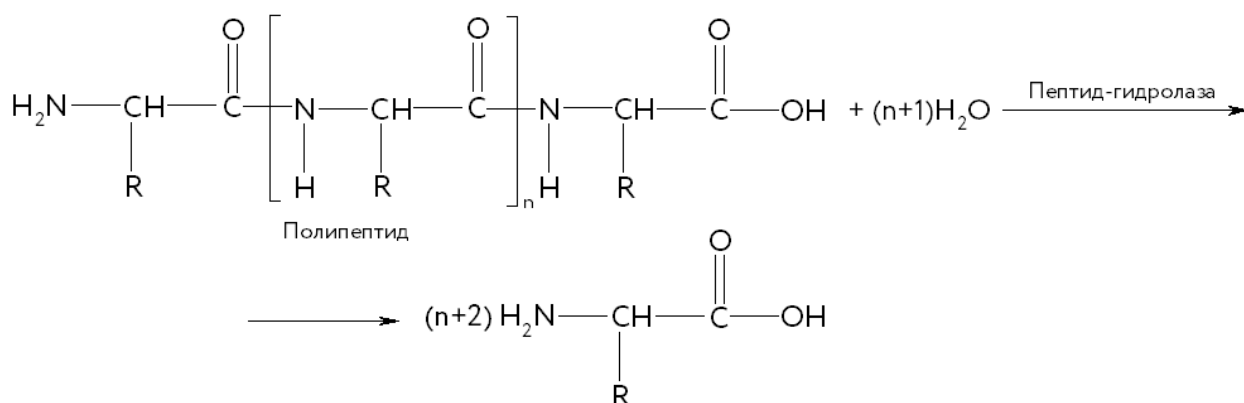
2. Электрофильное присоединение аммиака к α, β - непредельным кислотам

В результате реакции образуются β -аминокислоты:



Присоединение происходит против правила Марковникова за счёт отрицательного индуктивного эффекта карбоксильной группы.

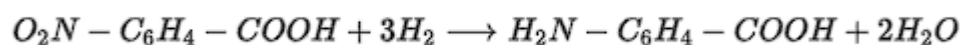
3. Гидролиз пептидов и белков



В результате гидролиза белков образуется смесь α -аминокислот.

4. Восстановление нитрозамещённых карбоновых кислот

Данный метод чаще всего применяется для получения ароматических аминокислот:



Критерий оценивание:

1. Перечисляет тривиальные и систематические названия аминокислот;
2. Описывает состав и строение молекул аминокислот;
3. Раскрывает амфотерность аминокислот.

Задания:

1. Вычислите массу глюкозы, которая подверглась брожению, если при этом получено 230г. этанола. Какой объём оксида углерода (IV) (н.у.) при этом выделится?
2. При спиртовом брожении 2 моль глюкозы получили оксид углерода (IV), который затем пропустили через 602 мл раствора щёлочи с массовой долей гидроксида натрия 30% и плотностью раствора 1,33 г/мл. Вычислите массу соли, которая образовалась в растворе. Какое вещество осталось в избытке? Вычислите его количество.
3. Массовая доля крахмала в картофеле равна 20%. Какова масса глюкозы, которую можно получить при переработке 1600 кг картофеля, учитывая, что выход глюкозы от теоретически возможного составляет 75%? [$M_r(\text{глюкозы}) = 180$; $M_r(\text{элементарного звена крахмала}) = 162$].
4. Сколько сахаристого вещества с массовой долей сахарозы 20% было подвергнуто гидролизу, если при этом получили 1кг глюкозы?

Урок №7

Тема: Белки, строение, свойства.

Информационный блок

Белки – высокомолекулярные органические соединения, состоящие из остатков α -аминокислот.

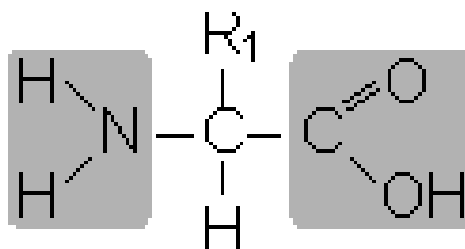
В состав белков входят углерод, водород, азот, кислород, сера. Часть белков образует комплексы с другими молекулами, содержащими фосфор, железо, цинк и медь.

Белки обладают большой молекулярной массой: яичный альбумин – 36 000, гемоглобин – 152 000, миозин – 500 000. Для сравнения: молекулярная масса спирта – 46, уксусной кислоты – 60, бензола – 78.

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

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

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



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

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

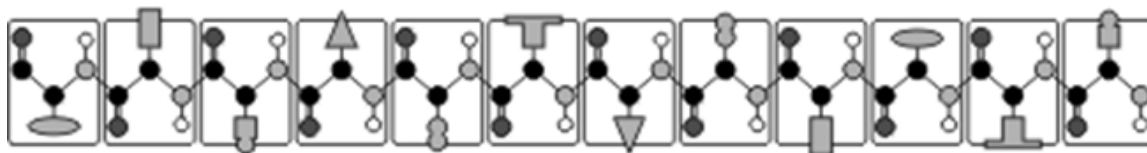
Пространственная организация белковых молекул

Выполнение белками определенных специфических функций зависит от пространственной конфигурации их молекул, кроме того, клетке энергетически невыгодно

держат белки в развернутой форме, в виде цепочки, поэтому полипептидные цепи подвергаются укладке, приобретая определенную трехмерную структуру, или конформацию. Выделяют 4 уровня пространственной организации белков.

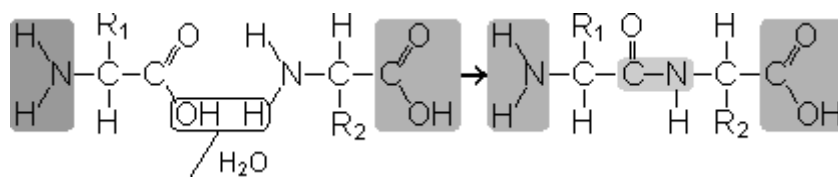
Первичная структура белка – последовательность расположения аминокислотных остатков в полипептидной цепи, составляющей молекулу белка. Связь между аминокислотами – пептидная.

Первичная структура белка



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

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



Свойства белков

Аминокислотный состав, структура белковой молекулы определяют его свойства. Белки сочетают в себе основные и кислотные свойства, определяемые радикалами аминокислот: чем больше кислых аминокислот в белке, тем ярче выражены его кислотные свойства. Способность отдавать и присоединять H^+ определяют буферные свойства белков; один из самых мощных буферов – гемоглобин в эритроцитах, поддерживающий pH крови на постоянном уровне. Есть белки растворимые (фибриноген), есть нерастворимые, выполняющие механические функции (фиброин, кератин, коллаген). Есть белки активные в химическом отношении (ферменты), есть химически неактивные, устойчивые к воздействию различных условий внешней среды и крайне неустойчивые.

Критерий оценивание:

1. Называет продукты гидролиза белков;
2. Поясняет образование пептидных связей при получении белков из а – аминокислот;
3. Составляет первичную, вторичную, третичную и четвертичную структуры молекулы белка;

Задания:

1. Лимонную кислоту в промышленности получают при ферментативном брожении раствора глюкозы согласно уравнению;
2. $C_6H_{12}O_6 + 3O_2 = 2C_6H_8O_7 + 4H_2O$. Сколько килограммов лимонной кислоты при лимонная кислота выходе 62% от теоретически возможного можно получить из 240кг 20%-ного раствора глюкозы?
3. Из 900 кг картофеля, содержащего 30% крахмал получено в результате брожения 80 л этанола ($\rho = 0,8$ г/л). Определите выход спирта.
4. Сколько граммов спирта можно получить из 1 кг кукурузных зерен, которые содержат 70% крахмала по массе?
5. Сколько по массе крахмала получится из 1 т картофеля с содержанием крахмала 18%, если выход крахмала составляет 75%.

Урок №8

Тема: Роль и применение ферментов

Информационный блок

Ферменты – это белковые молекулы, которые синтезируются живыми клетками. В каждой клетке насчитывается более сотни различных ферментов. Роль ферментов в клетке колоссальна. С их помощью химические реакции идут с высокой скоростью, при температуре, подходящей для данного организма.

То есть ферменты – это **биологические катализаторы**, которые облегчают протекание химической реакции и за счет этого увеличивают её скорость. Как катализаторы они не изменяют направление реакции и не расходуются в процессе реакции.

Ферменты-биокатализаторы – вещества, увеличивающие скорость химических реакций.

Без ферментов все реакции в живых организмах протекали бы очень медленно и не могли бы поддерживать его жизнеспособность.

Наглядный пример работы ферментов – сладковатый вкус во рту, который появляется при пережевывании продуктов, содержащих крахмал (например, риса или картофеля). Появление сладкого вкуса связано с работой фермента амилазы, которая присутствует в слюне и расщепляет крахмал (рис. 1). Крахмал является полисахаридом, и сам по себе безвкусный, но продукты расщепления крахмала (моносахариды) с меньшей молекулярной массой (декстрины, мальтоза, глюкоза) сладкие на вкус.

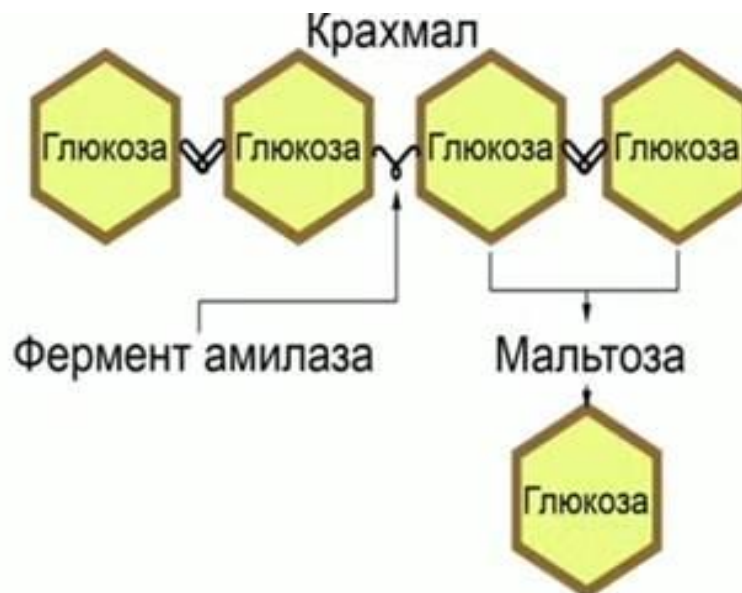


Рис. 1. Механизм действия амилазы

Все ферменты – **глобулярные белки** с третичной или четвертичной структурой. Ферменты могут быть простыми, состоящими только из белка, и сложными.

Сложные ферменты состоят из белковой и небелковой части (белковая часть – **апофермент**, а добавочная небелковая – **кофермент**). В качестве кофермента могут выступать витамины – Е, К, В групп (рис. 2).



Рис. 2. Классификация ферментов по их составу

Фермент взаимодействует с субстратом, не всей молекулой, а отдельной её частью – т. н. активным центром.

Фермент взаимодействует с субстратом и образует короткоживущий **фермент-субстратный комплекс**. По завершении реакции, **фермент-субстратный комплекс распадается на продукты и фермент**. Фермент в итоге не изменяется: по окончании реакции он остается таким же, каким был до неё, и может теперь взаимодействовать с новой молекулой субстрата (рис. 3).



Рис. 3. Механизм взаимодействия фермента и субстрата

В 1890 году Э. Г. Фишер предположил, что эта специфичность обусловлена особой формой молекулы фермента, которая точно соответствует форме молекулы субстрата. Эта гипотеза получила название «ключа и замка», где ключ сравнивается с субстратом, а замок – с ферментом. Гипотеза гласит: **субстрат подходит к ферменту, как ключ подходит к замку. Избирательность действия фермента связана со строением его активного центра** (рис. 4).



Рис. 4. Гипотеза взаимодействия фермента и субстрата по принципу ключ-замок Э. Г. Фишера

Активность ферментов

В первую очередь, на активность фермента влияет температура. С повышением температуры скорость химической реакции возрастает. Увеличивается скорость молекул, у них появляется больше шансов столкнуться друг с другом. Следовательно, увеличивается вероятность того, что реакция между ними произойдет. Температура, обеспечивающая наибольшую активность фермента – оптимальная.

За пределами оптимальной температуры скорость реакции снижается вследствие **денатурации** белков. Когда температура снижается, скорость химической реакции тоже падает. В тот момент, когда температура достигает точки замерзания, фермент инактивируется, но при этом не денатурирует (см. видео).

В наше время для длительного хранения продуктов широко используют способ быстрого замораживания. Оно останавливает рост и развитие микроорганизмов, а также инактивирует ферменты, находящиеся внутри микроорганизмов, и предотвращает разложение продуктов питания.

Критерий оценивание:

1. Объясняет роль ферментов;
2. Описывает селективность, эффективность ферментов;
3. Раскрывает область применения ферментов.

Задания:

1. Что такое фермент?
2. Как ферменты работают?
3. Как ферменты получают имена? Назовите известные вам группы ферментов.
4. Назовите ученых, которые внесли особый вклад в дело изучения ферментов.
5. К какому уровню организации можно отнести ферментативный катализ?

Урок №9

Тема: Структура нуклеиновых кислот

Информационный блок

Нуклеиновые кислоты, и в частности ДНК, являются ключевыми макромолекулами поддерживающими жизнь. ДНК несет наследственную информацию, которая передается от родителей к детям, предоставляя инструкции о том, как (и когда) производить различные белки, необходимые для построения и поддержания функционирования клеток, тканей и организма в целом.

Как ДНК хранит эту информацию и как её используют клетки и организмы – это сложный, удивительный и ошеломляющий процесс, мы изучим его подробнее в разделе молекулярной биологии. Здесь мы лишь кратко рассмотрим нуклеиновые кислоты на макромолекулярном уровне.

Роль ДНК и РНК в клетке

Нуклеиновые кислоты – макромолекулы, состоящие из единиц, называемых нуклеотидами, бывают двух видов: **дезоксирибонуклеиновая кислота (ДНК)** и **рибонуклеиновая кислота (РНК)**. ДНК – это генетический материал, находящийся в живых организмах, от одноклеточных бактерий до многоклеточных млекопитающих, таких как вы и я. Некоторые вирусы используют РНК, а не ДНК, в качестве своего генетического материала, но по факту они не считаются живыми (поскольку не могут размножаться без помощи хозяина).

ДНК в клетке

У эукариот, например, у растений и животных, ДНК находится в **ядре**, специализированном мембранном хранилище в клетке, а также в некоторых других типах органелл (таких как митохондрии и хлоропласты у растений). У прокариот, таких как бактерии, ДНК не заключена в отдельную мембранную оболочку, хотя она расположена в специализированной клеточной области, называемой **нуклеоидом**.

У эукариот ДНК обычно разделена на ряд очень длинных линейных фрагментов, называемых **хромосомами**, тогда как у прокариот, в том числе у бактерий, хромосомы намного меньше и часто круглые (в форме кольца). Хромосома может содержать десятки тысяч **генов**, каждый из которых содержит инструкции о том, как произвести конкретный продукт, необходимый клетке.

От ДНК к РНК и белкам

Многие гены кодируют белки, это означает, что они определяют последовательность аминокислот, используемых для создания определенного белка. Однако прежде чем эту информацию можно будет использовать для синтеза белка, необходимо сначала перевести информацию в РНК – этот этап называется транскрипцией. А этот тип РНК называется **матричной РНК (мРНК)**, или информационной РНК, поскольку она переносит информацию от ДНК к рибосомам – молекулярным механизмам, которые считывают последовательность мРНК и используют её для создания белков. Этот переход от ДНК к РНК к белку называется «центральной догмой» молекулярной биологии.

Однако важно понимать, что не все гены кодируют белки. Например, некоторые гены участвуют в синтезе **рибосомных РНК (рРНК)**, которые являются структурными компонентами рибосом, или участвуют в синтезе **транспортных РНК (тРНК)**, молекулы РНК в форме клеверного листа, которые переносят аминокислоты на рибосому для синтеза белка. Другие молекулы РНК, такие как крошечные **микроРНК (миРНК)**, работают как

регуляторы других генов. Все время обнаруживаются новые типы не кодирующих белок РНК.

Нуклеотиды

ДНК и РНК являются полимерами (в случае ДНК, часто очень длинными полимерами) и состоят из мономеров, известных как **нуклеотиды**. Когда эти момеры объединяются, полученная цепь называется **полинуклеотидом**.

Каждый нуклеотид состоит из трех частей: азотсодержащей кольцевой структуры, называемой азотистым основанием, пятиуглеродного сахара и, по меньшей мере, одной фосфатной группы. Молекула сахара имеет центральное положение в нуклеотиде, причем основание присоединено к одному из его атомов углерода, а фосфатная группа (или группы) присоединена к другому. Давайте рассмотрим каждую часть нуклеотида более детально.

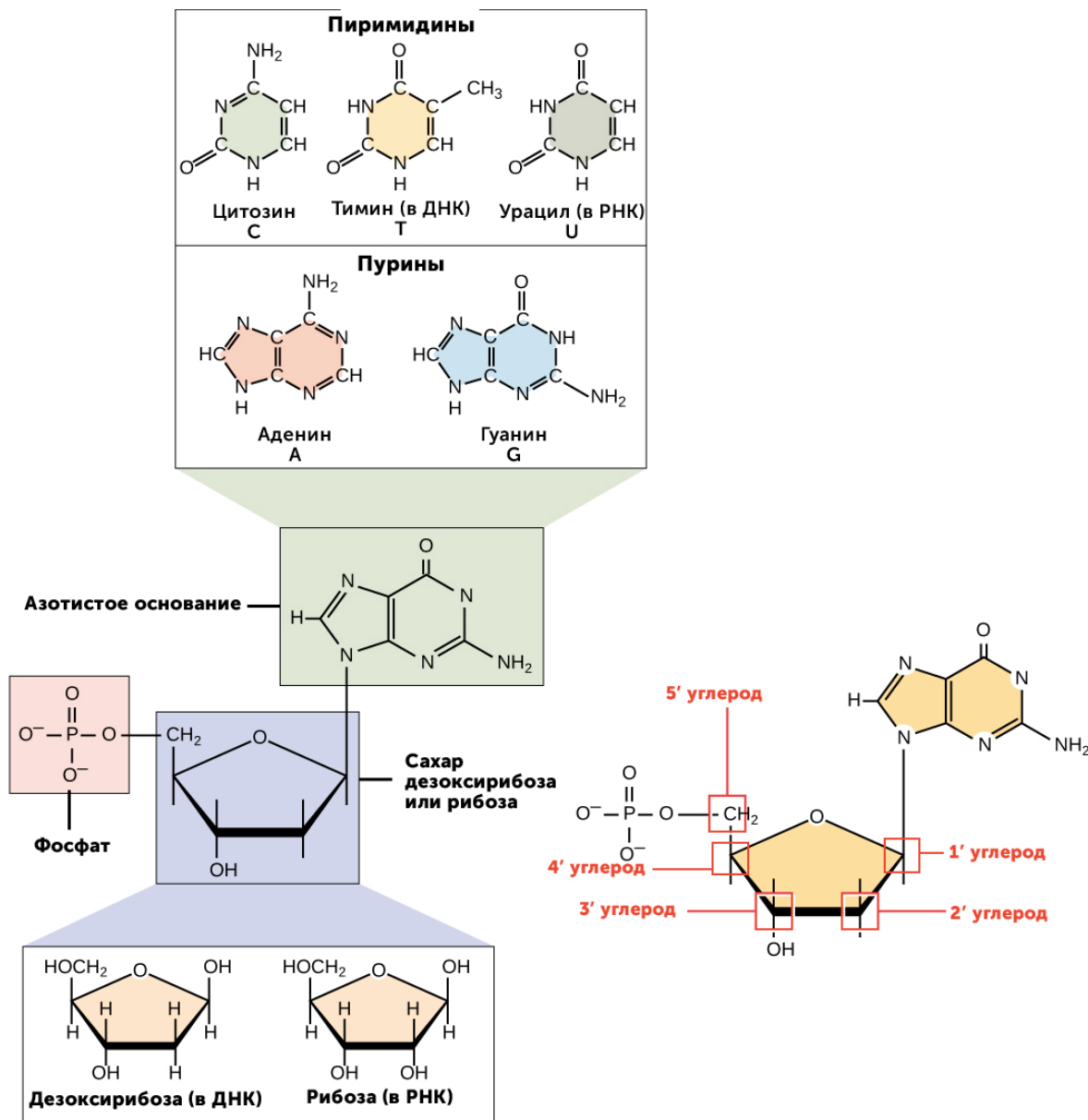


Схема устройства ДНК и РНК, включая сахар (дезоксирибозу или рибозу), фосфатную группу и азотистое основание. Основания включают в себя пириmidиновые основания (с одним кольцом: цитозин, тимин в ДНК и урацил в РНК) и пуриновые основания (с двумя кольцами: аденин и гуанин). Фосфатная группа связана с 5'-углеродом. 2'-углерод в рибозе связан с гидроксильной группой, а в дезоксирибозе – с водородом.

Азотистые основания нуклеотидов являются органическими (на основе углерода) молекулами, состоящими из азотсодержащих кольцевых структур.

Каждый нуклеотид в ДНК содержит одно из четырех возможных азотистых оснований: аденин (А), гуанин (G), цитозин (С) и тимин (Т). Аденин и гуанин являются **пуринами**, что означает, что их структуры содержат два соединенных углерод-азотных кольца. Цитозин и тимин, напротив, являются **пиримидинами** и имеют одно углеродно-азотное кольцо. Нуклеотиды РНК могут также нести адениновые, гуаниновые и цитозиновые основания, однако вместо тимина у них есть другое пиримидиновое основание, называемое урацил (U). Как показано на рисунке выше, каждое основание имеет уникальную структуру с собственным набором функциональных групп, прикрепленных к кольцевой структуре.

Критерий оценивание:

1. Описывает строение нуклеиновых кислот и их классификацию;
2. Сравнивает структуры дезоксирибонуклеиновых кислот (ДНК) и рибонуклеиновых кислот (РНК).
3. Объясняет биологическую роль дезоксирибонуклеиновых кислот (ДНК) и рибонуклеиновых кислот (РНК);

Задания:

1. Расскажите о процессах синтеза пуриновых и пиримидиновых нуклеотидов в клетках растений.
2. Назовите основные ферменты, принимающие участие в реакциях синтеза пуриновых оснований.
3. Какие ферменты участвуют в расщеплении нуклеиновых кислот?
4. Опишите строение ксантинооксидазы.
5. Расскажите о процессе синтеза ДНК в клетках растений.
6. Опишите механизм образования фрагментов Оказаки.
7. Расскажите о процессе биосинтеза РНК.
8. Укажите отличительные особенности в механизмах процессинга и сплайсинга.
9. Назовите основные функции дезоксирибонуклеиновой кислоты.
10. Укажите на различия в функционировании различных РНК.