

Серия «Библиотека школьника»

Л.П. Черникова

ШПАРГАЛКИ ПО ХИМИИ

Ростов-на-Дону

«Феникс»

2003

ББК 63.3(2)

Ч-45

Черникова Л. П.

Ч-45 Шпаргалки по химии: Учебное пособие/Серия «Библиотека школьника». — Ростов н/Д: «Феникс», 2003. — 144 с.

Данное пособие составлено на основе действующих программ обучения химии в школе. Пособие позволяет быстро повторить изученные темы курса при подготовке к контрольным работам, семинару, зачетам и выпускному экзамену, содержит информацию, выходящую за рамки учебников.

ISBN 5-222-02985-9

ББК 63.3(2)

© Черникова Л. П., 2003

© Издательство «Феникс», оформление, 2003

I. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ ХИМИИ

Химия — наука, изучающая состав, строение, свойства, получение и превращения веществ.

Атомно-молекулярное учение — учение о строении веществ из атомов и молекул, создано трудами Ломоносова и Дальтона.

Вещества состоят из мельчайших частиц — молекул, которые находятся в непрерывном движении. При повышении температуры скорости движения молекул увеличиваются, при снижении — уменьшаются.

Молекулы различных веществ отличаются друг от друга массой, размерами и химическими свойствами. Все молекулы одного вещества одинаковы.

Молекулы состоят из более мелких частиц — атомов. Молекулы простых веществ состоят из одинаковых атомов, молекулы сложных веществ состоят из разных атомов.

Атомы одного элемента отличаются от атомов других элементов зарядом атомного ядра, размером и химическими свойствами. При химических реакциях изменяется состав молекулы. Атомы при химических реакциях не раз-

Этот случай называется также полиморфизмом.

Физические явления — это любые изменения вещества, не приводящие к изменению состава и строения его молекул, например изменение агрегатного состояния веществ, хотя кристалл и газ, например, обладают различными физическими свойствами.

Химические явления или химические реакции — это явления или реакции, при которых из одних веществ образуются новые вещества. Химические реакции постоянно совершаются в живой и неживой природе. Процессы ржавления, горения, гниения представляют собой химические явления. Часто явления физические и химические происходят одновременно, маскируя друг друга, например, пропускание электрического тока через проволоку сопровождается явлениями физического порядка: нагреванием проволоки, расширением ее, увеличением сопротивления, испусканием света, но то же нагревание проволоки на открытом воздухе приводит к явлениям химического характера: металл при нагревании реагирует с кислородом воздуха, превращаясь в оксид.

Механическая смесь и химическое соединение имеют следующие различия:

1) При приготовлении механической смеси составные части можно брать в любых количественных соотношениях. Чтобы получить химическое соединение и при этом одно из взятых веществ не вещества в определенных соотношениях.

2) Свойства веществ, составляющих механическую смесь, сохраняются, так как составные части в смеси остаются химически неизменными. При химической реакции свойства исходных веществ не сохраняются, так как в результате их взаимодействия образуется новое вещество с иными свойствами.

3) При механическом смешивании не наблюдается выделения или поглощения теплоты. Химические реакции практически всегда сопровождаются тепловыми эффектами.

4) Составные части смеси могут быть разделены на основании их физических свойств (фильтрование, отстаивание, выпаривание и другие способы).

Металлы – простые вещества, обладающие высокими тепло- и электропроводностью, ковкостью, блеском и другими характерными

4

Атом – электронейтральная частица, состоящая из положительно заряженного ядра и одного или нескольких электронов.

Молекула – наименьшая частица вещества, обладающая всеми химическими свойствами данного вещества. Для некоторых веществ понятия атома и молекулы совпадают.

Химический элемент – вид атомов, характеризующихся определенным зарядом ядра.

Простым веществом называется вещество, молекулы которого состоят из атомов одного элемента, например водород, кислород и азот и т. д. Каждый элемент имеет определенный химический знак, соответствующий первым буквам латинского названия данного элемента.

Соединениями или сложными веществами называются вещества, молекулы которых состоят из атомов разных элементов, например вода.

Аллотропия – существование одного и того же элемента в виде двух или нескольких простых веществ. Аллотропия может быть результатом образования молекул с различным числом атомов (например, кислород O_2 и озон O_3) или различных кристаллических форм (например, углерод образует графит и алмаз).

2

свойствами, которые обусловлены наличием в их кристаллической решетке свободно перемещающихся электронов (обобщенного электронного облака).

Неметаллы – простые вещества, не обладающие свойствами металлов. Резкой границы между металлами и неметаллами провести нельзя.

Типы химических реакций:

1) Реакция соединения – реакция, при которой из атомов или молекул двух или более веществ образуются молекулы одного вещества.

2) Реакция разложения – реакция, при которой из одного вещества образуется два или более веществ.

3) Реакция замещения – реакция, при которой атомы, входящие в состав простого вещества, замещают атомы одного из элементов в сложном веществе.

Экзотермические реакции – реакции, протекающие с выделением теплоты.

Эндотермические реакции – реакции, протекающие с поглощением теплоты.

Скорость химической реакции – отношение изменения концентрации одного из реагирующих веществ ко времени, за которое это изменение произошло.

Скорость химической реакции зависит от природы реагирующих веществ, концентрации, температуры,

кула данного вещества тяжелее $1/12$ части веса атома углерода (12 С).

Закон постоянства состава: независимо от способа получения данного соединения его весовой состав постоянен.

Закон сохранения массы веществ: масса веществ, вступивших в реакцию, равна массе веществ, образовавшихся после реакции.

Грамм-атом – количество вещества, вес которого, выраженный в граммах, численно равен молекулярному весу данного вещества.

Закон Авогардо: в равных объемах различных газов при одинаковых условиях (температура и давление) содержится одинаковое число молекул.

Закон соединительных объемов: объемы газов, реагирующих между собой или образующихся в результате реакции, находятся в отношениях небольших целых чисел.

Формула химическая – сокращенное обозначение состава какого-либо соединения с помощью химических законов и чисел, указывающих на количественное соотношение элементов в данном соединении.

Валентность – свойство атомов данного элемента присоединить или замещать в молекуле определенное число атомов других элементов. За единицу валентности принята валентность водорода.

Структурные форму-

лы элементов — формулы веществ с изображением валентности элементов, например в дн: Н—О—Н.

Химические уравнения — запись химических реакций посредством химических формул исходных и полученных веществ и математических знаков. Формулы исходных веществ пишут в левой части уравнения, а полученных — в правой, например: $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$. Число атомов каждого элемента в левой и правой частях одинаково.

давления и агрегатного состояния.

Равновесие химическое — состояние смеси реагирующих веществ, при котором скорость прямой реакции равна скорости обратной реакции.

Смещение химического равновесия — процесс изменения концентрации веществ в реагирующей смеси. Изменения равновесия, вызываемые изменением внешних условий, можно предвидеть, руководствуясь общим положением, известным под названием принципа Ле Шателье: если на систему, находящуюся в равновесии, оказывать внешнее воздействие (изменять температуру, давление или концентрацию), то равновесие в системе сместится в направлении, при котором эффект произведенного воздействия уменьшится. Так, повышение температуры сместит равновесие в сторону реакций, которые идут с поглощением тепла; увеличение давления будет благоприятствовать реакциям, идущим с уменьшением объема.

Атомный вес элемента — вес атома, выраженный в углеродных единицах (у. е.), или число, показывающее, во сколько раз атом данного элемента тяжелее $1/12$ части веса атома углерода (120).

Молекулярный вес — вес молекулы, выраженный в у. е., т. е. число, показывающее, во сколько раз моле-

II. ОБЩАЯ ХИМИЯ

1. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ

ОСНОВНЫЕ ПОЛОЖЕНИЯ АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНОЙ ТЕОРИИ:

1. Все веществ состоят и молекул. Молекула – это наименьшая частица вещества, сохраняющая свойства того вещества. Молекулы разрушаются при химических реакциях.

2. Между молекулами имеются промежутки: у газов – самые большие, у твердых веществ – самые маленькие.

3. Молекулы двигаются беспорядочно и непрерывно.

4. Молекулы одного вещества имеют одинаковый состав и свойства, молекулы разных веществ отличаются друг от друга по составу и свойствам.

5. Молекулы состоят из атомов. Атом – это электронейтральная частица, состоящая из положительно заряженного ядра и электронов.

6. Химический элемент – вид атомов с одинаковым положительным зарядом ядра.

7. Атомы одного элемента образуют молекулы простого вещества (O_2 , H_2 , O_3 , $Fe...$). Атомы разных элементов образуют молекулы сложного вещества (H_2O , Na_2SO_4 , $FeCl_3...$).

ОТНОСИТЕЛЬНАЯ АТОМНАЯ МАССА

Относительной атомной массой (A_r) называется масса одного атома, выраженная в атомных единицах массы (а. е. м.). Относительная атомная масса A_r показывает, во сколько раз атом данного элемента тяжелее атомной единицы массы ($1,67 \cdot 10^{-27}$ кг). Например, $A_r(Na) = 23$ а. е. м. Это значит, один атом элемента натрия в 23 раза тяжелее атомной единицы массы: $23 \cdot 1,67 \cdot 10^{-27}$ кг = $38,41 \cdot 10^{-27}$ кг. Это абсолютная масса атома натрия. Но пользоваться такими массами невозможно. Поэтому в таблице Д.И. Менделеева указаны только относительные атомные массы, которые служат для сравнения химических элементов по массе. При необходимости можно определить абсолютную массу атома данного элемента, умножив относительную атомную массу на абсолютное значение атомной единицы массы, как это было сделано выше для натрия.

МОЛЕКУЛЯРНАЯ МАССА И МОЛЯРНАЯ МАССА

Молекулярная масса — это масса одной молекулы вещества, выраженная в атомных единицах массы. Например, $M_r(\text{H}_2\text{O}) = 18$ а. е. м. Это значит, что одна молекула воды в 18 раз тяжелее атомной единицы массы ($1,67 \cdot 10^{-27}$ кг). Если определим абсолютное значение массы одной молекулы воды ($1,67 \cdot 10^{-27}$ кг \cdot 18), то это будет все равно очень малая величина, пользоваться которой невозможно.

Молярная масса — это масса одного моля вещества, то есть числа Авогадро молекул ($6,02 \cdot 10^{23}$). Молярная масса воды только численно равна молекулярной $M(\text{H}_2\text{O}) = 18$ г/моль. Но имеет совсем иной смысл: один моль молекул воды (то есть $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул) весит 18 г.

АТОМНАЯ МАССА

За единицу атомной массы принята атомная единица массы (а. е. м.). Это $1/12$ часть массы изотопа углерода с массовым числом 12. Масса атома углерода — $1,993 \cdot 10^{-26}$ кг. Вычислим массу а. е. м.:

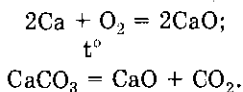
$$1/12 \cdot 1,993 \cdot 10^{-26} \text{ кг} = 1,674 \cdot 10^{-27} \text{ кг}.$$

Итак, абсолютное значение а. е. м. = $1,674 \cdot 10^{-27}$ кг.

За единицу количества вещества в мире микрочастиц принят моль, то есть $6,02 \cdot 10^{23}$ элементарных частиц (атомов, молекул, ионов, электронов). Это очень большая величина. Если взять такое количество самых маленьких песчинок, то этим количеством песка ($6,02 \cdot 10^{23}$) можно засыпать все моря и океаны земного шара.

ЗАКОН ПОСТОЯНСТВА СОСТАВА

Согласно закону постоянства состава, всякое чистое вещество имеет постоянный состав независимо от способа его получения. Так, оксид кальция можно получить следующими способами:



Независимо от того, каким способом получено вещество CaO , оно имеет постоянный состав: один атом кальция и один атом кислорода образуют молекулу оксида кальция CaO .

Определяем молярную массу CaO :

$$M(\text{CaO}) = 40 + 16 =$$
$$= 56 \text{ г/моль.}$$

Определяем массовую долю Ca по формуле:

$$\omega\% (\text{Ca}) = \frac{m(\text{Ca})}{M(\text{CaO})} 100\% =$$
$$= \frac{40 \text{ г/моль}}{56 \text{ г/моль}} 100\% = 71,4\%$$

$$\omega\% (\text{O}) = \frac{m(\text{O})}{M(\text{CaO})} 100\% =$$
$$= \frac{16 \text{ г/моль}}{56 \text{ г/моль}} 100\% = 28,6\%$$

Вывод: В химически чистом оксиде массовая

①

доля кальция всегда составляет 71,4% и кислорода 28,6%.

Задача: Одинаковое ли число молекул: а) в 1 г азота и 1 г оксида углерода (IV); б) в 1 л азота и 1 л оксида углерода (IV); в) в 1 моль азота и 1 моль оксида углерода (IV)? Во всех трех случаях условия нормальные.

Решение:

а) Пользуясь формулой $\gamma = m/M$, где γ — число молей, m — масса (в г), M — молярная масса (в г/моль), находим число молей, соответствующее 1 г N_2 и 1 г CO_2 :

$$\begin{aligned}\gamma(N_2) &= \frac{m(N_2)}{M(N_2)} = \\ &= \frac{1г}{28г/моль} = \frac{1}{28} \text{ моль};\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\gamma(CO_2) &= \frac{m(CO_2)}{M(CO_2)} = \\ &= \frac{1г}{44г/моль} = \frac{1}{44} \text{ моль}.\end{aligned}$$

Отсюда следует, что 1 г N_2 и 1 г CO_2 содержат различное количество вещества, то есть различное число молекул.

2. СТРОЕНИЕ АТОМА. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ.

Атомная орбиталь — часть пространства вокруг ядра атома, в которой вероятность нахождения данного электрона наибольшая (90%).

ЭНЕРГЕТИЧЕСКИЙ УРОВЕНЬ И ПОДУРОВЕНЬ

Энергетический уровень — это совокупность орбиталей, которые имеют одинаковые значения главного квантового числа. Число энергетических уровней атома равно номеру периода, в котором он расположен. Например, калий (К) — элемент четвертого периода, имеет 4 энергетических уровня ($n = 4$).

Энергетический подуровень — совокупность орбиталей с одинаковыми значениями главного и орбитального квантовых чисел. Энергетический подуровень обозначается латинскими буквами: s, p, d, f и т. д. Например, $n = 2, l = 0, 1$. Значит, на 2 уровне есть подуровень s ($l = 0$) и подуровень p ($l = 1$).

ПРИНЦИП ПАУЛИ

В атоме не может быть двух электронов с одинаковым набором всех четырех квантовых чисел. Следовательно, на одной орбитали может находиться максимально 2 электрона, которые имеют одинаковый набор трех квантовых чисел (n , l , m) и должны отличаться спиновым квантовым числом (s).

ХАРАКТЕРИСТИКА 4 КВАНТОВЫХ ЧИСЕЛ:

1. Главное квантовое число (n) — характеризует энергию и размер орбитали. Оно принимает значения от 1 до ∞ : $n = 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7$.

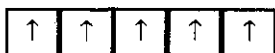
2. Побочное (орбитальное) квантовое число (l) — характеризует форму орбиталей и принимает значения от 0 до $(n-1)$: $l = 0, 1, 2, 3, 4$. Например, если $n = 2$, то l имеет 2 значения: 0, 1. Значит, на 2 энергетическом уровне есть сферическая орбиталь ($l = 0$) и в виде объемной восьмерки (гантелеобразная) ($l = 1$).

3. Магнитное квантовое число (m) — характеризует количество орбиталей одинаковой формы и ориентацию их в электромагнитном поле ядра атома. Оно принимает значения в интервале от $-l$ до $+l$. Для каждого значения разрешено $(2l + 1)$ значений числа m . Например, если $l = 1$, то m имеет $(2 \times 1 + 1)$ 3 значения: $-1, 0, +1$.

4. Спиновое квантовое число (s) — характеризует вращение электрона вокруг своей оси и принимает только 2 значения: $+1/2$ (\uparrow) и $-1/2$ (\downarrow). (Спин электрона — свойство электрона вести себя как крошечный магнит).

ПРАВИЛО ГУНДА

Электроны, заполняющие данный энергетический уровень, стремятся занять максимальное количество орбиталей, располагаясь на каждой по одному, чтобы суммарный спин был максимален. Например, $3d^5$:



$$+ \frac{1}{2} + \frac{1}{2} + \frac{1}{2} + \frac{1}{2} + \frac{1}{2}$$

Задачи:

1. Каковы значения квантовых чисел n , l и m для орбиталей, входящих в $3d$ -подоболочку (подуровень)?

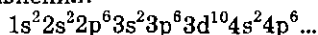
Ответ. Цифра, указанная в обозначении подуровня, является главным квантовым числом. Следовательно, $n = 3$. Буква в этом обозначении соответствует значению квантового числа l , s -орбитали имеют $l = 0$, p -орбитали $l = 1$, а d -орбитали $l = 2$. Следовательно, для $3d$ -подуровня $l = 2$. Квантовое число может принимать все целочисленные значения от -1 до $+1$. Следовательно, может быть равно $-2, -1, 0, 1, 2$. Таким образом, возможно существование всего пяти $3d$ -орбиталей.

2. Определите количество орбиталей, для которых $n = 4$, укажите значения чисел n, l, m для каждой из этих орбиталей.

①

ЭЛЕКТРОННАЯ КОНФИГУРАЦИЯ

Электронная конфигурация — это конкретное распределение электронов по орбиталам атома. Электронная конфигурация атома записывается с помощью электронного уравнения:



Энергетический уровень, занятый электронами, называется электронным слоем или электронной оболочкой.

Валентные электроны — электроны, принимающие участие в образовании химических связей. Обычно это электроны внешней электронной оболочки.

Химический символ с указанием валентных электронов в виде точек представляет собой валентную структуру атома (\ddot{O} ; Na^{\cdot}).

Период — это совокупность элементов, расположенных в порядке возрастания зарядов ядер атомов и характеризующихся одинаковым числом электронных слоев.

Число элементов в периоде определяется числом подуровней, заполняющихся электронами: s^2 — первый период (2 элемента), s^2, p^6 — 2 и 3 периоды (по 8), s^2, p^6, d^{10} — 4 и 5 периоды (по 18), s^2, p^6, d^{10-6} (32) и 7 период (незавершенный). В начале периода заполняются ns^{1-2} , в конце np^{1-6} -орбитали, исклю-

①

чая 1 период. Эти элементы образуют 8 главных (А) подгрупп периодической системы.

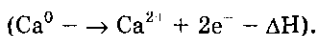
Главная подгруппа (А) – совокупность химических элементов, расположенных по вертикали и имеющих одинаковое число электронов на внешнем энергетическом уровне (s-, p-элементы).

Побочная подгруппа (В) – совокупность химических элементов, расположенных по вертикали и имеющих одинаковое число электронов на внешнем (n) и предвнешнем (n-1) уровне (d-элементы).

Ответ. Для $n = 4$ возможные значения чисел l таковы: 0, 1, 2 и 3. Это соответствует 4s-, 4p-, 4d- и 4f-подуровням. В них существует одна 4s-орбиталь ($n = 4, l = 0, m_l = 0$), три 4p-орбитали ($n = 4, l = 1, m_l = -1, 0, 1$), пять 4d-орбиталей ($n = 4, l = 3, m_l = -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3$).

ЭНЕРГИЯ ИОНИЗАЦИИ

Энергия ионизации (мера проявления металлических свойств) — это энергия, необходимая для отрыва электрона от атома.



Чем больше электронов на внешнем электронном слое, тем больше энергия ионизации. С увеличением радиуса атома энергия ионизации уменьшается. Этим объясняется уменьшение металлических свойств в периодах слева направо и увеличение металлических свойств в группах сверху вниз. Цезий (Cs) — самый активный металл.

Энергия сродства к электрону (мера проявления неметаллических свойств) — энергия, которая выделяется в результате присоединения электрона к атому ($\text{Cl}^0 + 1e^- \rightarrow \text{Cl}^- + \Delta H$). С увеличением числа электронов на внешнем электронном слое энергия сродства к электрону увеличивается, а с увеличением радиуса атома — уменьшается. Этим объясняются увеличение неметаллических свойств в периодах слева направо и уменьшение неметаллических свойств в главных подгруппах сверху вниз.

ЭЛЕКТРОННАЯ КОНФИГУРАЦИЯ АТОМА

Для изображения конфигурации атома (строения электронных оболочек) необходимо знать:

1. Место элемента в периодической таблице Д.И. Менделеева.

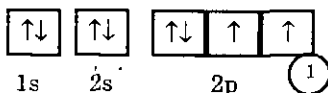
2. Общее число электронов в атоме (равно порядковому номеру).

3. Максимальное число электронов на уровне ($2n^2$).

4. Порядок заполнения электронами подуровней и орбиталей, т. е. последовательность атомных орбиталей в порядке повышения энергии.

Например: Элемент кислород с порядковым номером 8 находится во втором периоде ($n = 2$), в 6 группе, главной подгруппе. Это р-элемент. Его восемь электронов распределяются на двух уровнях: первом (K) и втором (L). На 1s и 2s-орбиталях помещается по 2 электрона. Остаются еще 4 электрона, которые следует поместить на трех 2p-орбиталях. Следуя правилу Гунда, поместим по одному электрону на каждую 2p-орбиталь.

Четвертый электрон должен быть спарен с одним из трех электронов, уже находящихся на 2p-орбиталях, поэтому правильная электронно-графическая формула кислорода имеет следующий вид:



①

Соответствующая электронная конфигурация записывается в виде $1s^2 2s^2 2p^4$ или в виде $[\text{He}] 2s^2 2p^4$. Электроны конфигурации $1s^2$ или $[\text{He}]$ образуют внутреннюю оболочку, или остов, атома кислорода. Электроны конфигурации $2s^2 2p^4$ находятся на внешней оболочке и относятся к валентным электронам.

Обратите внимание на то, что номер группы у элементов главной подгруппы показывает число электронов на внешней оболочке. У кислорода на внешней оболочке 6 электронов (элемент 6 группы главной подгруппы).

3. СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА

ТИПЫ ХИМИЧЕСКИХ СВЯЗЕЙ

Электроотрицательность — мера способности атома, связанного с другим атомом, притягивать к себе электроны. В периодической системе с увеличением числа электронов на внешнем электронном слое слева направо электроотрицательность увеличивается, а сверху вниз с увеличением радиуса атома электроотрицательность уменьшается.

Ковалентная связь — связь, образованная двумя или несколькими атомами неметаллов за счет образования общих электронных пар. Разновидности ковалентной связи: полярная, неполярная, донорно-акцепторная.

Неполярная ковалентная связь — образуется между атомами с одинаковыми значениями электроотрицательности (O_2 , N_2 , H_2). В этом случае электронная плотность симметрична относительно ядер атомов и дипольный момент равен нулю.

Полярная ковалентная связь — образуется между атомами с различными значениями электроотрицательности (HCl , H_2S , NH_3). В этом случае общие электронные пары (электронная плотность) смещены к более электроотрицательному элементу.

ВАЛЕНТНОСТЬ

Валентность — это способность атома соединяться с другими атомами. С точки зрения теории строения атомов валентность определяется числом химических связей (или числом общих электронных пар), которыми данный атом соединен с другими.

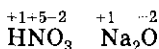
Высшая валентность элемента численно равна номеру группы, в которой расположен данный элемент по таблице Д.И. Менделеева.

1

1

СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ

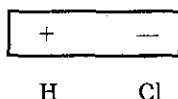
Степень окисления — это условный заряд атома в молекуле, если считать, что все молекулы состоят из ионов. Степень окисления рассчитывается алгебраически, учитывая, что сумма положительных и отрицательных зарядов в молекуле равна нулю.



Задача. Напишите электронную конфигурацию иона Co^{+2} и иона Co^{+3} .

Ответ. Кобальт (элемент с атомным номером 27) имеет электронную конфигурацию $[\text{Ar}] 4s^2 3d^7$. Для образования иона с зарядом +2 атом кобальта должен отдать два электрона. Сначала происходит потеря 4s-электронов, а затем 3d-электронов. Следовательно, ион Co^{+2} должен иметь электронную конфигурацию $[\text{Ar}] 3d^7$. Для образования иона Co^{+3} требуется отнять еще один электрон. Поэтому кобальт-ион Co^{+3} должен иметь электронную конфигурацию $[\text{Ar}] 3d^6$.

В результате возникает электрический диполь:



Донорно-акцепторная связь — разновидность ковалентной связи, образуемая за счет электронных пар одного из атомов (донора) и свободной орбитали другого (акцептора).

Ионная связь — образуется при помощи электростатического притяжения ионов металлов и неметаллов (AlCl_3 , CuO , FeS). Ее можно рассматривать как предельно поляризованную ковалентную связь, когда электронные пары, связывающие атомы, полностью перешли к более электроотрицательному атому.

Водородная связь — это связь, возникающая между ионом водорода и сильно электроотрицательным атомом (O, F, N и др.), входящим в состав молекулы. Водородная связь может быть межмолекулярной и внутримолекулярной.

Задача. Укажите тип химической связи и объясните формулы следующих водородных соединений: NaH , MgH_2 , AlH_3 , SiH_4 , PH_3 , H_2S , HCl .

Ответ. Гидриды металлов представляют собой ионные соединения, состоящие из катионов металлов и гидрид-ионов H^- . Стремясь приобрести электронную конфигурацию благородного газа, атом натрия отдает один электрон ($\text{Na}^0 \rightarrow \text{Na}^+ + 1e^-$), магний отдает два электрона ($\text{Mg}^0 \rightarrow \text{Mg}^{+2} + 2e^-$), алюминий отдает три электрона ($\text{Al}^0 \rightarrow \text{Al}^{+3} + 3e^-$). На каждый отданный электрон приходится один гидрид-ион ($\text{H}^0 + 1e^- \rightarrow \text{H}^-$). Следовательно, три первых соединения отвечают составу Na^+H^- , Mg^{+2}H^- , Al^{+3}H^- . Остальные соединения лучше рассматривать как ковалентные полярные, в которых происходит обобществление электронной пары между центральным атомом и каждым атомом водорода. Атому кремния, элементу группы 4А, требуется 4 электрона, чтобы приобрести конфигурацию благородного газа из восьми валентных электронов. Атому фосфора необходимо три электрона, сере — два, а хлору — один электрон. Формулы водородных соединений находятся в соответствии с числом электронов, необходимых для завершения октета.

КРИСТАЛЛИЧЕСКИЕ И АМОРФНЫЕ ВЕЩЕСТВА. ИХ РАЗЛИЧИЕ.

В кристаллических веществах атомы расположены в строгом порядке — в узлах кристаллической решетки. В аморфных веществах атомы расположены беспорядочно, так же, как и в жидкостях. Кристаллические вещества имеют строго определенную температуру плавления. Это объясняется так: атомы в узлах кристаллической решетки не могут свободно двигаться, а могут лишь совершать небольшие колебания. При нагревании твердого кристаллического вещества атомы в узлах решетки начинают колебаться сильнее. Наконец, при какой-то определенной температуре колебания становятся настолько сильными, что атомы больше не могут удерживаться в кристаллической решетке и вещество плавится, превращаясь в жидкость. Аморфные вещества не имеют строго определенной температуры плавления. Так как в аморфном веществе атомы расположены беспорядочно, то при повышении температуры они приобретают все большую свободу движения, и вещество не плавится, а постепенно размягчается, превращаясь в очень вязкую жидкость. Чем выше температура, тем меньше вязкость, тем более подвижна жидкость.

Задача. Какое соединение является более прочным и почему: а) иодид натрия или иодид калия; б) фторид натрия или хлорид натрия; в) иодид кальция или бромид кальция; г) фторид или хлорид калия?

В веществах с ионной кристаллической решеткой химическая связь тем прочнее, чем сильнее притягиваются друг к другу разноименно заряженные ионы.

а) У ионов натрия размер меньше, чем у ионов калия. Чем меньше расстояние между заряженными частицами, тем больше по закону Кулона силы взаимного притяжения, поэтому ионы натрия и йода притягиваются сильнее, чем ионы калия и йода, и в иодиде натрия химическая связь прочнее, чем в иодиде калия.

б) Размер фторид-ионов меньше, чем хлорид-ионов, поэтому в бромиде кальция химическая связь прочнее, чем в иодиде кальция.

г) Размер фторид-ионов меньше, чем хлорид-ионов. У ионов калия и кальция размер примерно одинаковый, и к тому же ионы кальция имеют заряд $+2$, а ионы калия $+1$. По закону Кулона сила взаимодействия между заряженными частицами пропорциональна квадрату их заряда, поэтому притяжение ионов фтора и кальция будет больше, чем хлора и калия.

ТЕМПЕРАТУРА ПЛАВЛЕНИЯ ВЕЩЕСТВ

Температура плавления веществ с различными кристаллическими решетками: а) ионной, б) атомной, в) молекулярной.

В ионной решетке разноименно заряженные ионы сильно притягиваются друг к другу. В атомной решетке атомы прочно удерживаются вместе ковалентными связями. В обоих случаях между ионами или атомами есть прочная химическая связь. Поэтому вещества и с атомными, и ионными кристаллическими решетками имеют высокие температуры плавления. В молекулярных кристаллических решетках молекулы не связаны химической связью, поэтому вещества с молекулярными решетками имеют низкие температуры плавления.

РАСТВОРЫ

Растворы — это однофазные системы переменного состава, состоящие из нескольких компонентов, один из которых является растворителем, а другие — растворенными веществами. То, что растворы однофазные системы, роднит их с химическими соединениями, а то, что они являются системами переменного состава, сближает их с механическими смесями. Поэтому и считают, что растворы имеют двойственную природу: с одной стороны, они сходны с химическими соединениями, а с другой — с механическими смесями.

Растворение — это физико-химический процесс. При физическом явлении разрушается кристаллическая решетка и происходит диффузия молекул растворенного вещества. При химическом явлении в процессе растворения молекулы растворенного вещества реагируют с молекулами растворителя.

Процесс растворения сопровождается выделением или поглощением теплоты. Эту теплоту, отнесенную к одному молю вещества, называют тепловым эффектом растворения, Q_r .

Общий тепловой эффект растворения зависит от тепловых эффектов: а) разрушения кристаллической решетки (процесс всегда идет с затратой энергии — Q_1); б) диффузии растворенного ве-

щей решетки, оказывается большей, чем энергия, выделяющаяся при гидратации, и в целом раствор охлаждается.

Тепловой эффект растворения серной кислоты состоит, главным образом, из теплоты гидратации ионов, поэтому раствор разогревается.

Растворимость вещества — это его способность распределяться в среде растворителя. Растворимость (или коэффициент растворимости) определяется максимальным количеством граммов вещества, которое может раствориться в 100 граммах растворителя при данной температуре.

Растворимость большинства твердых веществ увеличивается с нагреванием. Есть исключения, то есть такие вещества, растворимость которых с увеличением температуры мало меняется (NaCl) или даже падает (Ca(OH)_2).

Растворимость газов в воде падает с нагреванием и увеличивается с повышением давления.

Растворимость веществ связана с природой растворенного вещества. Полярные и ионные соединения, как правило, хорошо растворяются в полярных растворителях, а неполярные соединения — в неполярных растворителях. Так, хлороводород и аммиак хорошо растворяются в воде, тогда как водород, хлор, азот растворяются в воде значительно хуже.

1

3

щества в растворителе (затрата энергии $-Q_2$); в) гидратации (выделение теплоты, $+Q_3$, так как гидраты образуются за счет возникновения непрочной химической связи, что всегда сопровождается выделением энергии). Общий тепловой эффект растворения Q_p будет равен сумме названных тепловых эффектов: $Q_p = (-Q_1) + (-Q_2) + (+Q_3)$; если $Q_1 > Q_3$, то растворение идет с поглощением теплоты, то есть процесс эндотермический, если $Q_1 < Q_3$, то растворение идет с выделением теплоты, то есть процесс экзотермический. Например, растворение NaCl , KNO_3 , NH_4CNS идет с поглощением теплоты, растворение NaOH , H_2SO_4 — с выделением теплоты.

Задача. Почему при растворении в воде хлорида натрия температура раствора понижается, а при растворении серной кислоты — повышается?

Ответ. При растворении хлорида натрия идет разрушение кристаллической решетки, что сопровождается затратой энергии. На процесс диффузии затрачивается незначительное количество энергии. Гидратация ионов всегда сопровождается выделением энергии. Следовательно, если в процессе растворения понижается температура, то энергия, необходимая для разрушения кристалличес-

Диспергирование означает дробление. При растворении вещества измельчаются, то есть дробятся. Поэтому истинные и коллоидные растворы, а также взвеси (суспензии и эмульсии) относят к дисперсным системам.

Дисперсные системы состоят из дисперсной фазы (растворенного вещества) и дисперсионной среды (растворителя).

Деление дисперсных систем по размерам частиц дисперсной фазы (растворенного вещества).

1. Грубодисперсные системы (взвеси). Размеры частиц более 100 нм.

а) суспензии — смесь глины с водой;

б) эмульсии — смесь растительного масла с водой.

2. Тонкодисперсные системы. По размерам частиц их делят на: коллоидные растворы и истинные растворы.

В коллоидных растворах размеры частиц дисперсной фазы от 1 до 100 нм. Протоплазма клеток, кровь, молоко, сок растений — это сложные коллоидные растворы.

Коллоидные частицы имеют сложное строение. Они состоят из ядер и адсорбированных и притянутых ионов. Рассмотрим строение коллоидной частицы кремниевой кислоты, которая образовалась в результате взаимодействия очень разбавленных растворов силиката натрия и соляной кислоты ($\text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{HCl} = \text{H}_2\text{SiO}_3 + 2\text{NaCl}$). Если Na_2SiO_3 находится в избытке, то кремниевая кислота не выпадает в осадок, а образуется прозрачный коллоидный раствор H_2SiO_3 . Ядро коллоидной частицы нейтрально, оно состоит из m молекул H_2SiO_3 . На поверхности ядра адсорбируются n ионов SiO_3^{2-} , это потенциалопределяющие ионы, так как они обуславливают заряд частицы коллоидного раствора.

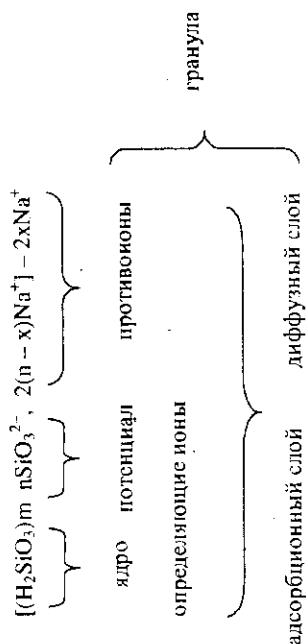
Адсорбированные потенциалопределяющие ионы притягивают из раствора ионы противоположного знака — противоионы. В данном случае это ионы Na^+ , причем часть их $2(n - x)$ адсорбируется на частице. Адсорбированные ионы SiO_3^{2-} вместе с противоионами Na^+ образуют адсорбционный слой. Другая часть противоионов $2x\text{Na}^+$ находится в жидкой фазе и образует подвижный диффузный слой.

Ядро вместе с адсорбционным слоем называется гранулой.

В нашем примере гранула заряжена отрицательно, так как адсорбция ионов SiO_3^{2-} происходит сильнее, чем ионов Na^+ .

Коллоидная частица вместе с противоионами диффузного слоя называется мицеллой. Это отдельная частица коллоидного раствора.

Мицелла (коллоидная частица)



2

ИСТИННЫЕ РАСТВОРЫ

Истинные растворы прозрачные. Отдельные частицы (молекулы, ионы) нельзя обнаружить даже при помощи ультрамикроскопа. Они не осаждаются и не задерживаются фильтрами.

Грубодисперсные растворы (суспензии и эмульсии) мутные по внешнему виду. В них частицы видны невооруженным глазом. Легко осаждаются, иногда в течение нескольких минут. Задерживаются обычными фильтрами, например фильтровальной бумагой.

Коллоидные растворы занимают промежуточное положение между истинными растворами и грубодисперсными растворами. Они прозрачные на вид. Отдельные частицы обнаруживаются только при помощи ультрамикроскопа. Осаждаются с трудом. Задерживаются только ультрафильтрами с очень маленькими порами (пергаментная бумага, животный пузырь).

Коллоидные растворы рассеивают свет — при пропускании света через прозрачный сосуд с раствором можно наблюдать светящийся конус.

1

КОНЦЕНТРАЦИЯ

Концентрация — это содержание растворенного вещества в определенном количестве или объеме раствора. Массовая доля растворенного вещества (w) выражается в долях единицы и показывает массу растворенного вещества в определенной массе раствора. Это определение выражается формулой $w = m_1/m_2$, где w — массовая доля растворенного вещества, m_1 — масса растворенного вещества, m_2 — масса раствора.

Массовая доля растворенного вещества, выраженная в %, ($w\%$), называется массовой процентной концентрацией.

Задача. Определить массовую долю растворенного вещества хлорида натрия в растворе, полученном растворением 15 г NaCl в 235 г воды.

Исходя из данных задачи, находим массу раствора: $m(\text{р-р}) = 235 + 15 = 250$ г. Находим массовую долю хлорида натрия в растворе: $W(\text{NaCl}) = m(\text{NaCl})/m(\text{р-ра}) = 15 \text{ г} / 250 \text{ г} = 0,06$, или 6%.

Задача. Хлорид кальция уменьшает проницаемость сосудов, оказывает противоаллергическое и противовоспалительное действие. Найти массовую долю и процентную концентрацию раствора, если для приготовления лекарственного препарата 45 г хлорида кальция CaCl_2 растворили в 400 мл воды.

— объем раствора, γ — число молей растворенного вещества, то есть количество вещества (m/M).

1. Определяют, сколько граммов NaCl содержится в 1000 мл раствора:

$$m(\text{NaCl}) = \frac{4,452 \cdot 1000 \text{ мл}}{500 \text{ мл}} = 8,9 \text{ г (NaCl)}$$

Решение:

1. Определяют общую массу полученного раствора: $400 \text{ г (H}_2\text{O)} + 45 \text{ г (CaCl}_2\text{)} = 445 \text{ г}$ (раствора).

2. Определяют массовую долю вещества хлорида кальция (CaCl_2) в растворе: $w(\text{CaCl}_2) = 45 \text{ г (CaCl}_2\text{)}/445 \text{ г (р-ра)} = 0,101$, или $10,1\%$.

Задача. Массовая доля йода в щитовидной железе составляет $0,12\%$. Масса щитовидной железы 40 г . Определит массу йода, которая содержится в щитовидной железе.

Решение:

1. Определяют массу йода в 100 г щитовидной железы. Массовая доля йода в щитовидной железе составляет $0,12\%$. Следовательно, в 100 г ее содержится $0,12 \text{ г}$ йода.

2. Определяют массу йода в 40 г железы: $m(\text{J}_2) = 0,0012 \text{ г} \times 40 = 0,48 \text{ г (J}_2\text{)}$.

Задача. Что показывает молярная концентрация? Определите молярную концентрацию изотонического раствора NaCl , в 500 мл которого содержится $4,45 \text{ г NaCl}$.

Решение. Молярная концентрация (C) показывает количество молей растворенного вещества, содержащихся в 1 л раствора. Молярная концентрация определяется по формуле $C = m/M \times V$, или $C = \gamma/V$, где C — молярная концентрация, m — масса растворенного вещества, M — молярная масса растворенного вещества, V

СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Под скоростью химической реакции понимают изменение концентрации реагирующих или образующихся веществ в единицу времени, то есть:

$$V = \frac{\Delta c}{\Delta t}$$

Единицей измерения скорости химической реакции служит моль л⁻¹с⁻¹.

Скорость химической реакции зависит:

1. От природы реагирующих веществ.

2. Для веществ в растворенном и газообразном состоянии скорость химических реакций зависит от концентрации реагирующих веществ.

3. Для веществ в твердом состоянии скорость реакции прямо пропорциональна поверхности соприкосновения реагирующих веществ.

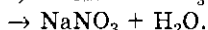
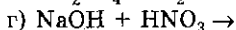
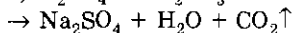
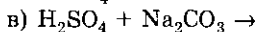
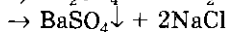
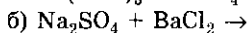
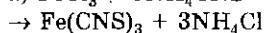
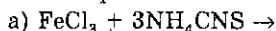
4. При повышении температуры скорость большинства реакций увеличивается.

5. Скорость химической реакции зависит от присутствия катализатора или ингибитора.

Реакции, которые протекают в однородной среде, например, в смеси газов или в растворе, называют **гомогенными**.

Гетерогенные — это такие реакции, которые идут на поверхности соприкоснове-

Задача. Указать, какая из реакций будет обратимой, а какая необратимой и почему?



Решение. Реакция а) обратима, поскольку продукты реакции не выходят из сферы реакции; реакции б), в), г) необратимы: в реакциях б) и в) образующиеся продукты выводятся из сферы реакции, а в случае г) образуется малодиссоциируемое соединение — вода и равновесие реакции полностью смещено в сторону образования продуктов реакции.

ния твердого вещества и газа, твердого вещества и жидкости и т. д.

Гомогенные системы:

- 1) $2\text{CO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{CO}_2(\text{г})$
- 2) $2\text{HBr}(\text{г}) \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{г}) + \text{Br}_2(\text{г})$
- 3) $\text{N}_2\text{O}_4(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{г})$

Гетерогенные системы:

- 1) $\text{CaCO}_3(\text{тв}) \rightleftharpoons \text{CaO}(\text{тв}) + \text{CO}_2(\text{г})$
- 2) $\text{CO}_2(\text{г}) + \text{C}(\text{тв}) = 2\text{CO}(\text{г})$
- 3) $4\text{H}_2\text{O}(\text{ж}) + 3\text{Fe}(\text{тв}) \rightleftharpoons 4\text{H}_2(\text{г}) + \text{Fe}_3\text{O}_4(\text{тв})$

Задача. Во сколько раз возрастет скорость реакции при повышении температуры на 30° ? Температурный коэффициент равен 3.

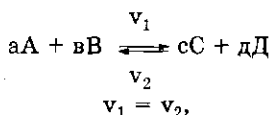
Решение. По правилу Вант-Гоффа, $V_{T_2} = V_{T_1} \cdot \gamma$. По условию задачи требуется определить: V_{T_2}/V_{T_1} . Подставим в формулу данные и решим:

$$\begin{aligned} \frac{V_{T_2}}{V_{T_1}} &= \frac{T_2 - T_1}{\gamma^{10}} = \frac{30}{3^{10}} = \\ &= 3^3 = 27. \end{aligned}$$

Задача. Взяты два кусочка серы одинаковой массы. Один из них измельчен в порошок, после чего порошок и кусочек серы поместили в кислород и подожгли. В каком случае реакция пойдет быстрее и почему?

Решение. Реакция с измельченной серой пойдет быстрее, поскольку в этом случае созданы лучшие условия для диффузии кислорода, а значит, и лучший контакт реагирующих веществ.

Химическое равновесие наступает при условии, когда скорости прямой и обратной реакций равны. Например, если в реакции:



то система находится в состоянии химического равновесия.

Задача. Почему с увеличением концентрации исходных веществ скорость реакции возрастает? Запишите эту зависимость в общем виде в математической форме.

Решение. При увеличении концентрации реагирующих веществ скорость реакции увеличивается потому, что растет число столкновений, а следовательно, и вероятность химического превращения. Для реакции в общем виде $aA + bB \rightarrow cA + bB$ можно записать скорость реакции $v = K[A]^a \cdot [B]^b$, где $[A]$ и $[B]$ — концентрации исходных веществ, моль/л; K — константа скорости реакции. Если $[A] = [B] = 1$ моль/л, то $K = v$, то есть K — это скорость реакции при условии, что концентрации исходных веществ равны одному моль в литре.

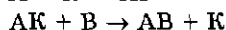
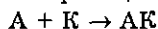
Задача. Почему при повышении температуры скорость реакции возрастает? Выразите эту зависимость математически.

Вещества, которые ускоряют химические реакции, но сами при этом не расходуются, называются катализаторами. Например, разложение бертолетовой соли и пероксида водорода ускоряется в присутствии оксида марганца (IV).

Различают гомогенный и гетерогенный катализ. В первом случае катализатор и реагирующие вещества находятся в одинаковом агрегатном состоянии (образуют одну фазу), во втором — в разных агрегатных состояниях (фаза).

Для объяснения каталитического действия при гомогенном катализе выдвинута гипотеза об образовании промежуточных продуктов с участием катализатора.

$A + B \rightarrow AB$ — некаталитическая реакция.



$A + K + B = AB + K$ — каталитическая реакция.

Ускорение реакции достигается за счет того, что промежуточные продукты имеют более низкую энергию активации, чем продукты некаталитической реакции.

При гетерогенном катализе согласно адсорбционной теории катализа реагирующие вещества адсорбируются на поверхности катализатора, в результате чего происходит их активация. Актив-

вация молекул является результатом ослабления в них химических связей, некоторой деформации, увеличения расстояния между атомами, а иногда и диссоциации молекул на атомы под действием так называемых активных центров поверхности гетерогенного катализатора.

Решение. Простейшая зависимость скорости реакции от температуры выражается правилом Вант-Гоффа, согласно которому при повышении температуры на каждые 10 градусов скорость большинства реакций увеличивается в 2-4 раза:

$$\frac{T_2 - T_1}{10^\circ}$$

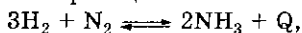
$$V_{T_2} = V_{T_1} \gamma$$

Повышение температуры приводит к увеличению скорости реакции, так как при этом резко возрастает число активных молекул. За счет дополнительной энергии, полученной системой извне, молекулы приобретают необходимый запас энергии активации и, таким образом, становятся реакционноспособными.

ПРИНЦИП ЛЕ-ШАТЕЛЬЕ

Если на систему, которая находится в состоянии динамического равновесия, оказывать внешнее воздействие, то в системе будут протекать процессы, направленные на уменьшение этого внешнего воздействия. Так, например, если: а) повышать температуру, то равновесие сместится в сторону эндотермической реакции; б) понижать температуру, то равновесие сместится в сторону экзотермической реакции; в) повышать давление — равновесие сместится в сторону образования меньшего числа молекул; г) понижать давление — равновесие сместится в сторону образования большего числа молекул; д) увеличивать концентрацию исходных веществ — равновесие сместится в сторону образования продуктов реакции; е) увеличивать концентрацию продуктов реакции — равновесие сместится в сторону образования исходных веществ.

Задача. Как сместится равновесие реакции



если: а) повысить температуру? б) понизить температуру? в) увеличить давление? г) понизить давление? д) увеличить концентрацию водорода?

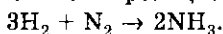
Решение. В соответствии с принципом Ле-Шателье и с учетом заданных условий в случае а) равновесие

①

сместится влево; в случаях б) и в) — вправо; в случае г) — влево (в исходных веществах четыре молекулярных объема, а в конечных — два); в случае д) равновесие сместится в сторону синтеза аммиака.

Задача. Во сколько раз возрастет скорость реакции синтеза аммиака, если концентрацию водорода увеличить в 5 раз?

Решение. Синтез аммиака описывается реакцией:



В общем виде скорость этой реакции можно записать:

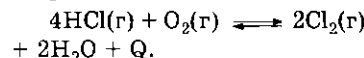
$$V = K[\text{H}_2]^3 \cdot [\text{N}_2].$$

Если $[\text{H}_2] = a$ моль/л, а $[\text{N}_2] = b$ моль/л, то $v_1 = K \cdot a^3 \cdot b$; при увеличении концентрации водорода в 5 раз скорость реакции станет равной $v_2 = K[5a]^3 b$. А в целом скорость реакции увеличится во столько раз, во сколько раз v_2 больше v_1 , т. е.:

$$\frac{V_2}{V_1} = \frac{K[5a]^3 b}{K[a]^3 b} = 5^3 = 125 \text{ (раз)}$$

Задача. Какое влияние на равновесное состояние системы $4\text{HCl}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{Cl}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{г}) + Q$ окажут: а) увеличение давления, б) повышение температуры, в) введение катализатора?

Решение.



ЭКЗОТЕРМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ

Экзотермические реакции — это реакции, происходящие с выделением теплоты. Эндотермические реакции — это реакции, происходящие с поглощением теплоты.

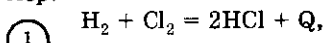
Тепловой эффект химической реакции — это количество выделенной или поглощенной теплоты в результате химической реакции.

Энтальпия (H) — это определенное свойство вещества, оно является мерой энергии, накапливаемой веществом при его образовании. Доказано, что в химических процессах, протекающих при постоянном давлении, выделившееся (или поглощенное) тепло есть мера уменьшения (или, соответственно, увеличения) энтальпии реакции, ΔH .

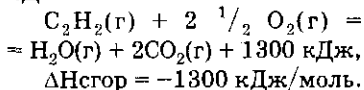
Таким образом, при экзотермических реакциях, когда тепло выделяется, ΔH отрицательно. При эндотермических реакциях (тепло поглощается) ΔH положительно.

В термохимических уравнениях реакций записывают значения ΔH — разность энтальпий продуктов реакции и исходных веществ.

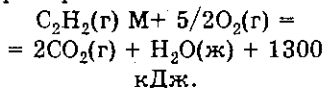
Наряду с энтальпией используют равную по абсолютной величине и противоположную по знаку величину, например:



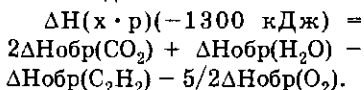
Теплотой сгорания соединения называется количество теплоты, которое выделяется при сгорании одного моля вещества. Например, теплота сгорания ацетилена равна 1300 кДж:



Закон Гесса (его называют также законом суммы тепловых эффектов). Тепловой эффект химической реакции зависит от состояния исходных веществ и продуктов реакции, но не зависит от промежуточных стадий реакций. Следствие, вытекающее из закона Гесса: тепловой эффект химической реакции равен разности суммы теплот образования продуктов реакции и суммы теплот образования исходных веществ. Суммирование проводится с учетом числа молей веществ, участвующих в реакции, т. е. стехиометрических коэффициентов в уравнении протекающей реакции. Например:



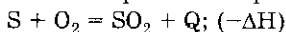
Отсюда можно записать:



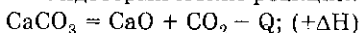
③

ПРИМЕРЫ ЭКЗОТЕРМИЧЕСКИХ И ЭНДОТЕРМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Экзотермические реакции:



Эндотермические реакции:



Химические уравнения показывают, какие вещества и в каких соотношениях вступают в реакцию и какие вещества и в каких соотношениях при этом образуются. Термохимические уравнения показывают, кроме того, какое количество теплоты выделяется или поглощается:

$$C(r) + O_2(r) = CO_2(r) + 402 \text{ кДж}$$

$$N_2(r) + O_2(r) + 2NO(r) - 180,8 \text{ кДж.}$$

Задача. Вычислите, сколько сгорело угля, если при этом выделилось 33520 кДж тепла. Тепловой коэф. реакции горения углерода равен 402 кДж.

Решение. $C + O_2 = CO_2 + 402 \text{ кДж}$. По уравнению реакции при сгорании 1 моль углерода выделяется 402 кДж тепла. Вычислим количество вещества сгоревшего углерода:

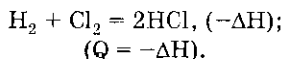
$$\gamma = \frac{33520 \text{ кДж}}{402 \text{ кДж}} \approx 83,8 \text{ моль}$$

Молярная масса углерода равна 12 г/моль. Вычислим массу сгоревшего углерода: $m(C) = \gamma(C) \cdot M(C) = 83,3 \text{ моль} \cdot 12 \text{ г/моль} = 1000 \text{ г}$.

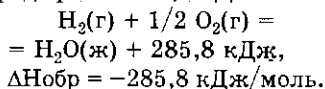
Ответ: сгорело 1000 г

① угля.

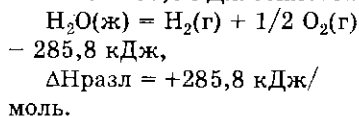
где Q — количество выделенной теплоты. Если использовать энтальпию (характеристику энергосодержания системы), то это уравнение следует записать иначе:



Теплотой образования соединения называется количество теплоты, которое выделяется или поглощается при образовании одного моля химического соединения из простых веществ при стандартных условиях ($P = 101,3 \text{ Па}$, $T = 298\text{К}$). Она измеряется в кДж/моль. Так, например, теплота образования одного моля жидкой воды из 2 г (один моль) водорода и 16 г (0,5 моль) кислорода равна 285,8 кДж:



Теплотой разложения соединения называется количество теплоты, которое выделяется или поглощается при разложении одного моля вещества при стандартных условиях. Теплота разложения данного соединения равна теплоте его образования, но имеет противоположный знак. Так, при разложении 1 моль воды поглотится 285,8 кДж теплоты:



②

ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ

Электролитической диссоциации подвергаются полярные молекулы. Как правило, это молекулы с ионной или ковалентной полярной связью.

Основные положения теории электролитической диссоциации следующие:

а) диссоциация электролитов происходит под действием полярных молекул растворителя;

б) диссоциация — обратимый процесс;

в) диссоциирующие молекулы распадаются на катионы — положительно заряженные частицы и анионы — отрицательно заряженные частицы;

г) суммарный заряд всех катионов равен суммарному заряду всех анионов;

д) под действием электрического тока в растворах электролитов начинается направленное движение ионов, катионы движутся к катоду, а анионы — к аноду;

е) диссоциация многоосновных кислот и многокислотных оснований происходит ступенчато.

Задача. Возможна ли диссоциация хлорида натрия в четыреххлористом углероде?

Решение. Диссоциация NaCl в растворе CCl_4 невозможна, поскольку четыреххлористый углерод является неполярным растворителем, а диссоциация возможна только под действием молекул полярных растворителей.

1

Понятия «сильный электролит» и «сильная кислота»; «сильный электролит» и «сильное основание».

Если кислота (основание) относится к сильным кислотам (основаниям), то это значит, что она (оно) практически полностью диссоциирует. Таким образом, между понятием «сильный электролит» и «сильная кислота» (основание) существует прямая связь.

Задача. Какой гидроксид является более сильным основанием: а) $\text{Be}(\text{OH})_2$ или $\text{Ba}(\text{OH})_2$; б) NaOH или $\text{Al}(\text{OH})_3$? Ответ поясните.

Решение: а) Be и Ba находятся во второй группе, главной подгруппе. Но радиус атома Ba гораздо больше, чем у Be , поэтому связь бария с гидроксигруппой слабее, чем у бериллия. Следовательно $\text{Ba}(\text{OH})_2$ легче диссоциирует, является более сильным основанием, чем $\text{Be}(\text{OH})_2$.

б) Na и Al находятся в третьем периоде, поэтому радиус атома не влияет на силу гидроксидов. В этом случае играет роль величина заряда натрия и алюминия в гидроксиде. Чем больше заряд частицы, тем прочнее она удерживает гидроксигруппу, тем труднее диссоциирует. Заряд натрия +1, алюминия +3, поэтому NaOH легче диссоциирует, чем $\text{Al}(\text{OH})_3$, и является более сильным основанием.

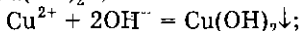
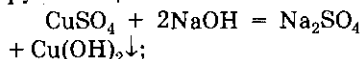
3

Задача. Проведите уравнения реакций между растворами приведенных веществ (электролитов) и установите общий признак, по которому можно судить о том, что реакции прошли до конца. Напишите сокращенные ионные уравнения.

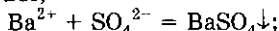
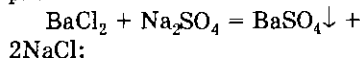
- а) CuSO_4 и NaOH ;
- б) BaCl_2 и Na_2SO_4 ;
- в) H_2S и $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$;
- г) Na_2CO_3 и CaCl_2 .

Решение. Все реакции обмена происходят, так как соблюдены все условия:

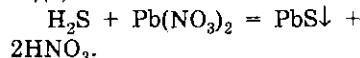
а) растворимая соль реагирует со щелочью:



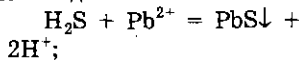
б) две соли реагируют между собой, если они обе растворимы:



в) кислота реагирует с солью менее сильной и более летучей кислоты. Это общее правило. В данном случае H_2S — слабая кислота, а $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ — соль сильной кислоты. Но, несмотря на это, реакция между ними происходит, так как PbS — не растворяется ни в воде, ни в кислоте:

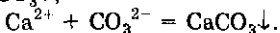
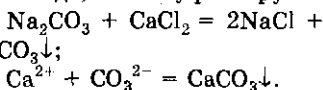


Так как H_2S — слабый электролит, то ее пишут в молекулярном виде:



среда	нейтральная	щелочная (OH^-)
индикатор		
лакмус	фиолетовый	синий
метилоранж	оранжевый	желтый
фенолфталеин	бесцветный	малиновый
	кислая (H^+)	

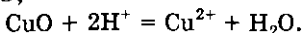
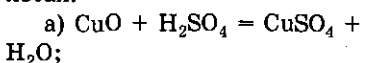
г) Na_2CO_3 и CaCl_2 растворимы в воде, поэтому реагируют:



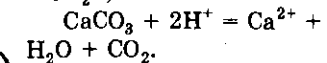
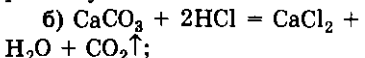
Общий признак, по которому судят о том, что реакции прошли — выпадение осадков $\text{Cu}(\text{OH})_2$, BaSO_4 , PbS , CaCO_3 .

Задача. Проведите реакции между следующими веществами: а) CuO и H_2SO_4 ; б) CaCO_3 и HCl ; в) $\text{Cu}(\text{OH})_2$ и HNO_3 . По какому признаку можно судить, что эти реакции осуществились. Поясните сущность реакций соответствующими уравнениями в молекулярной и сокращенной ионной форме. Сделайте вывод о том, чем различается запись ионных уравнений: а) между веществами, растворимыми в воде; б) между веществами, одно из которых в воде нерастворимо?

Решение. Все реакции осуществимы. CuO , CaCO_3 , $\text{Cu}(\text{OH})_2$ не растворимы в воде (см. таблицу растворимости), но растворимы в сильных кислотах:

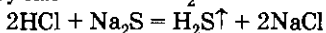


Черный оксид меди растворяется и образуется голубой раствор CuSO_4 , окраска которого обусловлена ионами Cu^{2+} .

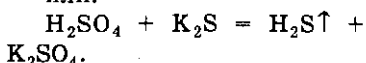


5

кислоту, например, HCl , которая при диссоциации в растворе дает катионы H^+ ($\text{HCl} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{Cl}^-$) и хорошо растворимую соль сероводородной кислоты, например, Na_2S ($\text{Na}_2\text{S} \rightleftharpoons 2\text{Na}^+ + \text{S}^{2-}$). В результате обменной реакции образуется малодиссоциирующая летучая кислота H_2S :



или:



Задача. Из перечисленных ниже веществ выделить: а) электролиты сильные; б) электролиты слабые (и средней силы); в) неэлектролиты.

Гидроксид натрия, хлорид натрия, гидроксид аммония, глюкоза, соляная кислота, уксусная кислота, бензол (C_6H_6), вода, ацетат аммония, сахароза ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$), сульфат цинка, этанол ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$), алюминат калия, сероводородная кислота, гидрокарбонат кальция, азотная кислота.

Напишите формулы веществ и уравнения диссоциации электролитов.

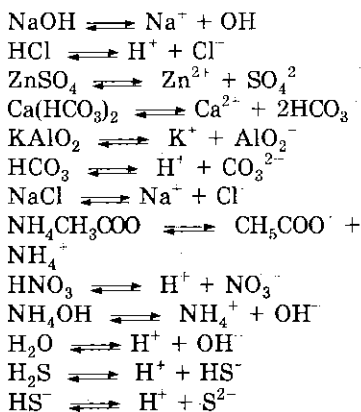
Решение.

а) NaOH , NaCl , HCl , $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$, ZnSO_4 , KAlO_2 , $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, HNO_3 — сильные электролиты;

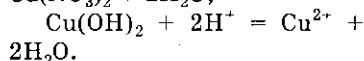
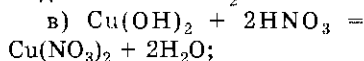
б) NH_4OH , CH_3COOH , H_2O , H_2S — слабые электролиты;

в) глюкоза $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, бензол C_6H_6 , сахароза $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, этанол $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ — неэлектролиты.

7



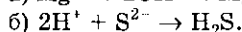
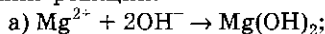
Белое твердое вещество CaCO_3 растворяется в кислоте; выделяется газ CO_2 .



Голубой осадок $\text{Cu}(\text{OH})_2$ растворяется в кислоте; раствор становится голубым из-за присутствия в растворе катионов Cu^{2+} .

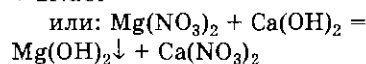
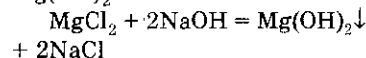
Вывод. Если реагируют вещества, растворимые в воде, то их пишут в ионном виде; если одно из реагирующих веществ нерастворимо в воде, то его пишут в молекулярном виде.

Задача. На каждое ионное уравнение приведите по два примера молекулярных уравнений реакций:



Решение.

а) Необходимо взять хорошо диссоциирующие и хорошо растворимые вещества, например, соль MgCl_2 , которая при диссоциации в растворе дает ионы Mg^{2+} ($\text{MgCl}_2 \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+} + 2\text{Cl}^-$), и щелочь, например, NaOH ($\text{NaOH} \rightleftharpoons \text{Na}^+ + \text{OH}^-$). В результате обменной реакции между солью и щелочью выпадает осадок $\text{Mg}(\text{OH})_2$:



б) Необходимо взять сильную и растворимую

**КЛАССЫ
НЕОРГАНИЧЕСКИХ
ВЕЩЕСТВ**

Задача. Даны оксиды: MgO, ZnO, CO₂, N₂O₃, CuO, Al₂O₃, P₂O₅, SO₃. Напишите формулы соответствующих гидроксидов и назовите их.

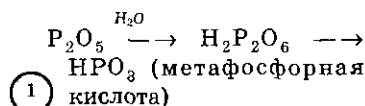
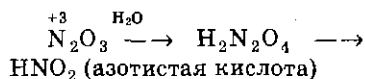
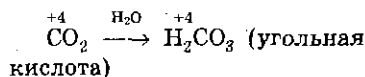
Решение. MgO, CuO — основные оксиды, поэтому им соответствуют гидроксиды, которые являются основаниями. Чтобы написать формулы оснований, необходимо определить валентность магния и меди:

$\begin{array}{c} \parallel \quad \parallel \\ \text{MgO} \end{array}$, $\begin{array}{c} \parallel \quad \parallel \\ \text{CuO} \end{array}$. Так как в основании металл связан с одновалентными гидроксильными группами, то формулы гидро-

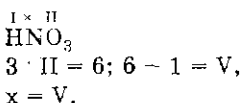
ксида магния — $\begin{array}{c} \parallel \quad | \\ \text{Mg}(\text{OH})_2 \end{array}$,

гидроксида меди — $\begin{array}{c} \parallel \quad | \\ \text{Cu}(\text{OH})_2 \end{array}$.

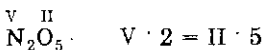
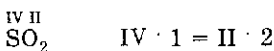
CO₂, N₂O₃, P₂O₅, SO₃ — кислотные оксиды, поэтому их гидроксиды являются кислотами. Чтобы написать формулы соответствующих кислот, необходимо к оксидам мысленно прибавить воду



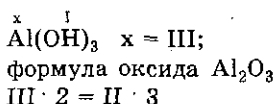
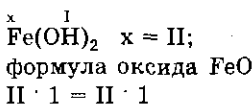
①



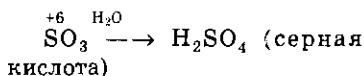
Зная правило, по которому произведение валентности на число атомов одного элемента всегда равно произведению валентности на число атомов другого элемента, составляем формулы оксидов:



В основании валентность металла всегда равна числу гидроксильных групп OH, так как группа OH всегда одновалентна.

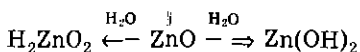


③



Следует обратить внимание, что валентность элемента в оксиде и соответствующем гидроксиде одинакова.

ZnO, Al₂O₃ — амфотерные оксиды, поэтому их гидроксиды являются и основаниями, и кислотами:



цинковая
кислота

гидроксид
цинка

Задача. Даны гидроксиды: HClO₄, H₂SO₃, HNO₃, Fe(OH)₂, Al(OH)₃. Напишите формулы их оксидов.

Решение. Чтобы написать формулы соответствующих оксидов, необходимо определить валентность элемента, образующего гидроксид. В кислоте валентность элемента определяется следующим образом: валентность кислорода (II) умножают на число атомов кислорода и отнимают число атомов водорода в молекуле:



$$4 \cdot II = 8; 8 - 1 = VII,$$

$$x = VII.$$

(Валентность принято обозначать римскими цифрами).



$$3 \cdot II = 6; 6 - 2 = IV,$$

$$x = IV$$

СРАВНИТЕЛЬНАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА ОСНОВНЫХ И КИСЛОТНЫХ ОКСИДОВ

По отношению их: а) к воде; б) к кислотам; в) к основаниям; г) друг к другу.

1. Взаимодействие с кислотными и амфотерными оксидами с образованием соли и воды. Среди указанных веществ CO_2 — кислотный оксид.
 $2\text{NaOH} + \text{CO}_2 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 $2\text{OH}^- + \text{CO}_2 = \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$.

2. Взаимодействие с амфотерными гидроксидами, проявляющими в этом случае свойства кислот; в результате образуется комплексная соль. $\text{Zn}(\text{OH})_2$ — амфотерный гидроксид.

$2\text{NaOH} + \text{Zn}(\text{OH})_2 = \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$
 (тетрагидроксоцинкат натрия)
 $2\text{OH}^- + \text{Zn}(\text{OH})_2 = [\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$

3. Взаимодействие с кислотами с образованием соли и воды. Взаимодействие основания с кислотой называется реакцией нейтрализации. Среди перечисленных в задании веществ две кислоты: сильная нелетучая серная кислота H_2SO_4 и слабая летучая сероводородная кислота H_2S .

$2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
 $2\text{OH}^- + 2\text{H}^+ = 2\text{H}_2\text{O}$
 $2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{S} = \text{Na}_2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$
 $2\text{OH}^- + \text{H}_2\text{S} = \text{S}^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}$.

Следует помнить, что слабые электролиты пишут в молекулярном виде в сокращенных ионных уравнениях реакций.

1

обходимо знать, что доказательством амфотерности веществ является взаимодействие их как с кислотами, так и с основаниями.

а) $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{HCl} = \text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$

$\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}^+ = \text{Al}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$

$\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} = \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$

$\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{OH}^- = [\text{Al}(\text{OH})_4]^-$

б) $\text{ZnO} + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

$\text{ZnO} + 2\text{OH}^- = \text{ZnO}_2^{2-} + \text{H}_2\text{O}$.

В этой реакции оксид цинка проявляет свойства кислотного оксида. Кислотному оксиду ZnO соответствует кислота H_2ZnO_2 (мысленно прибавили воду). Поэтому образуется соль цинковой кислоты — Na_2ZnO_2 — цинкат натрия.

$\text{ZnO} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$

$\text{ZnO} + 2\text{H}^+ = \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$.

В этой реакции ZnO проявляет свойства основного оксида. Переход цинка в раствор в виде катиона Zn^{2+} является свидетельством основных свойств оксида цинка при взаимодействии с кислотой.

в) Цинк реагирует как с кислотой, так и со щелочью в растворе, что является доказательством амфотерности.

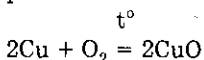
$\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$

$\text{Zn} + 2\text{NaOH} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + \text{H}_2\uparrow$

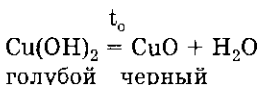
3

Задача. Получите оксид меди двухвалентной всеми известными способами.

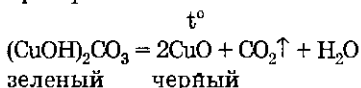
Решение. а) взаимодействие меди с кислородом при нагревании:



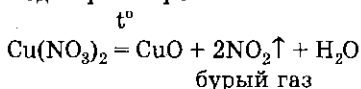
б) разложение гидроксида меди при нагревании:



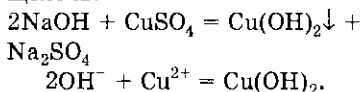
в) разложение соли летучей кислоты, например, малахита при прокаливании:



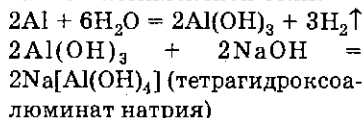
г) разложение нитрата меди при нагревании:



4. Взаимодействие с растворимыми солями с образованием новой соли и нового основания, причем одно из образовавшихся веществ должно выпадать в осадок. CuSO_4 — растворимая соль, NaOH — щелочь.



5. Щелочи могут взаимодействовать с некоторыми металлами в растворах. К числу таких относятся Al и Zn , которые проявляют амфотерные свойства. Среди указанных в задании веществ есть алюминий, с которым происходит следующая реакция: алюминий реагирует с водой, образуя гидроксид алюминия $\text{Al}(\text{OH})_3$ и водород H_2 . Так как $\text{Al}(\text{OH})_3$ — амфотерный гидроксид, то в присутствии щелочи NaOH он проявляет свойства слабой кислоты, поэтому растворяется в щелочи с образованием комплексной соли:



Задача. Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном виде, доказывающих амфотерный характер: а) гидроксида алюминия; б) оксида цинка; в) цинка.

Решение. Чтобы выполнить это задание, не-

ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

Гидролиз солей — взаимодействие ионов соли с водой, в результате которого образуются малодиссоциируемые соединения (ионы или молекулы) и изменяется реакция среды.

Гидролизу подвергаются три типа солей: а) соли, образованные слабым основанием и сильной кислотой (CuCl_2 , NH_4Cl , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ — гидролиз по катиону); б) соли, образованные сильным основанием и слабой кислотой (K_2CO_3 , Na_2S — гидролиз по аниону); в) соли, образованные слабым основанием и слабой кислотой ($(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, $\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$ — гидролиз по катиону и по аниону). Соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой, гидролизу не подвергаются (NaCl , K_2SO_4 , $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$).

В растворе NaCl индикаторы не изменяют свою окраску, т. к. растворенный в воде хлорид натрия находится в виде ионов: $\text{NaCl} \rightleftharpoons \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$. Вода, хоть и незначительно, но диссоциирует на ионы, и устанавливается равновесие: $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$. Таким образом, в растворе поваренной соли есть смесь катионов Na^+ , H^+ и анионов OH^- , Cl^- . Ионы в растворе перемещаются беспорядочно и постоянно сталкиваются друг с другом. Но эти столкновения ионов Na^+ и OH^- , ионов H^+ и Cl^- к об-

зывание ионов OH^- в малодиссоциирующий ион AlOH^{2+} вызывает смещение равновесия диссоциации воды в сторону накопления ионов H^+ . $\text{Al}^{3+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{AlOH}^{2+} + \text{H}^+$. Раствор приобретает кислую реакцию.

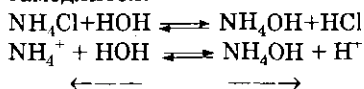
разованию соединений не приводят, так как NaOH — сильное основание, а HCl — сильная кислота. Так как слабые электролиты при растворении хлорида натрия в воде не образуются, хлорид натрия гидролизу не подвергается. Концентрация ионов H^+ равна концентрации ионов OH^- , поэтому окраска индикаторов не изменяется.

Фенолфталеин становится малиновым в растворе соды Na_2CO_3 , т. к. Na_2CO_3 хорошо растворяется в воде и диссоциирует: $Na_2CO_3 \rightleftharpoons 2Na^+ + CO_3^{2-}$. Вода — слабый электролит: $H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$. Столкновение ионов Na^+ и CO_3^{2-} образует малодиссоциирующий гидрокарбонат-ион. Вследствие связывания ионов H^+ в малодиссоциирующий продукт, равновесие диссоциации воды смещается в сторону накопления ионов OH^- . Раствор приобретает щелочную реакцию: $CO_3^{2-} + HON \rightleftharpoons HCO_3^- + OH^-$. Под действием анионов OH^- фенолфталеин становится малиновым.

Раствор хлорида алюминия имеет кислую среду, т. к. в растворе $AlCl_3$ диссоциирует на ионы: $AlCl_3 \rightleftharpoons Al^{3+} + 3Cl^-$, $HON \rightleftharpoons H^+ + OH^-$. Столкновение ионов H^+ и Cl^- к образованию соединения не приводит. Из имеющихся в растворе ионов малодиссоциирующий продукт образуют ионы Al^{3+} и OH^- . Свя-

ПОДЧИНЕНИЕ ГИДРОЛИЗА СОЛЕЙ ПРИНЦИПУ ЛЕ-ШАТЕЛЬЕ

Гидролиз солей – обратимый процесс. Для него, как и для любой другой обратимой реакции, характерно состояние равновесия, которое может смещаться по принципу Ле-Шателье. Например, если подкислять раствор соли NH_4Cl , то равновесие сместится в левую сторону, то есть гидролиз замедлится:



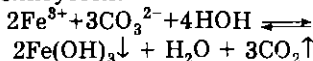
←-----→

добавление H^+ разбавление

При разбавлении раствора равновесие сместится вправо, то есть гидролиз соли усилится.

Обратимость гидролиза солей

Если соль образована слабым нерастворимым (или летучим) основанием и слабой летучей (или нерастворимой) кислотой, то гидролиз такой соли идет до конца. Например, $\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$ в растворе не существует, так как полностью гидролизуется:



В результате выпадает осадок бурого цвета $\text{Fe}(\text{OH})_3$ и выделяется газ CO_2 .

Причиной гидролиза солей по катиону являет-

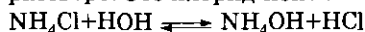
1

Задача. Напишите уравнения реакций гидролиза: а) хлорида аммония; б) ацетата натрия в молекулярном и сокращенном ионном виде. Укажите реакцию среды. Как изменится окраска лакмуса в растворах этих солей?

Решение. а) Хлорид аммония NH_4Cl – соль, образованная слабым основанием NH_4OH и сильной кислотой HCl , гидролизуется по катиону. Сокращенное ионное уравнение:

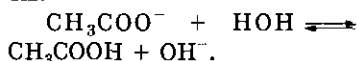


Чтобы написать молекулярное уравнение, добавляют ионы, которые не участвовали в гидролизе, но находятся в растворе. Это хлорид-ионы:

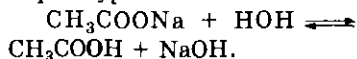


Реакция среды кислая. Лакмус становится красным.

б) Ацетат натрия CH_3COONa – соль, образованная сильным основанием NaOH и слабой кислотой CH_3COOH , гидролизуется по аниону. Этот процесс можно выразить сокращенным ионным уравнением:



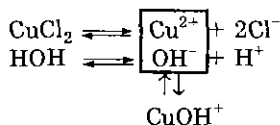
Добавляя недостающие катионы Na^+ , получают молекулярное уравнение:



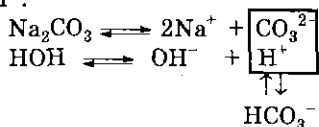
Реакция среды щелочная, лакмус – синий.

3

ся смещение равновесия диссоциации воды под действием катионов соли в сторону накопления катионов водорода H^+ :

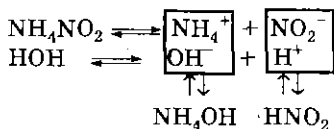


Причиной гидролиза солей по аниону является смещение равновесия диссоциации воды под действием анионов соли в сторону накопления анионов OH^- :



Причина гидролиза солей по катиону и по аниону.

Так как соль образована слабым основанием и слабой кислотой, то и катионы, и анионы соли разлагают воду:



В результате реакция среды или нейтральная, или слабо кислая, или слабо щелочная. Это зависит от степени диссоциации образовавшихся слабых кислот и оснований.

ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Окислительно-восстановительные реакции — это реакции, которые протекают с изменением степеней окисления элементов.

Окисление — это процесс отдачи электронов: $\text{Na}^3 \rightarrow \text{Na}^+ + 1e$. Восстановление — это процесс присоединения электронов: $\text{Cl}^0 + 1e \rightarrow \text{Cl}^-$.

Процессы окисления и восстановления протекают всегда одновременно, то есть восстановление одного вещества невозможно без одновременного окисления другого. Поэтому каждая реакция, сопровождающаяся переходом электронов, является единством двух противоположных процессов — окисления и восстановления.

Окислитель — атом или ион, который принимает электроны в процессе восстановления. При этом степень окисления окислителя понижается.

Восстановитель — атом или ион, который отдает электроны в процессе окисления. При этом степень окисления восстановителя повышается.

ВАЖНЕЙШИЕ ВОССТАНОВИТЕЛИ И ИХ СВОЙСТВА

Восстановителями могут быть атомы всех элементов, кроме инертных газов и фтора. Но сильными восстановителями являются металлы. Металлы имеют на внешнем уровне один, два или три электрона, которые легко отдают, проявляя при этом свойства восстановителя.

Все простые ионы с отрицательной степенью окисления являются восстановителями, так как на внешнем уровне они имеют 8 электронов и, следовательно, могут только отдавать электроны. Например, в соединении H_2S^{-2} сера со степенью окисления -2 имеет на внешнем уровне 8 электронов: $\text{S}^{-2} 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$, поэтому в окислительно-восстановительных реакциях S^{-2} может только терять электроны, проявляя при этом свойства восстановителя.

К важнейшим восстановителям относятся: HCl , HBr , HI , H_2S , H_2Te , H_2Se , NH_3 , AsH_3 , PH_3 . Степень окисления элементов в этих соединениях — низшая, отрицательная, равная разности: $8 - \text{номер группы}$.

Изменение окислительно-восстановительных свойств элементов в периодах и группах периодической системы с увеличением порядкового номера элементов проис-

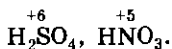
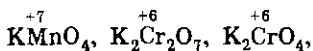
ходит следующим образом. В периодах слева направо с увеличением числа электронов на внешнем уровне восстановительные свойства элементов уменьшаются, а окислительные свойства увеличиваются.

В группах сверху вниз с увеличением радиуса атома окислительные свойства элементов уменьшаются, а восстановительные свойства — увеличиваются.

ВАЖНЕЙШИЕ ОКИСЛИТЕЛИ И ИХ СВОЙСТВА

Атомы элементов, имеющие на внешнем уровне шесть, семь электронов, легко принимают недостающие до восьми электроны, проявляя свойства окислителей. Особенно сильными окислительными свойствами обладают галогены F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 и кислород O_2 . Элементы в высшей степени окисления, равной номеру группы, могут быть только окислителями, могут только принимать электроны, восстанавливаясь при этом. Например, сера (элемент VI группы) в соединении H_2SO_4 находится в высшей степени окисления, равной +6. На внешнем уровне S^{-6} нет электронов: $S^{-6} 1s^2 2s^2 2p^6 3s^0 3p^0$, поэтому S^{+6} может только принимать электроны, выполняя роль окислителя в окислительно-восстановительных реакциях.

К важнейшим окислителям относятся:

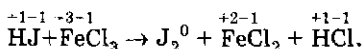


Степень окисления центрального атома в этих соединениях соответствует номеру группы.

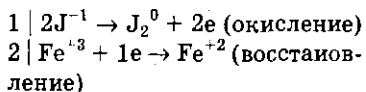
МЕТОД СОСТАВЛЕНИЯ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТА- НОВИТЕЛЬНЫХ РЕАКЦИЙ

Задача. Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции между хлоридом железа (III) FeCl_3 и иодоводородом HI , зная, что в результате реакции выделяется иод.

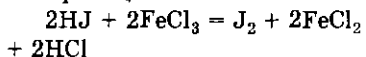
Решение. Окислительно-восстановительные реакции составляют методом электронного баланса. Пишут схему реакции и проставляют степени окисления всех элементов:



Видно, что степень окисления изменилась у двух элементов — железа и иода. Выражают происходящий процесс электронными уравнениями:



Слева от электронных уравнений проводят вертикальную черту, проставляют коэффициенты, соответствующие числу электронов, отданных восстановителем и принятых окислителем. Затем расставляют их в схеме реакции. Уравнивают число атомов всех элементов в левой и правой частях уравнения реакции



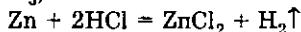
①

ОСНОВНЫЕ ПРИНЦИПЫ РЯДА НАПРЯЖЕНИЯ МЕТАЛЛОВ

а) Чем меньше алгебраическая величина потенциала, тем выше восстановительная способность атомов этого металла. Как следует из ряда стандартных электродных потенциалов, металлический литий — самый сильный восстановитель в растворе, а золото — самый слабый.

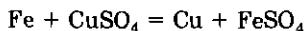
б) Чем выше алгебраическая величина потенциала, тем выше окислительная способность ионов этого металла. Ион Au^{3+} — самый сильный окислитель, а ион лития Li^+ — самый слабый окислитель, и никогда не восстанавливается из раствора.

в) Все металлы с отрицательными стандартными электродными потенциалами, т. е. расположенные в ряду до водорода, вытесняют водород из разбавленных кислот (кроме HNO_3).



Медь не реагирует с соляной кислотой.

г) Металл с меньшим значением стандартного потенциала вытесняет металл с большим значением стандартного потенциала из раствора его соли:



①

Задача. Будет ли цинк взаимодействовать с водными растворами: а) HCl ; б) NiSO_4 ; в) $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$?

Решение. Из ряда стандартных электродных потенциалов находим значение потенциалов цинкового, водородного, никелевого и магниевого электродов:

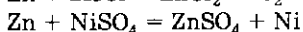
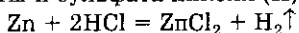
$$E^0(\text{Zn}) = -0,76\text{В}$$

$$E^0(\text{Mg}) = -2,36\text{В}$$

$$E^0(\text{H}_2) = \pm 0,00\text{В}$$

$$E^0(\text{Ni}) = -0,25\text{В}$$

Стандартный электродный потенциал цинкового электрода меньше стандартных потенциалов водородного и никелевого электродов. Следовательно, цинк будет взаимодействовать с растворами соляной кислоты и сульфата никеля (II):



Стандартный электродный потенциал цинкового электрода больше, чем магниевого, следовательно, цинк не будет реагировать с растворами солей магния.

Электролиз — это окислительно-восстановительные реакции, протекающие на электродах, если через раствор или расплав электролита пропускают постоянный электрический ток.

СТАНДАРТНЫЕ ЭЛЕКТРОДНЫЕ ПОТЕНЦИАЛЫ

Ряд стандартных электродных потенциалов составлен в порядке увеличения алгебраического значения стандартных электродных потенциалов металлов E^0 .

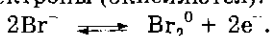
Стандартный электродный потенциал — это потенциал металла, определенный относительно стандартного (нормального) водородного электрода, при условии, что концентрация ионов водорода H^+ и ионов испытуемого металла Me^{n+} равны 1 моль-ион/л при стандартных условиях (298К, 101кПа).

Ряд стандартных электродных потенциалов служит для сравнительной характеристики свойств атомов и ионов металлов в растворе.

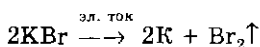
Задача. Напишите уравнение реакции электролиза расплава KBr .

Решение. В расплаве бромид калия диссоциирует на ионы $KBr \rightleftharpoons K^+ + Br^-$. Образующиеся положительно заряженные ионы калия под действием электрического тока перемещаются к отрицательному электроду (катоде) и принимают от него электроны (восстанавливаются): $K^+ + e^- = K^0$.

Отрицательно заряженные бромид-ионы под действием электрического тока перемещаются к положительному электроду — аноду — и отдают электроны (окисляются):



Суммарное уравнение реакции в молекулярном виде:



Электролизом расплавов солей получают щелочные и щелочноземельные металлы в промышленности.

Задача. Какие реакции будут протекать на электродах при электролизе водного раствора нитрата никеля (II) с инертными электродами?

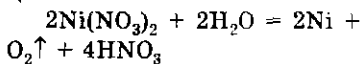
Решение. Нитрат никеля (II) — сильный электролит и диссоциирует в растворе: $Ni(NO_3)_2 \rightleftharpoons Ni^{2+} + 2NO_3^-$. Вода, хотя и слабый электролит, диссоциирует $H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$. Следовательно, в растворе имеется очень много ионов Ni^{2+} , NO_3^- и очень мало ионов H^+ и OH^- .

Под действием электрического тока ионы Ni^{2+} и H^+ движутся к катоду (-), а NO_3^- и OH^- — к аноду (+). Так как стандартный электродный потенциал никелевого электрода равен $-0,25$ В, то на катоде будут протекать параллельно два процесса: восстановление катионов никеля Ni^{2+} и $2e^- \rightarrow Ni^0$ и катионов водорода $2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2O$. У анода скапливаются анионы NO_3^- и OH^- , но окислению легче подвергаются гидроксид-ионы: $4OH^- \rightarrow 4e^- + 2H_2O + O_2$.

При протекании на одном из электродов нескольких параллельных процессов в суммарное уравнение пишут только тот, который протекает преимущественно. В данном случае не учитывается процесс восстановления катионов водорода, так как концентрация ионов H^+ в растворе чрезвычайно мала, а концентрация ионов Ni^{2+} велика,

значение электродного потенциала не слишком низкое, чтобы оставаться в растворе. Поэтому основной процесс на катоде — $\text{Ni}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Ni}^0$.

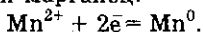
Суммарное уравнение реакции:



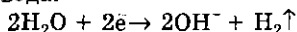
Задача. Имеется раствор смеси солей: сульфата натрия, сульфата марганца (II) и сульфата меди (II). Какие вещества и в какой последовательности выделяется при электролизе этого раствора?

Решение. По ряду стандартных электродных потенциалов определяем: $E^0(\text{Na}) = -2,71$ В, $E^0(\text{Mn}) = -1,18$ В, $E^0(\text{Cu}) = 0,34$ В. Легче всего на катоде восстанавливаются катионы металлов с наиболее положительным значением электродного потенциала, т. е. ионы меди (II): $\text{Cu}^{2+} + 2e^- = \text{Cu}$.

Вслед за медью будут восстанавливаться катионы марганца (II), образуя металлический марганец:



Катионы натрия невозможно восстановить в водном растворе. Поэтому после окончания восстановления ионов Mn^{2+} электролизу будет подвергаться вода:



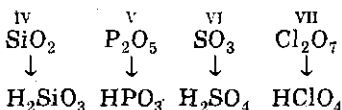
НЕМЕТАЛЛЫ. ВОДОРОД

Положение неметаллов в периодической системе элементов Д.И. Менделеева.

Все неметаллы являются р-элементами, то есть имеют не полностью застроенные р-орбитали. Они занимают в периодической системе правый верхний угол, образуя треугольник, вершиной которого является фтор, а основанием — линия, соединяющая элементы бор и астат. В пределах каждой главной подгруппы с возрастанием атомного номера элемента и радиуса атома неметаллические свойства ослабевают. В периодах слева направо с увеличением атомного номера и числа электронов на внешнем электронном слое неметаллические свойства усиливаются. Самый активный неметалл — фтор, так как у него самый малый радиус атома и самое большое число электронов на внешнем электронном слое. Первый неметалл — бор — появляется в III группе. В IV группе уже два неметалла (углерод и кремний), V группа содержит три неметалла (азот, фосфор, мышьяк), VI — четыре (кислород, сера, селен, теллур), а VII — пять (фтор, хлор, бром, йод, астат).

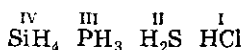
КИСЛОРОДНЫЕ И ВОДОРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ НЕМЕТАЛЛОВ ПО ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЕ

Высшие оксиды неметаллов являются кислотными. Сила соответствующих им кислот увеличивается от IV к VII группе:



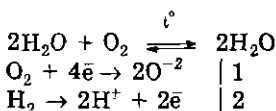
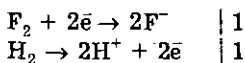
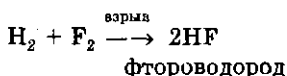
увеличение силы кислот

Водородные соединения неметаллов при обычных условиях — газообразные вещества:



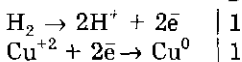
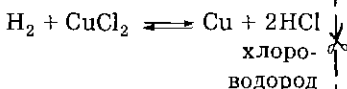
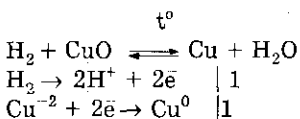
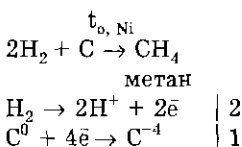
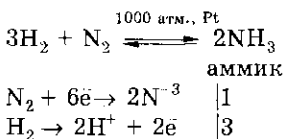
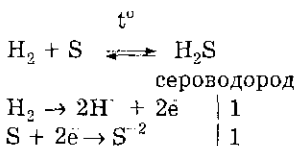
Химические свойства водорода: а) как восстановителя, показав его отношение к простым и сложным веществам (не менее 7 реакций); б) как окислителя (2 реакции).

а) Водород проявляет свойства восстановления при взаимодействии с неметаллами, некоторыми оксидами и солями:

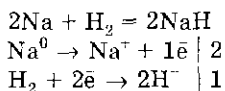


1

1

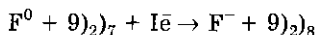


б) Окислительные свойства водород проявляет только при взаимодействии со щелочными и щелочноземельными металлами, образуя гидриды — твердые вещества белого цвета:



ИЗМЕНЕНИЕ ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТИ НЕМЕТАЛЛОВ В ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЕ

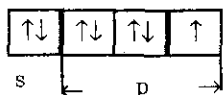
Все неметаллы характеризуются высокой электроотрицательностью: для них характерна способность притягивать электроны других элементов при образовании молекул. Электроотрицательность неметаллов изменяется от 1,8 до 4,0. Самый электроотрицательный элемент — фтор (4,0). Он легко присоединяет один электрон на внешний электронный слой и приобретает устойчивую электронную оболочку инертного газа неона: $\text{F}^0 + 1\bar{e} \rightarrow \text{F}^-$



VII ГРУППА ЭЛЕМЕНТОВ.
ГЛАВНАЯ ПОДГРУППА,
ГАЛОГЕНЫ. ХЛОР И ЕГО
СОЕДИНЕНИЯ

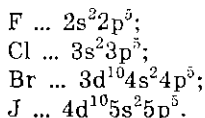
Возможные валентности галогенов с точки зрения строения атома

Для галогенов характерна переменная валентность: I, III, V, VII. Только фтор проявляет постоянную валентность I. Строение внешнего электронного слоя галогенов $\dots ns^2 np^5$, электронно-графическая формула ...

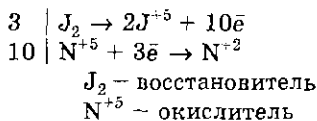
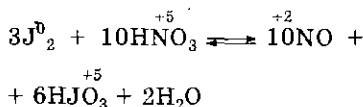


Так как у всех галогенов в нормальном состоянии один неспаренный электрон, то они могут образовать одну связь, то есть одновалентны. Переменная валентность объясняется возбуждением атома, переходом электронов на свободные энергетические ячейки р-подуровня и увеличением числа неспаренных электронов.

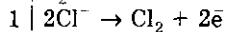
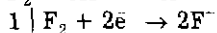
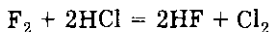
ИЗМЕНЕНИЕ ОКИСЛИТЕЛЬ-
НО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ
СВОЙСТВ ГАЛОГЕНОВ



Так как все галогены имеют на внешнем электронном слое семь электронов, то они являются сильными окислителями. Но в группе сверху вниз с увеличением радиуса атома уменьшаются окислительные свойства и увеличиваются восстановительные свойства. Поэтому более сильным восстановителем будет атом с пятью электронными слоями, а более сильным окислителем является фтор. Так, в отличие от всех галогенов, иод реагирует с азотной кислотой, проявляя восстановительные свойства:

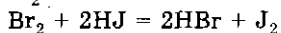
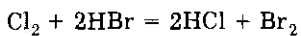


Самый сильный галоген — фтор вытесняет все ниже стоящие галогены из растворов их кислот и солей:



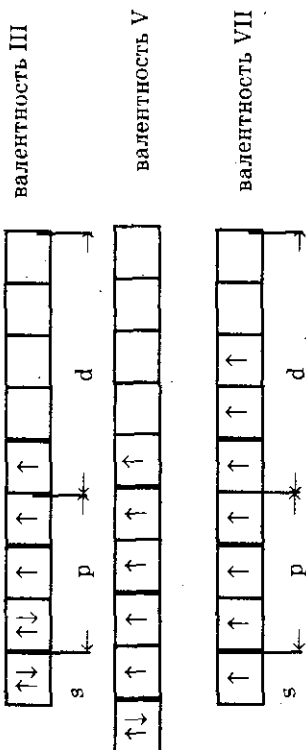
F_2 – окислитель

Cl^- – восстановитель



Иод не вытесняет ни один из галогенов из растворов кислот и солей.

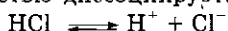
Строение внешнего электронного слоя атомов галогенов в возбужденном состоянии:



Фтор находится во втором периоде ($n = 2$), поэтому у него на втором энергетическом уровне только два подуровня: s и p , подуровень d отсутствует. Этим объясняется постоянная валентность фтора, равная единице.

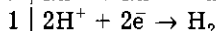
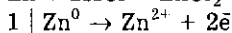
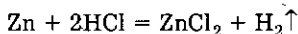
СВОЙСТВА ХЛОРОВОДОРОДНОЙ КИСЛОТЫ С ПОЗИЦИЙ ИОННЫХ РЕАКЦИЙ И ТЕОРИИ ОКИСЛЕНИЯ-ВОССТАНОВЛЕНИЯ.

Хлороводородная кислота является сильным электролитом. В растворе она почти полностью диссоциирует:



Для нее характерны все общие свойства кислот:

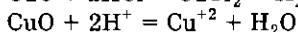
1. Реагирует с металлами, стоящими в ряду напряжений металлов до водорода, то есть металлы, имеющие отрицательное значение стандартного электродного потенциала, вытесняют водород из хлороводородной кислоты:



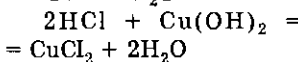
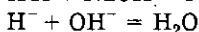
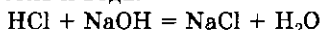
Zn^0 — восстановитель

H^+ — окислитель

2. Реагирует с оксидами металлов, в результате образуется соль и вода:



3. Реагирует с нерастворимыми основаниями и со щелочами. Это реакция нейтрализации. В результате образуется соль и вода:



①

VI ГРУППА ЭЛЕМЕНТОВ. ГЛАВНАЯ ПОДГРУППА. КИСЛОРОД, СЕРА И ИХ СОЕДИНЕНИЯ

Сходство и различие свойств элементов VI группы, главной подгруппы с точки зрения строения атома.

В подгруппе кислорода с возрастанием атомного номера увеличивается радиус атомов, уменьшается энергия ионизации, характеризующая металлические свойства элементов. Поэтому в ряду O—S—Se—Te—Po свойства элементов изменяются от неметаллических к металлическим. В обычных условиях кислород — типичный неметалл (газ), а полоний — металл, похожий на свинец.

С увеличением атомного номера элементов значение электроотрицательности элементов в подгруппе уменьшается. Отрицательная степень окисления становится все менее характерной. Окислительная степень окисления становится все менее характерной. Окислительная активность простых веществ в ряду O₂—S—Se—Te снижается. Так, если сера и значительно слабее, селен непосредственно взаимодействует с водородом, то теллур с ним в реакцию не вступает.

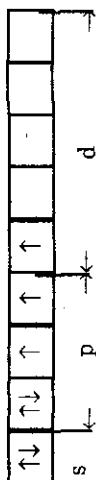
По значению электроотрицательности кислород уступает только фтору, поэтому в реакциях со всеми остальными элементами прояв-

①

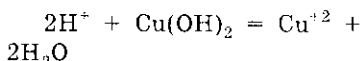
ляет исключительно окислительные свойства. Сера, селен и теллур по своим свойствам относятся к группе окислителей-восстановителей. В реакциях с сильными восстановителями проявляют окислительные свойства, а при действии сильных окислителей они окисляются, то есть проявляют восстановительные свойства.

Возможные валентности и степени окисления элементов шестой группы главной подгруппы с точки зрения строения атома.

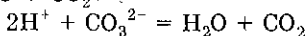
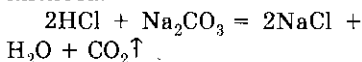
Кислород, сера, селен, теллур и полоний составляют главную подгруппу VI группы. На внешнем энергетическом уровне атомов элементов данной подгруппы содержится по 6 электронов, которые имеют конфигурацию s^2p^4 и распределены по ячейкам следующим образом: ...



2

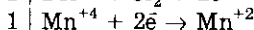
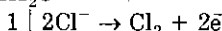
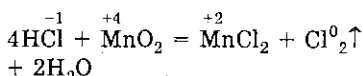


4. Реагирует с солями менее сильных кислот, в результате образуется новая соль и кислота:



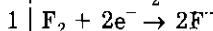
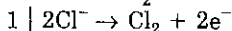
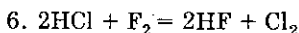
В хлороводородной кислоте хлор проявляет отрицательную степень окисления, поэтому HCl является восстановителем в окислительно-восстановительных реакциях:

5.



Cl^- — восстановитель

Mn^{+4} — окислитель

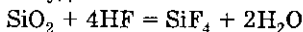


Cl^- — восстановитель

F_2 — окислитель

Задача. Почему плавиковую кислоту нельзя хранить в стеклянной посуде? Напишите соответствующее уравнение реакции.

Решение. Плавиковая кислота HF растворяет стекло и силикаты, поэтому она не может храниться в стеклянной посуде:



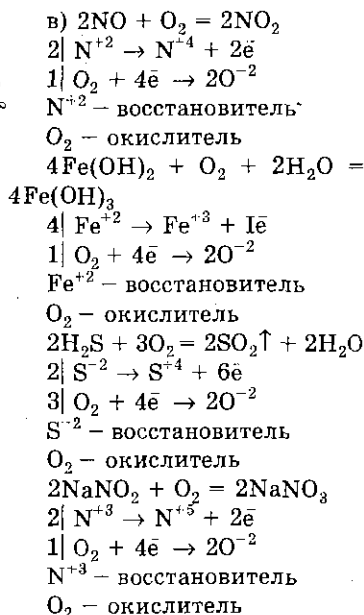
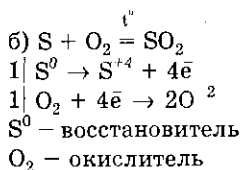
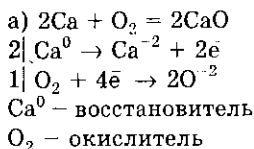
2

ЭЛЕКТРОННЫЕ КОНФИГУРАЦИИ АТОМОВ

${}_8\text{O} [\text{He}] 2s^2 2p^4$ (2-й период)
 ${}_{16}\text{S} [\text{Ne}] 3s^2 3p^4$ (3-й период)
 ${}_{34}\text{Se} [\text{Ar}] 4s^2 4p^4$ (4-й период)
 ${}_{52}\text{Te} [\text{Kr}] 5s^2 5p^4$ (5-й период)
 ${}_{84}\text{Po} [\text{Xe}] 6s^2 6p^4$ (6-й период)

Наличие двух неспаренных электронов на наружном энергетическом уровне указывает на валентность 2 в невозбужденном состоянии. Сравнение строения внешних уровней показывает, что у S, Se, Te и Po, в отличие от кислорода, имеются вакантные орбитали d-подуровня. Отсутствие свободных орбиталей на внешнем уровне кислорода не дает возможности увеличить число неспаренных электронов и поэтому кислород имеет постоянную валентность, равную двум. Атомы остальных элементов подгруппы имеют на внешнем энергетическом уровне вакантные орбитали d-подуровня, куда при возбуждении могут переходить s- и p-электроны этого же уровня. Этим объясняется валентность, равная четырем и шести. Электронная конфигурация атомов в возбужденном состоянии:

род является активным неметаллом, сильным окислителем. Он легко присоединяет два электрона, недостающих до завершения восьмиэлектронного слоя: $\text{O}^0 + 2\bar{e} \rightarrow \text{O}^{-2}$, поэтому реагирует с многими веществами-восстановителями.



Уравнение реакции гидролиза сульфида лития в молекулярной и ионной формах.

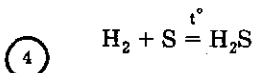
Сульфид лития Li_2S — соль, образованная сильным основанием LiOH и слабой кислотой H_2S , поэтому гидролизуеться по аниону в две стадии:

1. $\text{S}^{2-} + \text{HON} = \text{HS}^{1-} + \text{OH}^-$
 $\text{Li}_2\text{S} + \text{HON} = \text{LiHS} + \text{LiOH}$
2. $\text{HS}^{1-} + \text{HON} = \text{H}_2\text{S} + \text{OH}^-$
 $\text{LiHS} + \text{HON} = \text{H}_2\text{S} + \text{LiOH}$

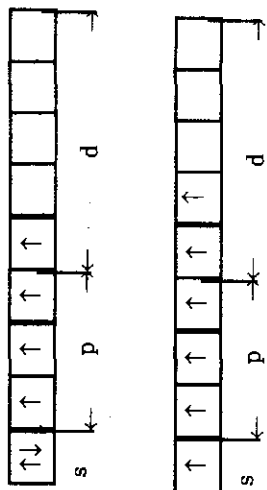
В растворе сульфида лития накапливаются гидроксид-ионы, поэтому соль Li_2S в растворе имеет щелочную среду, в которой лакмус приобретает синюю окраску, фенолфталеин — малиновую.

Задача. При взаимодействии двух веществ образуется газ А с запахом тухлых яиц, при его горении в избытке кислорода образуется газ В с раздражающим запахом. В результате взаимодействия газов А и В выпадает вещество желтого цвета, при нагревании которого с железом получается соединение, вступающее в реакцию с соляной кислотой с образованием газа А. Определить состав образующихся газов и написать уравнения всех протекающих реакций.

Решение. Газ А с запахом тухлых яиц — это сероводород H_2S . Он образуется при взаимодействии серы и водорода:



4



Валентность
равна 4

Валентность
равна 6

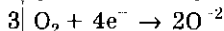
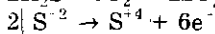
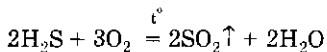
В соединениях с металлами и водородом элементы подгруппы кислорода проявляют степень окисления -2 (H_2O , H_2S , H_2Se , H_2Te , ZnS , Al_2S_3 ...). В кислородных соединениях сера, селен, теллур проявляют степени окисления $+4$ (SO_2 , SeO_2 , TeO_2) и $+6$ (SO_3 , SeO_3 , TeO_3).

Уравнения реакций, подтверждающих химические свойства кислорода: а) отношение к металлам (1 реакция); б) отношение к неметаллам (1 реакция); в) отношение к сложным веществам (оксидам, основаниям, кислотам, солям).

Кислород — элемент шестой группы главной подгруппы. Электронная конфигурация атома $1s^2 2s^2 p^4$ свидетельствует о том, что кисло-

2

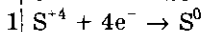
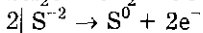
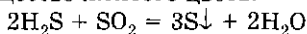
При горении сероводорода образуется сернистый газ SO_2 :



S^{-2} – восстановитель

O_2 – окислитель

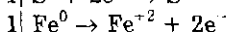
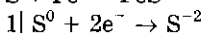
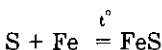
SO_2 – это газ В. При взаимодействии сероводорода с сернистым газом выпадает сера – вещество желтого цвета:



S^{-2} – восстановитель

S^{+4} – окислитель

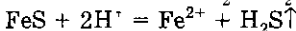
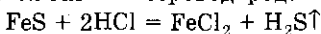
Сера с железом при нагревании образует сульфид железа FeS :



S – окислитель

Fe – восстановитель

Сульфид железа растворяется в соляной кислоте и образуется газ А – сероводород:



БИОЛОГИЧЕСКОЕ ЗНАЧЕНИЕ КИСЛОРОДА И ЕГО СОЕДИНЕНИЙ

Кислород в организме человека 62,4% по массе. Организм взрослого человека в состоянии покоя потребляет 264 см³ кислорода в минуту. Кислород участвует во всех видах обмена веществ в организме. Он входит в состав белков, витаминов, гормонов, жиров, углеводов, ферментов и других биологически важных веществ. Кислород участвует в процессах разложения погибших животных и растений, при которых сложные органические вещества превращаются в более простые.

В медицине кислород применяют при лечении многих сердечно-сосудистых заболеваний, злокачественных опухолей, инфекционных заболеваний. Кислород оказывает спазмолитическое действие, способствует восстановлению угнетенных дыхательных ферментов, стимулирует деятельность центральной нервной системы. Кислород используется для гипоксии, при заболеваниях верхних дыхательных путей, при отравлениях угарным газом, цианидами.

Озон обладает сильным бактерицидным действием и поэтому применяется для обеззараживания (озонирования) воды и дезинфекции воздуха. При выдыхании сме-

си воздуха с озоном (озонотерапия) улучшается обмен веществ, работа почек, усиливаются защитные функции организма, улучшается аппетит, сон и общее самочувствие. Под действием озона погибают не только бактерии, но и грибковые образования и вирусы. Озон ядовит. В нижних слоях атмосферы содержание озона $1 \cdot 10^{-6}\%$. Озон задерживает вредное для жизни ультрафиолетовое излучение Солнца и поглощает инфракрасное излучение Земли, препятствует ее охлаждению. Поэтому озоновый пояс играет большую роль в обеспечении жизни на Земле.

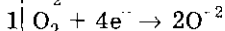
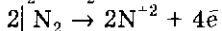
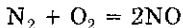
БИОЛОГИЧЕСКОЕ ЗНАЧЕНИЕ СЕРЫ И ЕЕ СОЕДИНЕНИЙ

В организме человека 0,16% серы. Суточная потребность взрослого человека 4–5 г серы. Сера входит в состав белков, аминокислот, пептидов, гормонов, некоторых витаминов. Много серы в кератине волос, шерсти, костях, нервной ткани и т. д. В организме сера окисляется с образованием H_2SO_4 , которая участвует в обезвреживании ядовитых соединений, образующихся в кишечнике, а также лекарственных препаратов. Сера угнетает жизнедеятельность остриц и способствует удалению их из кишечника. Наружно серу применяют в дерматологии, так как она оказывает противомикробное и противопаразитарное действие.

**V ГРУППА ЭЛЕМЕНТОВ.
ГЛАВНАЯ ПОДГРУППА**

1. Химические свойства азота.

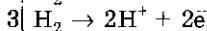
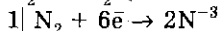
а) С кислородом азот реагирует только при температуре электрической дуги ($>3000^{\circ}\text{C}$)



N_2 – восстановитель

O_2 – окислитель

б) С водородом азот реагирует как окислитель. Реакция экзотермическая и обратимая. Это одна из реакций промышленного синтеза аммиака:



N_2 – окислитель

H_2 – восстановитель

Чтобы максимально сместить равновесие в сторону образования аммиака (синтез аммиака) в промышленных установках используют давление 30 МПа и температуру $450\text{--}550^{\circ}\text{C}$. По принципу Ле-Шателье температуру следует понижать, чтобы сместить равновесие вправо, но при таком высоком давлении понижение температуры замедлит и прямую, и обратную реакцию. $450\text{--}550^{\circ}\text{C}$ – это оптимальная температура.

**ЭЛЕКТРОННОЕ СТРОЕНИЕ,
ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА,
СПОСОБ ОБНАРУЖЕНИЯ**

Аммиак:

а) эл. строение;

б) химические свойства;

в) способ обнаружения.

Н

:

: N · · Н

:

Н

В молекуле ковалентные полярные связи между азотом и водородом.

Валентная структура молекулы:

Н

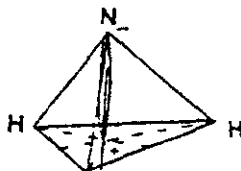
|

N – Н

|

Н

Пространственное строение: молекула аммиака имеет пирамидальное строение. В вершине пирамиды азот. В углах треугольника, лежащего в основании пирамиды, атомы водорода. Перпендикуляр, опущенный из вершины пирамиды на основание – это вектор, показывающий, что молекула аммиака полярна (ди-

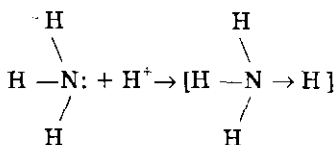


1

1

поль). Электронная плотность смещена в сторону более электроотрицательного атома — азота. Поэтому он заряжается отрицательно.

Аммиак в растворе проявляет основные свойства благодаря наличию у азота неподеленной пары электронов, с помощью которой к молекуле аммиака притягивается катион водорода H^+ из воды или кислоты. В результате образуется ион аммония:

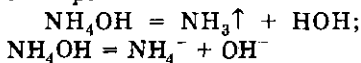


донор акцептор

В ионе аммония три связи ковалентные, полярные, одна донорно-акцепторная.

$\text{NH}_3 + \text{HOH} = \text{NH}_4\text{OH}$ (гидроксид аммония)

Гидроксид аммония — неустойчивое основание, слабый электролит



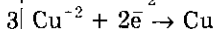
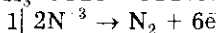
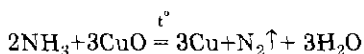
Под действием гидроксид-ионов OH^- лакмус приобретает синее окрашивание.

Главная реакция, доказывающая основные свойства аммиака в растворе — это солеобразование. Аммиак реагирует с кислотами, образуя соли аммония: $\text{NH}_3 + \text{HCl} = \text{NH}_4\text{Cl}$

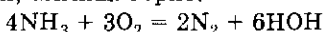
Так как в молекуле аммиака азот проявляет отрицательную степень окис-

2

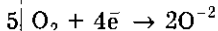
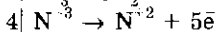
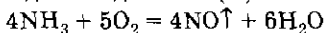
ления -3, то аммиак является сильным восстановителем в окислительно-восстановительных реакциях:



Предварительно подогретый, аммиак горит:



В присутствии катализатора (Pt, Cr₂O₃) аммиак окисляется до оксида азота (II)



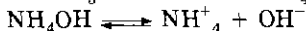
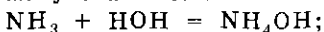
N⁻³ - восстановитель

O₂ - окислитель

Аммиак можно обнаружить:

1) по запаху;

2) смоченная водой лакмусовая бумага синеет:



Соли аммония:

а) общие химические свойства;

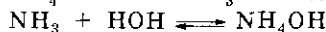
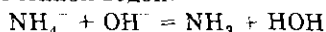
б) особенности химических свойств солей аммония;

в) качественную реакцию на соли аммония.

Напишите уравнения соответствующих реакций.

а) Все соли аммония являются сильными электролитами и хорошо растворяются в воде. Они проявляют общие химические свойства, характерные для солей:

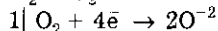
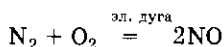
шиванию лакмусовой бумаги, смоченной водой:



$\rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \rightarrow$ лакмус синий.

Задача. Напишите не менее четырех уравнений реакций, при помощи которых образуется оксид азота (II). Укажите окислитель и восстановитель, уравняйте методом электронного баланса.

Решение.

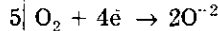
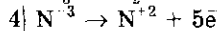
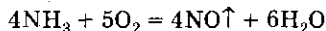


N₂ - восстановитель

O₂ - окислитель

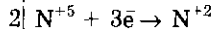
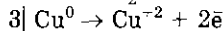
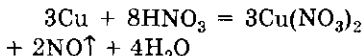
каталитическое окисление аммиака:

Pt



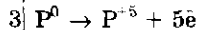
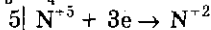
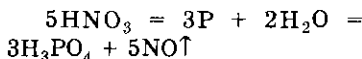
N⁻³ - восстановитель

O₂ - окислитель



Cu⁰ - восстановитель

N⁺⁵ - окислитель

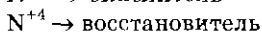
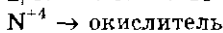
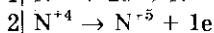
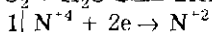
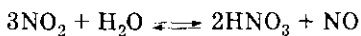


P⁰ - восстановитель

N⁺⁵ - окислитель

3

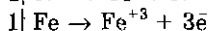
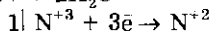
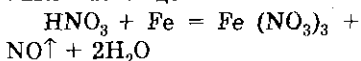
5



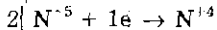
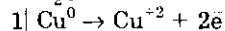
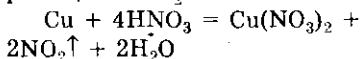
Химические свойства азотной кислоты. Отношение азотной кислоты: а) к металлам в зависимости от активности металлов и концентрации кислоты; б) к неметаллам.

а) Азотная кислота является сильным окислителем. При действии ее на металлы и неметаллы азот со степенью окисления +5 восстанавливается до различной степени окисления в зависимости от активности металла и концентрации кислоты.

Концентрированная азотная кислота не действует на Al, Fe, Cr, пассивируя их. Разбавленная HNO_3 реагирует с Al, Fe, Cr, при этом азот со степенью окисления +5 восстанавливается до +2:

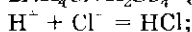
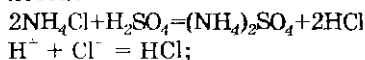


Концентрированная HNO_3 с тяжелыми малоактивными металлами (Cu, Hg, Ag, Sn, Pb) реагирует с образованием бурого цвета NO_2 :

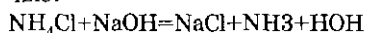


6

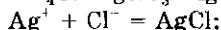
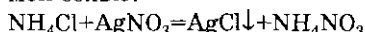
взаимодействие с более сильной и менее летучей кислотой:



взаимодействию со щелочью:

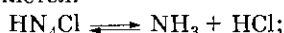


взаимодействие с растворимой солью:



б) В связи с тем, что в состав солей аммония входит сложный катион NH_4^+ , соли аммония имеют особенность. Они разлагаются при нагревании по-разному:

соль летучей кислоты возгоняется:

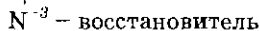
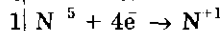
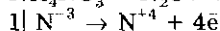
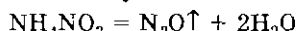


соль нелетучей кислоты разлагается на аммиак и нелетучий остаток:



соль кислоты-окислителя разлагается с образованием продуктов окисления-восстановления:

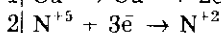
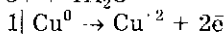
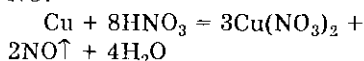
t°



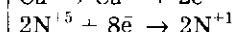
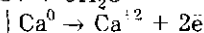
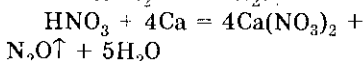
в) Качественной реакцией на соль аммония является взаимодействие со щелочью. При этом выделяется аммиак, который определяют по запаху или по синему окра-

4

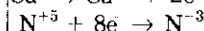
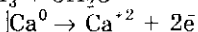
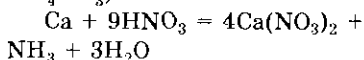
При действии на эти же металлы разбавленной HNO_3 выделяется бесцветный газ NO :



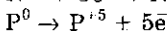
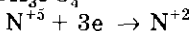
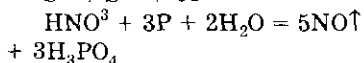
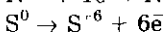
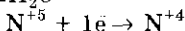
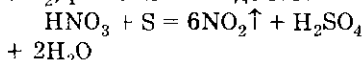
Концентрированная азотная кислота с активными металлами (Ba , Ca , Na , Mg) реагирует с образованием бесцветного газа N_2O или N_2 :



При действии на эти же металлы разбавленной HNO_3 выделяется аммиак NH_3 (или NH_4NO_3)



Некоторые неметаллы (J_2 , S , P , C) также окисляются азотной кислотой. При этом концентрированная азотная кислота восстанавливается до NO_2 , разбавленная до NO :



IV ГРУППА ЭЛЕМЕНТОВ.

ГЛАВНАЯ ПОДГРУППА.

УГЛЕРОД, КРЕМНИЙ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ

Общая характеристика четвертой группы главной подгруппы: а) свойства элементов с точки зрения строения атома; б) степени окисления; в) свойства оксидов; г) свойства гидроксидов; д) водородные соединения.

а) Углерод (C), кремний (Si), германий (Ge), олово (Sn), свинец (Pb) – элементы 4 группы главной подгруппы ПСЭ. На внешнем электронном слое атомы этих элементов имеют 4 электрона: ns^2np^2 . В подгруппе с ростом порядкового номера элемента увеличивается атомный радиус, неметаллические свойства ослабевают, а металлические усиливаются: углерод и кремний – неметаллы, германий, олово, свинец – металлы.

б) Элементы этой подгруппы проявляют как положительную, так и отрицательную степени окисления: -4 , $+2$, $+4$.

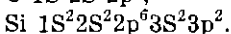
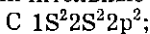
в) Высшие оксиды углерода и кремния (CO_2 , SiO_2) обладают кислотными свойствами, оксиды остальных элементов подгруппы – амфотерны (GeO_2 , SnO_2 , PbO_2).

г) Угольная и кремниевая кислоты (H_2CO_3 , H_2SiO_3) – слабые кислоты. Гидроксиды германия, олова и свинца амфотерны, проявляют

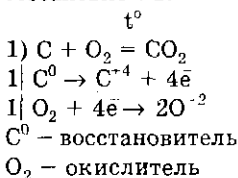
слабые кислотные и основные свойства: $\text{H}_2\text{GeO}_3 = \text{Ge}(\text{OH})_4$, $\text{H}_2\text{SnO}_3 = \text{Sn}(\text{OH})_4$, $\text{H}_2\text{PbO}_3 = \text{Pb}(\text{OH})_4$.

д) Водородные соединения: CH_4 , SiH_4 , GeH_4 , SnH_4 , PbH_4 .
Метан — CH_4 — прочное соединение, силан SiH_4 — менее прочное соединение.

Схемы строения атомов углерода и кремния, общие и отличительные свойства.



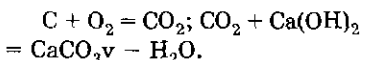
Углерод и кремний — это неметаллы, так как на внешнем электронном слое 4 электрона. Но так как кремний имеет больший радиус атома, то для него более характерна способность отдавать электроны, чем для углерода. Углерод — восстановитель:



Задача. Как доказать, что графит и алмаз являются аллотропными видоизменениями одного и того же химического элемента? Чем объяснить различия их свойств?

Решение. И алмаз, и графит при сгорании в кислороде образуют оксид углерода (IV) CO_2 , при пропускании которого через известковую воду выпадает белый осадок карбонат кальция CaCO_3

2



Кроме того, из графита можно получить алмаз при нагревании под высоким давлением. Следовательно, в состав и графита, и алмаза входит только углерод. Различие в свойствах графита и алмаза объясняется различием в строении кристаллической решетки.

В кристаллической решетке алмаза каждый атом углерода окружен четырьмя другими. Атомы расположены на одинаковых расстояниях друг от друга и очень прочно связаны между собой ковалентными связями. Этим объясняется большая твердость алмаза.

У графита атомы углерода расположены параллельными слоями. Расстояние между соседними слоями гораздо больше, чем между соседними атомами в слое. Это обуславливает малую прочность связи между слоями, и поэтому графит легко расщепляется на тонкие чешуйки, которые сами по себе очень прочные.

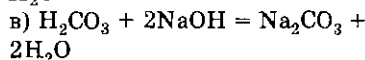
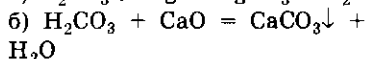
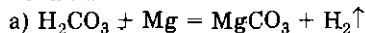
Соединения с водородом, образующие углерод. Эмпирические формулы, вид гибридизации атомов углерода, валентность и степени окисления каждого элемента.

Метан CH_4

Sp^2 - гибридизация

$\text{C.O.}(\text{C}) = -4$

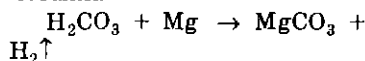
H_2CO_3 реагирует с металлами, оксидами металлов, основаниями:



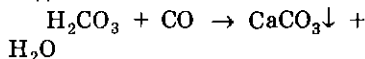
Химические свойства угольной кислоты: 1) общие с другими кислотами, 2) специфические свойства.

Ответ подтвердите уравнениями реакций.

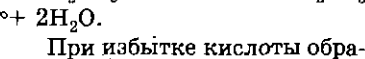
1) реагирует с активными металлами:



Реагирует с основными оксидами:



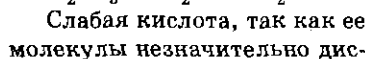
Реагирует с основаниями:



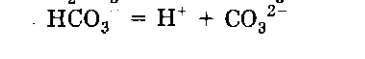
При избытке кислоты образуется кислая соль:



2) очень непрочная кислота

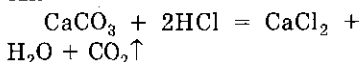


Слабая кислота, так как ее молекулы незначительно диссоциируют на ионы:

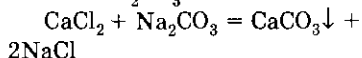


Задача. С помощью химических превращений разделить смесь оксида кремния (IV), карбоната кальция и серебра, последовательно растворяя компоненты смеси. Опишите последовательность действий.

Решение. 1) к смеси прилили раствор соляной кислоты:

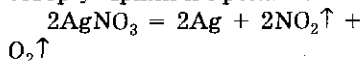


2) раствор отделили и прибавили Na_2CO_3 :



Осадок отделили — это CaCO_3 .

3) в смеси остались оксид кремния (IV) и серебро. Раствор упарили и прокалили:



4) оставшееся вещество — SiO_2 .

Этилен C_2H_4
 Sp^2 — гибридизация
 $\text{C.O.}(C) = -2$

Ацетилен C_2H_2
 Sp — гибридизация
 $\text{C.O.}(C) = -1$

Бензол C_6H_6
 Sp^2 -гибридизация
 $\text{C.O.}(C) = -1$

Степень окисления водорода во всех соединениях равна +1.

Валентность водорода равна единице, валентность углерода равна четырем.

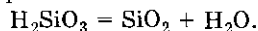
Формулы угольной и кремниевой кислот, их химические свойства по отношению к металлам, оксидам, основаниям, специфические свойства.

H_2CO_3 — угольная кислота,
 H_2SiO_3 — кремниевая кислота.

H_2CO_3 — существует только в растворе: $\text{H}_2\text{CO}_3 = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$

H_2SiO_3 — твердое вещество, практически нерастворимо в воде, поэтому катионы водорода в воде практически не отщепляются. В связи с этим такое общее свойство кислот, как действие на индикаторы, H_2SiO_3 не обнаруживает, она еще слабее угольной кислоты.

H_2SiO_3 — непрочная кислота и при нагревании постепенно разлагается:



МЕТАЛЛЫ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ

Уравнения реакций отношения металлов: а) к простым веществам: кислороду, водороду, галогенам, сере, азоту, углероду; б) к сложным веществам: воде, кислотам, щелочам, солям.

1) К металлам относятся s-элементы I и II групп, все s-элементы, р-элементы III группы (кроме бора), а также олово и свинец (IV группа), висмут (V группа) и полоний (VI группа). Металлы в большинстве своем имеют на внешнем энергетическом уровне 1–3 электрона. У атомов d-элементов внутри периодов слева направо происходит заполнение d-подуровней предвнешнего слоя.

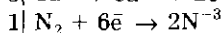
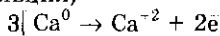
2) Химические свойства металлов обусловлены характерным строением их внешних электронных оболочек.

В пределах периода с увеличением заряда ядра радиусы атомов при одинаковом числе электронных оболочек уменьшаются. Наибольшими радиусами обладают атомы щелочных металлов. Чем меньше радиус атома, тем больше энергия ионизации, а чем больше радиус атома, тем меньше энергия ионизации. Так как атомы металлов обладают наибольшими радиусами атомов, то для них характерны в основном низкие

1

t°

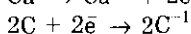
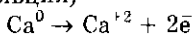
$3\text{Ca} + \text{N}_2 = \text{Ca}_3\text{N}_2$ (нитрид кальция)



Ca^0 – восстановитель

N_2 – окислитель

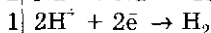
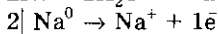
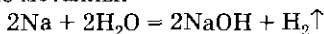
$\text{Ca} + 2\text{C} = \text{CaC}_2$ (карбид кальция)



Ca^0 – восстановитель

C^0 – окислитель

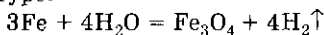
С водой активно реагируют щелочные и щелочноземельные металлы.



Na^0 – восстановитель

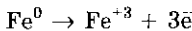
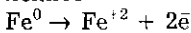
H^+ – окислитель

С увеличением алгебраического значения стандартного электродного потенциала металла E^0 в ряду напряжений способность металла реагировать с водой уменьшается. Так, железо реагирует с водой только при очень высокой температуре:

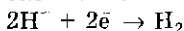


раска- пар

ленное



окисление



восстановление

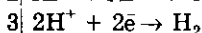
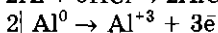
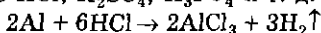
Fe^0 – восстановитель

H^+ – окислитель

3

Металлы с положительным значением стандартного электродного потенциала, то есть стоящие после водорода в ряду напряжений, не реагируют с водой.

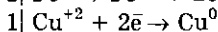
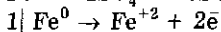
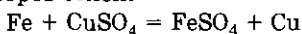
Характерны реакции металлов с кислотами. Металлы с отрицательным значением E^0 вытесняют водород из растворов HCl , H_2SO_4 , H_3PO_4 и т. д.



Al^0 – восстановитель

H^+ – окислитель

Металл с меньшим значением E^0 вытесняет металл с большим значением E^0 из растворов солей:



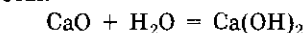
Fe^0 – восстановитель

Cu^{+2} – окислитель

Важнейшие соединения кальция, получаемые в промышленности, их химические свойства и способы получения.

Оксид кальция CaO называют негашеной известью. Его получают обжигом известняка $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$ при температуре 2000°C . Оксид кальция обладает свойствами основного оксида:

а) реагирует с водой с выделением большого количества теплоты:

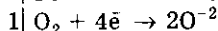
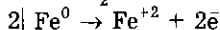
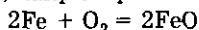


(гашеная известь).

4

значения энергии ионизации и сродства к электрону. Свободные металлы проявляют исключительно восстановительные свойства.

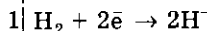
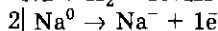
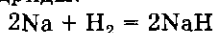
3) Металлы образуют оксиды, например:



Fe^0 – восстановитель

O_2 – окислитель

С водородом реагируют только щелочные и щелочно-земельные металлы, образуя гидриды:

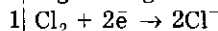
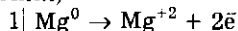


Na^0 – восстановитель

H_2 – окислитель

Металлы реагируют с галогенами, образуя галогениды, с серой – сульфиды, с азотом – нитриды, с углеродом – карбиды.

$\text{Mg} + \text{Cl}_2 = \text{MgCl}_2$ (хлорид магния)

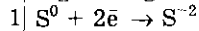
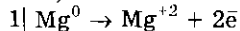


Mg^0 – восстановитель

Cl_2 – окислитель

t°

$\text{Mg} + \text{S} = \text{MgS}$ (сульфид магния)

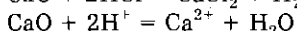
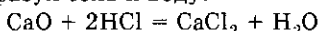


Mg^0 – восстановитель

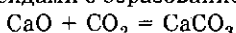
S^0 – окислитель

2

б) реагирует с кислотами, образуя соль и воду:



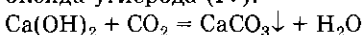
в) реагирует с кислотными оксидами с образованием соли:



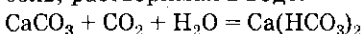
Гидроксид кальция $\text{Ca}(\text{OH})_2$ применяется в виде гашеной извести, известкового молока и известковой воды.

Известковое молоко — это взвесь, образованная при смешивании избытка гашеной извести с водой.

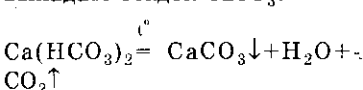
Известковая вода — прозрачный раствор, полученный при фильтровании известкового молока. Используется в лаборатории для обнаружения оксида углерода (IV).



При длительном пропускании оксида углерода (IV) раствор становится прозрачным, так как образуется кислая соль, растворимая в воде:

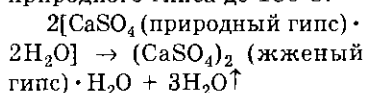


Если полученный прозрачный раствор гидрокарбоната кальция нагреть, то снова происходит помутнение, так как выпадает осадок CaCO_3 :

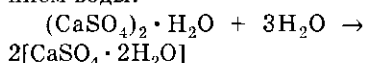


ГИПС

Различают следующие виды гипса: природный — $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, жженный — $(\text{CaSO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$, безводный — CaSO_4 . Жженный (полуводный) гипс, или алебастр, $(\text{CaSO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ получают при нагревании природного гипса до 180°C .

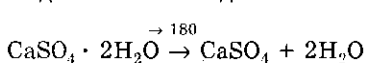


Если смешать порошок жженого гипса с водой, то образуется полужидкая пластическая масса, которая быстро твердеет. Процесс затвердевания объясняется присоединением воды:



В медицине это свойство используют для накладывания гипсовых повязок.

Если природный гипс $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ нагревать при более высокой температуре, то выделяется вся вода:

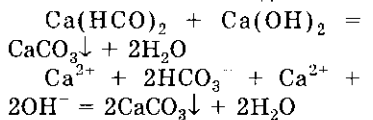


Образовавшийся безводный гипс CaSO_4 уже не способен присоединять воду, и поэтому его назвали мертвым гипсом.

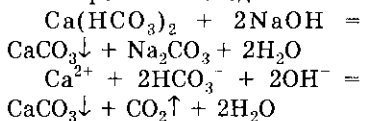
Под жесткостью воды понимают свойство природной воды, определяемое присутствием в ней в основном растворенных солей кальция и магния.

Устранение жесткости основано на переводе ионов кальция Ca^{2+} и магния Mg^{2+} из раствора в осадок.

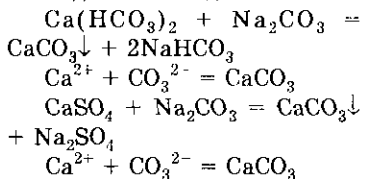
Известковый метод:



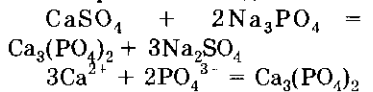
Натронный метод:



Содовый метод:



Фосфатный метод:



АЛЮМИНИЙ

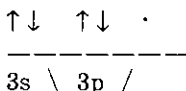
1) Положение в периодической системе элементов Д.И. Менделеева, строение атома, валентность, степень окисления.

2) Химические свойства алюминия по отношению:

а) к простым веществам (2 реакции);

б) к сложным веществам (3 реакции).

Алюминий Al находится в третьем периоде, третьей группе, главной подгруппе периодической системы. Его порядковый номер равен 13. Электронная конфигурация атома $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$. Электронно-графическая формула внешнего электронного слоя

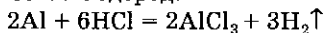


Алюминий имеет постоянную валентность III, в соединениях проявляет степень окисления +3.

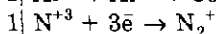
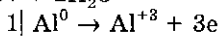
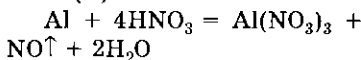
2) Алюминий — один из самых активных металлов, то есть является сильным восстановителем. По активности он уступает лишь щелочным и щелочноземельным металлам.

а) Алюминий окисляется кислородом воздуха уже при обычной температуре. В результате образуется очень плотная, тонкая защитная оксидная пленка, которая пассивирует алюминий.

В концентрированных азотной и серной кислотах на холоде алюминий пассивируется. С другими кислотами алюминий легко взаимодействует, вытесняя водород:



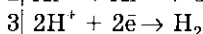
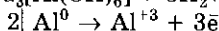
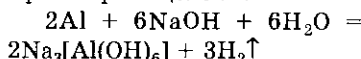
Разбавленная азотная кислота, реагируя с алюминием, восстанавливается до оксида азота (II):



Al^0 — восстановитель

N^{+5} — окислитель

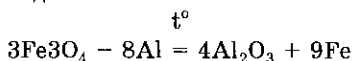
В отличие от щелочных и щелочноземельных металлов, алюминий проявляет амфотерные свойства, взаимодействуя с раствором щелочи:



Al^0 — восстановитель

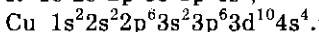
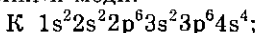
H^+ — окислитель

Алюминий восстанавливает многие металлы из их оксидов:

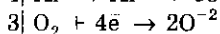
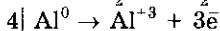
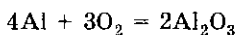


СХОДСТВО И ОТЛИЧИЕ СВОЙСТВ ЭЛЕМЕНТОВ ГЛАВНОЙ И ПОБОЧНОЙ ПОДГРУППЫ I ГРУППЫ.

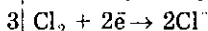
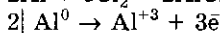
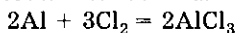
Электронные схемы атомов калия и меди:



Калий — элемент главной подгруппы, медь — элемент побочной подгруппы. У калия и меди одинаковое строение внешнего электронного слоя — 1 электрон на четвертом электронном слое. Это металлы, восстановители. Но металлы побочных подгрупп проявляют более слабые восстановительные свойства, чем металлы главных подгрупп. Это объясняется тем, что при заполнении d-орбиталей предвнешнего электронного уровня происходит уменьшение радиуса атомов по сравнению с металлами главных подгрупп, и электроны внешнего электронного уровня сильнее притягиваются к ядру. Калий — активный щелочной металл, медь — неактивный металл.

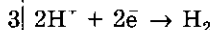
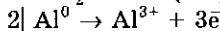
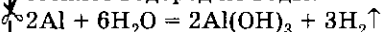


Алюминий реагирует со многими неметаллами:



б) Если снять оксидную пленку, то алюминий проявляет присущую ему химическую активность.

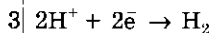
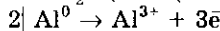
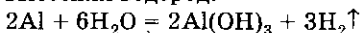
Если погрузить алюминиевую пластинку в раствор соли ртути и процарапать поверхность пластинки, то в этом месте алюминий вытесняет из раствора соли ртуть и образует с ней сплав амальгаму. На амальгированной поверхности оксидная пленка не удерживается. При внесении этой пластинки в воду алюминий вытесняет водород из воды:



Al^0 — восстановитель

H^+ — окислитель

В концентрированных азотной и серной кислотах на холоде алюминий пассивируется. С другими кислотами алюминий легко взаимодействует, вытесняя водород:



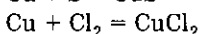
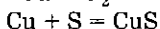
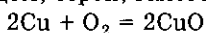
Al^0 — восстановитель

H^+ — окислитель

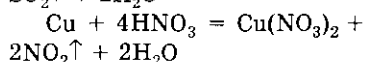
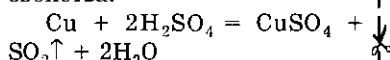
СВОЙСТВА МЕДИ

Физические свойства. Металл красноватого цвета, температура плавления 1083°C , плотность $11,3 \text{ г/см}^3$; очень хороший проводник тепла и электрического тока.

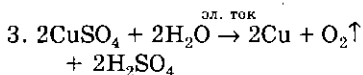
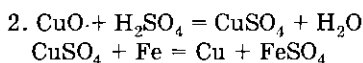
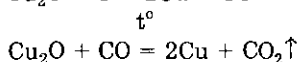
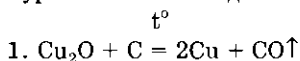
Химические свойства. При нагревании реагирует с кислотой, серой, галогенами.



Медь в ряду напряжений находится правее водорода, поэтому не реагирует с кислотами с выделением водорода. Но при нагревании медь реагирует с концентрированной серной и азотной кислотами, проявляя восстановительные свойства:



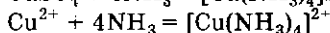
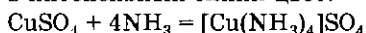
Задача. Получите медь: 1) пирометаллургическим методом, 2) гидрометаллургическим методом, 3) электрометаллургическим методом.



1

СПОСОБНОСТЬ СОЕДИНЕНИЙ МЕДИ (II)

Если к раствору сульфата меди (II) прилить раствор аммиака, то выпадает голубой осадок основной соли, который легко растворяется в избытке аммиака, окрашивая жидкость в интенсивный синий цвет.



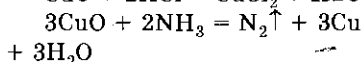
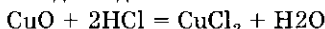
1

Химические свойства:

1. оксида меди (II)
2. гидроксида меди (II)

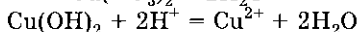
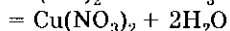
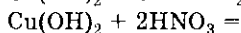
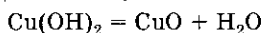
Ответ подтвердите соответствующими уравнениями реакций.

1. Оксид меди (II) CuO — основной оксид, в воде нерастворим; реагирует с кислотами с образованием соли и воды; способен восстанавливаться до меди:



2. Гидроксид меди (II) $\text{Cu}(\text{OH})_2$ — нерастворимое в воде основание; разлагается при нагревании, взаимодействует с кислотами с образованием соли и воды.

t°



Гидроксид меди (II) растворяется в аммиаке с образованием темно-синего раствора, содержащего ионы $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$

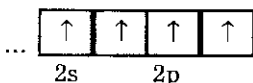
$$\text{Cu}(\text{OH})_2 + 4\text{NH}_3 = [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$$

III. ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

1. УГЛЕВОДОРОДЫ

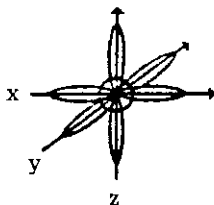
Гибридизация — это смешивание валентных электронных облаков и образование качественно новых, равноценных гибридных валентных электронных облаков.

У атома углерода в возбужденном состоянии 4 валентных электрона



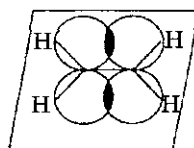
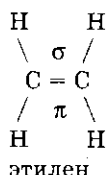
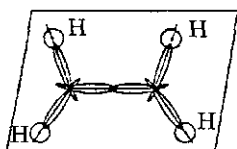
Они неравноценны: s-электрон сферической формы, p-электроны имеют форму восьмерки и направлены по осям x, y, z.

При образовании химических связей у атома углерода происходит гибридизация. В зависимости от вида гибридизации атомы углерода могут находиться в трех валентных состояниях:



I валентное состояние. Для него характерна sp^3 -гибридизация. В случае sp^3 -

1



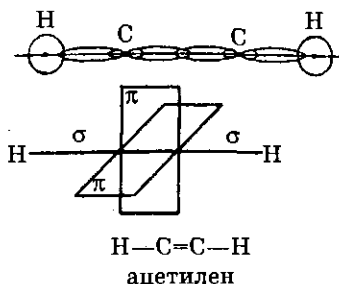
π -связь

Они образуют на плоскости три сигма-связи. Четвертая связь с соседним атомом углерода образуется в перпендикулярной плоскости двумя p-электронами, которые не участвовали в гибридизации. Так образуется этилен и его гомологи с общей формулой C_nH_{2n} .

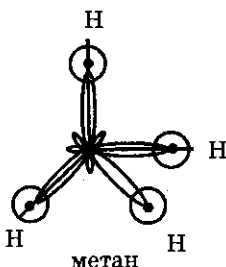
III валентное состояние — sp-гибридизация. В случае sp-гибридизации образуются два гибридных облака, которые лежат на осевой линии, соединяющей ядра двух атомов под углом 180° . Они образуют две сигма-связи по осевой линии — с водородом и углеродом. 2p-электрона, кото-

3

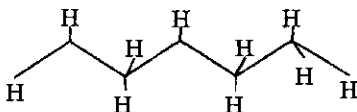
рые не участвовали в гибридизации, образуют с соседним атомом углерода две π -связи в двух взаимноперпендикулярных плоскостях. Так образуется ацетилен и его гомологи с общей формулой C_nH_{2n+2} .



гибридизации образуется четыре гибридных облака, которые направлены из центра тетраэдра к его вершинам. Угол между осями гибридных электронных облаков оказывается равным $109^\circ 28'$. Так образуются метан и его гомологи — алканы с общей формулой C_nH_{2n+2} .



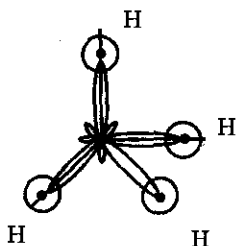
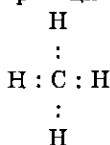
Алканы в пространстве имеют зигзагообразное строение — это ряд тетраэдров, соединенных своими вершинами:



II валентное состояние — sp^2 -гибридизация. Если происходит sp^2 -гибридизация, то образуется три гибридных валентных облака, которые лежат на плоскости под углом 120° .

МЕТАН

1) электронное и пространственное строение молекулы; 2) основные химические свойства, подтвердив их соответствующими уравнениями реакций (не менее трех реакций).



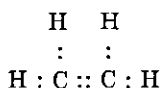
1) Все связи ковалентные, полярные, сигма-связи. В пространстве молекула метана имеет тетраэдрическое строение. Углерод находится в первом валентном состоянии, то есть происходит sp^3 -гибридизация. Сущность sp^3 -гибридизации заключается в смешивании валентных электронных облаков 1-*s* и 3-*p* и образовании 4 качественно новых гибридных валентных электронных облаков, которые направлены из центра тетраэдра к его вершинам. Они образуют 4 σ -связи с атомами водорода.

2) Метан — химически малоактивное вещество. Наиболее характерны реакции замещения.

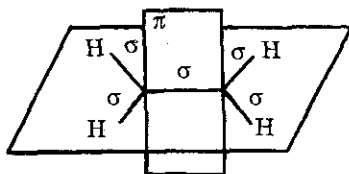
1

ЭТИЛЕН

1) электронное и пространственное строение молекулы; 2) основные химические свойства, подтвердив соответствующими уравнениями реакций (5 реакций).



1) Атомы углерода находятся во втором валентном состоянии (sp^2 -гибридизация). В результате на плоскости под углом 120° образуются три гибридных облака, которые образуют три сигма-связи с углеродом и двумя атомами водорода. Р-электрон, который не участвовал в гибридизации, образует в перпендикулярной плоскости π -связь с р-электронном соседнего атома углерода. Так образуется двойная связь между атомами углерода. Молекула имеет плоскостное строение.

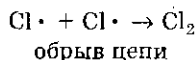
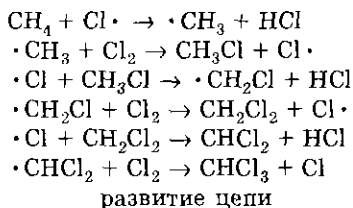
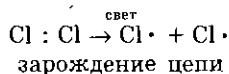


2) Этилен — химически активное вещество. Так как в молекуле между атомами углерода имеется двойная связь, то одна из них — π -

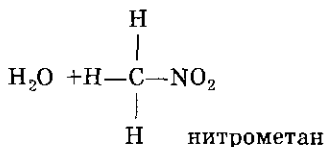
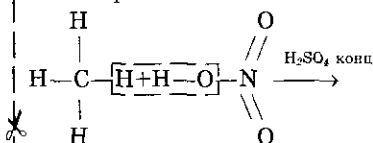
1

связь — менее прочная, легко разрывается, и по месту разрыва π-связи происходит присоединение, окисление, полимеризация молекул.

Хлорирование — цепная реакция по свободно-радикальному механизму Н.Н. Семенова.

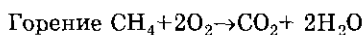
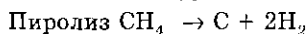
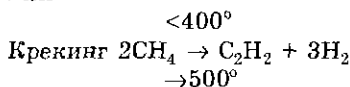


Нитрование:

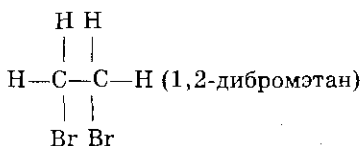
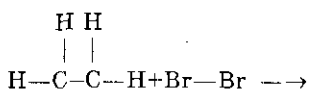


Эта реакция впервые была описана М.И. Коноваловым.

Разложение при нагревании.

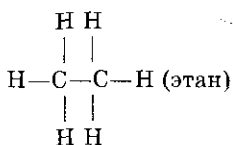
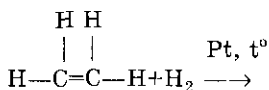


Галогенирование:

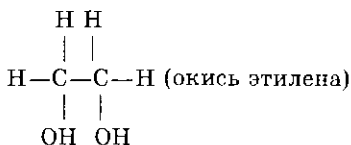
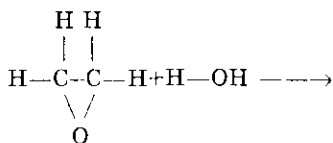
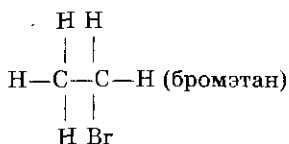
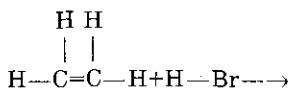


Происходит обесцвечивание бромной воды. Это качественная реакция на непредельные соединения.

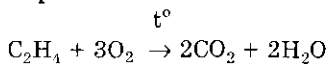
Гидрирование:



Гидрогалогенирование:



Горение:

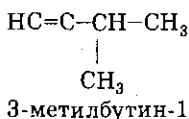
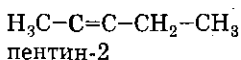
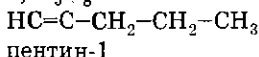


АЦЕТИЛЕНОВЫМИ УГЛЕВОДОРОДЫ

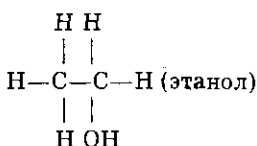
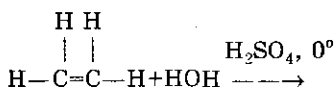
Ацетиленовыми называются углеводороды, в молекулах которых имеется тройная связь между атомами углерода. Общая формула ацетиленовых углеводородов (алкинов): C_nH_{2n-2}

Структурные формулы всех изомеров состава C_5H_8 .

2) C_5H_8



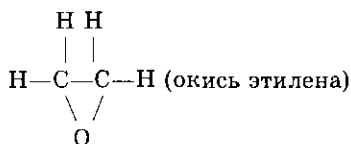
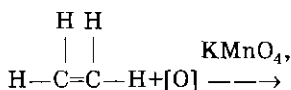
Гидратация:



Эту реакцию открыл А.М. Бутлеров, и она используется для промышленного получения этилового спирта.

Окисление:

Этилен легко окисляется. Если этилен пропускать через раствор перманганата калия, то он обесцветится. Эта реакция используется для отличия предельных и непредельных соединений.



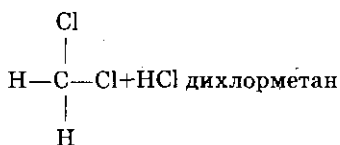
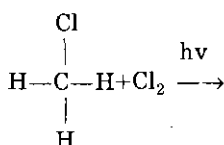
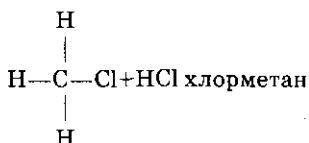
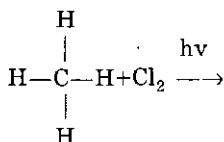
Окись этилена — непрочное вещество, кислородный мостик разрывается и присоединяется вода, в результате образуется этилен-гликоль:

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА УГЛЕВОДОРОДОВ

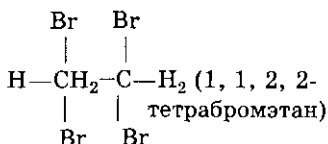
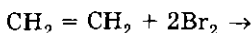
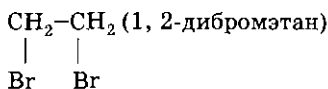
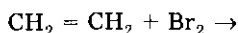
Химические свойства, характерные для углеводородов, содержащихся в молекулах: а) простые связи; б) кратные связи.

а) Алканы содержат простые связи между атомами углерода. Для них характерны реакции замещения, они трудно окисляются, не обесцвечивают раствор перманганата калия.

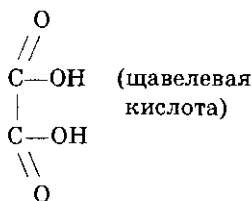
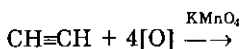
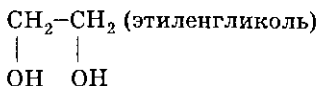
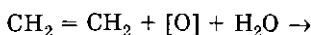
Например: галогенирование метана под действием света



Для этилена и ацетилена характерны реакции присоединения и окисления, так как они содержат двойную и тройную связи.



Если условно обозначить окислитель атомом кислорода, то

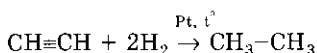
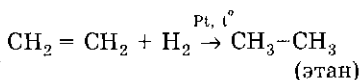


При этом раствор перманганата калия обесцвечивается.

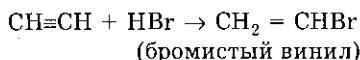
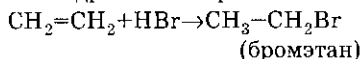
1

3

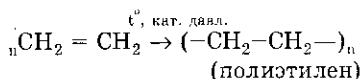
Гидрирование:



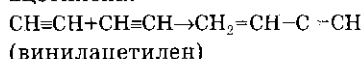
Гидрогалогенирование:



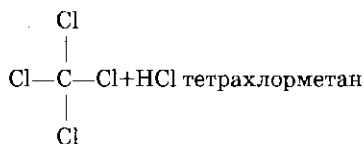
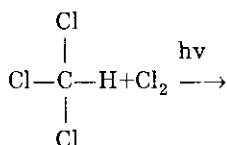
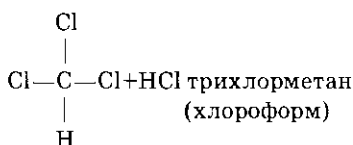
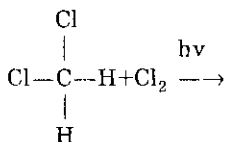
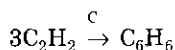
Полимеризация:



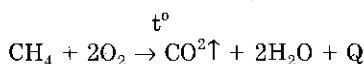
Линейная полимеризация
ацетилена:



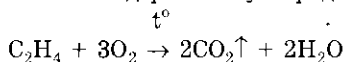
Циклическая полимеризация
ацетилена:



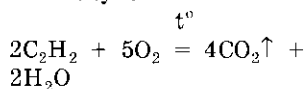
Метан горит:



б) Этилен C_2H_4 горит, но в отличие от этана, светящимся пламенем, так как имеет повышенное содержание углерода:



Ацетилен C_2H_2 горит коптящим пламенем, так как имеет большой процент углерода в молекуле:

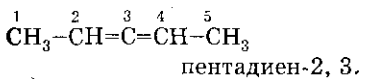
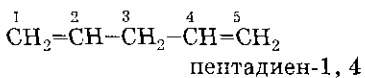
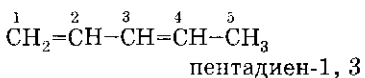
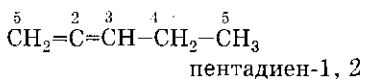
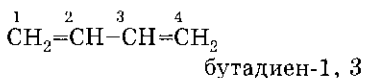


ДИЕНОВЫЕ УГЛЕВОДОРОДЫ

а) Общая формула диеновых углеводородов C_nH_{2n-2} , где $n \geq 3$.

Например, первые три гомолога имеют формулы: C_3H_4 , C_4H_6 , C_5H_8 .

б) номенклатура и строение;



Практическое значение имеют диеновые, в молекулах которых двойные связи разделены простой (одинарной) связью. Это: бутадиен - 1, 3 (дивинил) $CH_2=CH-CH=CH_2$ и 2-метилбутадиен - 1, 3 (изопрен) $CH_2=C(CH_3)-CH=CH_2$

в) особенности химических свойств, подтвердив уравнениями реакций с водородом, бромом, бромоводородом.

Особенность диеновых углеводородов в том, что

①

ПОЛИМЕРЫ

Строение макромолекул

Макромолекулы полимеров имеют различную геометрическую форму:

а) линейную (полиэтилен, полипропилен);

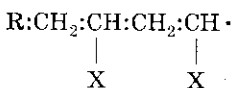
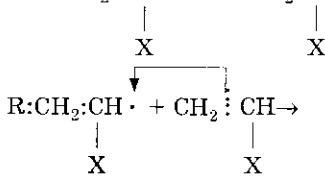
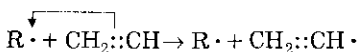
б) разветвленную (крахмал, гликоген);

в) пространственную (вулканизированный каучук).

Полимеры могут иметь кристаллическое и аморфное строения. Под кристаллическостью понимают упорядоченное расположение макромолекул. Аморфное строение характеризуется отсутствием упорядоченности.

Способы получения

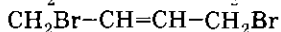
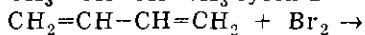
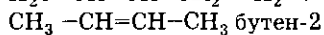
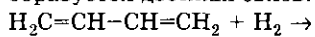
Полимеры синтезируют полимеризацией и поликонденсацией. Реакция полимеризации - это процесс соединения молекул в более крупные молекулы.



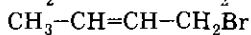
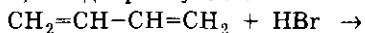
Это свободно-радикальный механизм.

①

присоединение происходит по
концам цепи, а между вторым
и третьим атомами углерода
образуется двойная связь:



1, 4 - дибромбутен-2



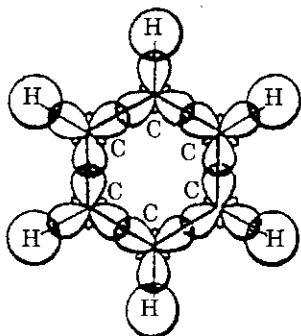
1 - бромбутен-2



БЕНЗОЛ

Электронное и пространственное строения

В бензоле все атомы углерода находятся во втором валентном состоянии (sp^2 -гибридизация).



В результате на плоскости образуются три сигма-связи с атомами углерода и водорода. Шесть p -электронов, которые не участвовали в гибридизации, образуют общее π -электронное облако, которое стягивает бензольное кольцо, делая его более прочным, так как в результате перекрывания возникает единая делокализованная шестизлектронная π -система ($4p + 2 = 6$, где $n = 1$).

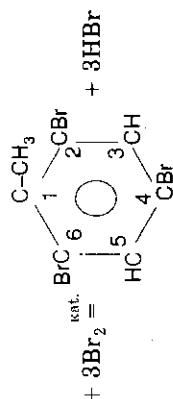
Электронная плотность \rightarrow связи равномерно распределена по всему циклу, что приводит к выравниванию длин связей $C-C$ (0,1397 нм). Однозамещенные бензола не имеют изомеров.

1

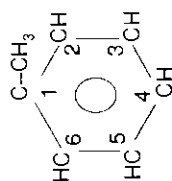
Задача. В каком направлении пойдет реакция толуола с бромом: а) в присутствии катализатора; б) при освещении смеси веществ? Напишите уравнения реакций.

Решение.

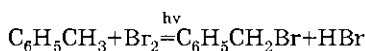
а) В присутствии катализатора замещение произойдет в бензольном кольце:



2,4,6-трибромбензол



б) При освещении замещение произойдет в метильной группе:

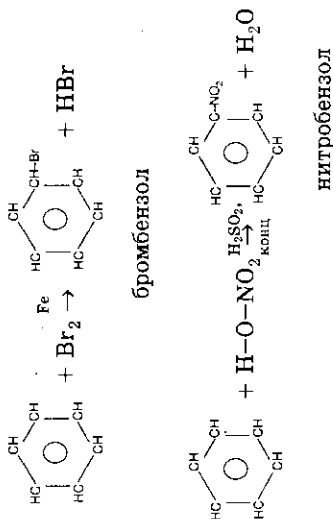


Это объясняется взаимным влиянием бензольного кольца и заместителя.

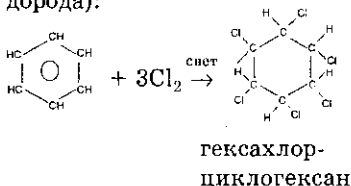
1

Задача. Приведите примеры реакций, показывающих сходство бензола: а) с предельными углеводородами; б) с непредельными углеводородами. В чем заключается различие в проявлении общих свойств?

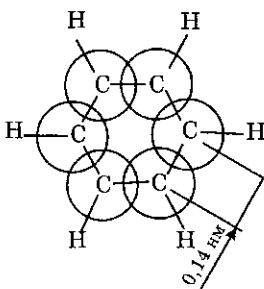
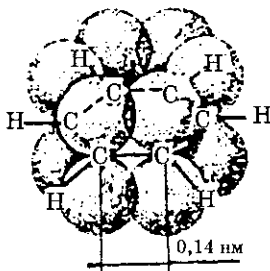
Решение. Сходство бензола с предельными углеводородами — реакции замещения:



Сходство с непредельными углеводородами — реакции присоединения (хлора или водорода):

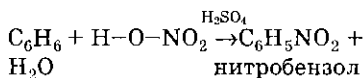
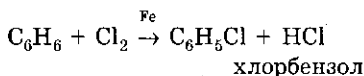


Реакции замещения идут у бензола легче, чем у предельных углеводородов, а реакции присоединения — труднее, чем у непредельных.

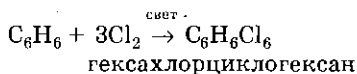
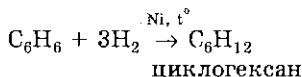


Основные химические свойства.

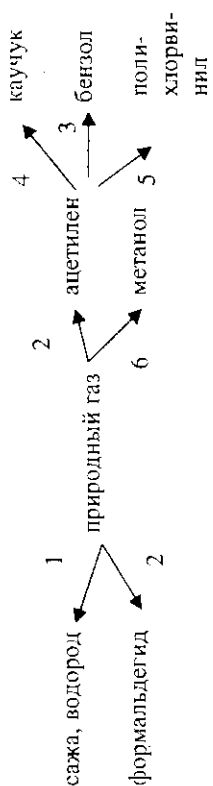
Реакции замещения:



Реакции присоединения:

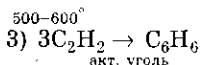
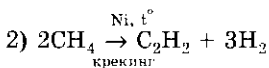
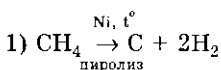


Задача. Напишите уравнения химических синтезов, используя схему:



Укажите условия реакций.

Решение.



1

Задача. У каких из приведенных ниже соединений возможна цис-, трансизомерия?

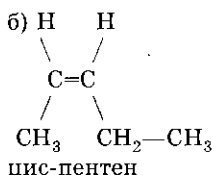
1) а) бутена-1, б) пентена-2, 3) 2-метилбутена-2, г) 2-метилпропена, д) олеиновой кислоты, е) изопренового каучука.

2) Приведите структурные формулы цис-, трансизомеров.

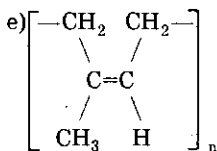
3) Чем объясняется наличие цис-, трансизомерии у веществ?

Решение.

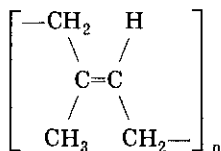
1) а), в), г) не имеют, б), д), е) имеют цис-, трансизомеры:



1



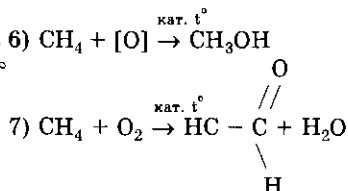
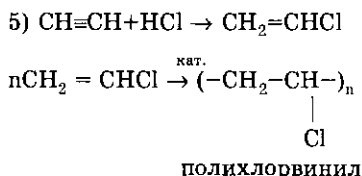
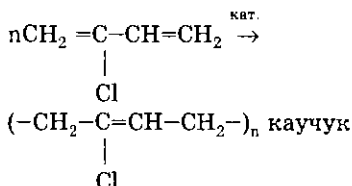
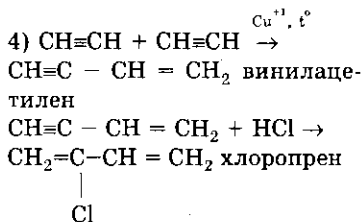
цис-форма изопренового каучука



транс-форма изопренового каучука

3) Наличие цис-, трансизомерии объясняется отсутствием свободного вращения молекулы относительно двойной связи. Оно затруднено, потому что молекула в этом месте имеет плоскостное строение (sp^2 -гибридизация двух атомов углерода, образующих двойную связь).

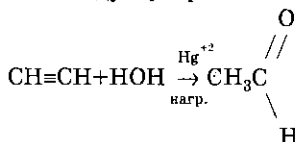
Необходимым условием для наличия цис-, трансизомеров является также наличие разных заместителей у атомов углерода, образующих двойную связь.



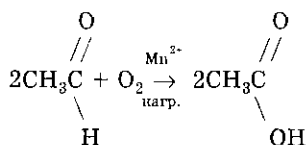
СВОЙСТВА АЦЕТИЛЕНА

Свойства ацетилена, на основании которых он применяется в органических синтезах.

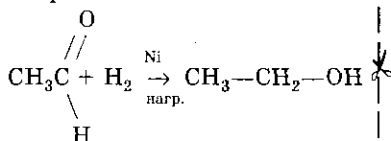
Получение ацетальдегида по методу Кучерова:



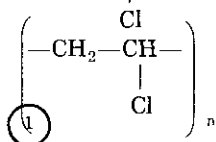
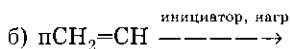
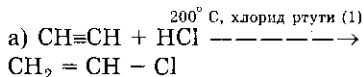
а) получение уксусной кислоты:



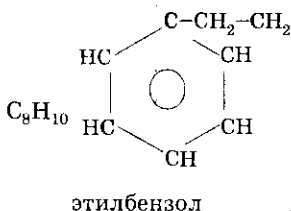
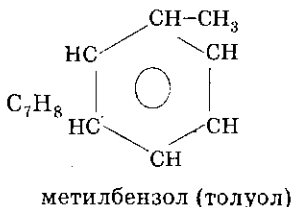
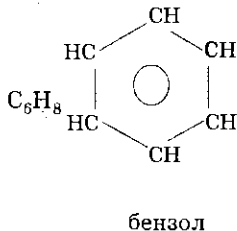
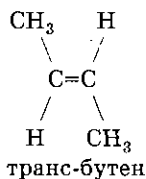
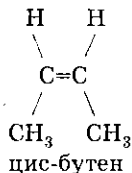
б) получение этилового спирта:

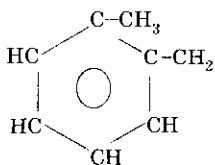


Получение хлорвинила, полимеризация его в полихлорвинил (пласти, клеенки, трубы, изоляция провода):

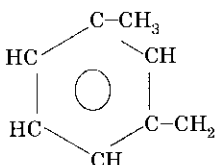


Для бутена-2 характерны цис-, трансизомеры:

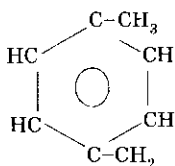




орто-диметилбензол



мета-диметилбензол



пара-диметилбензол

При всех реакциях образуются высокомолекулярные вещества — полимеры из низкомолекулярных — мономеров. Реакции идут по месту разрыва π -связей.

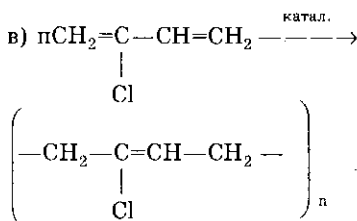
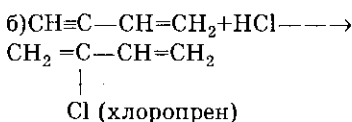
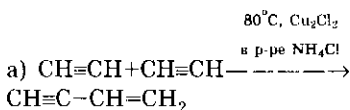
Реакция полимеризации: соединяются сразу много мономеров, побочных продуктов не образуется.

Реакция поликонденсации: соединяются постепенно разные мономеры с образованием побочных продуктов реакции.

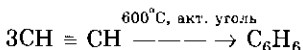
Реакция сополимеризации: происходит одновременно и присоединение, и по-

4

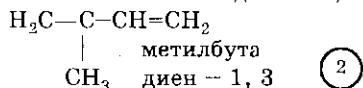
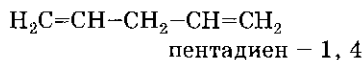
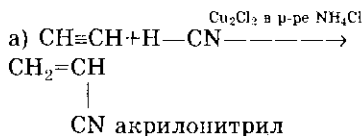
Получение винилацетилена реакцией димеризации и на его основе — хлоропренового каучука:



Получение бензола тримеризацией ацетилена по методу Н.Д. Зелинского:



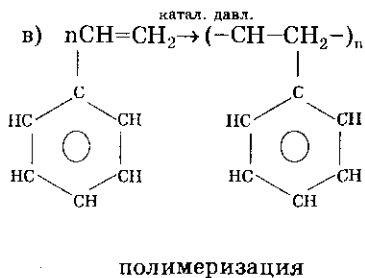
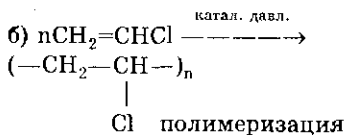
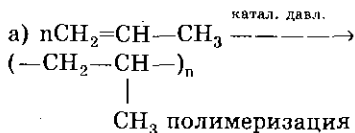
Получение акрилонитрила и его полимеризация в полиакрилонитрил (синтетическое волокно нитрон):



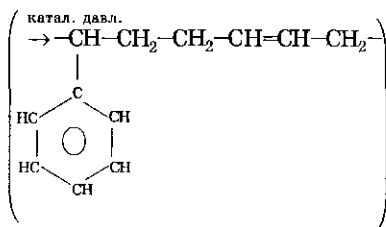
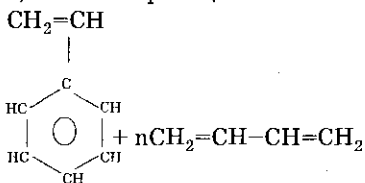
2

лимеризация разных мономеров.

2)



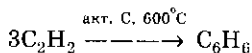
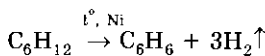
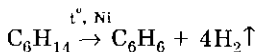
г) сополимеризация



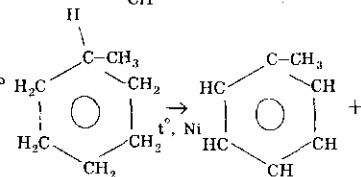
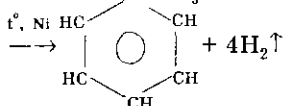
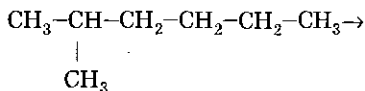
5

СПОСОБЫ ПОЛУЧЕНИЯ БЕНЗОЛА, ТОЛУОЛА, ЭТИЛБЕНЗОЛА, СТИРОЛА

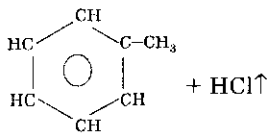
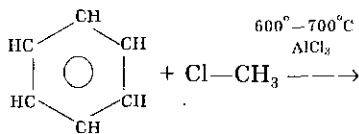
а) Получение бензола:



б) Получение толуола:

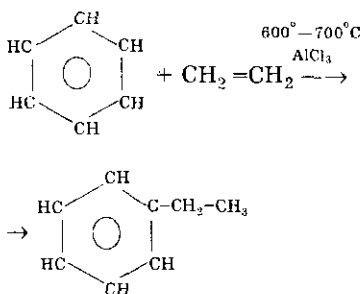


+ 3H₂↑

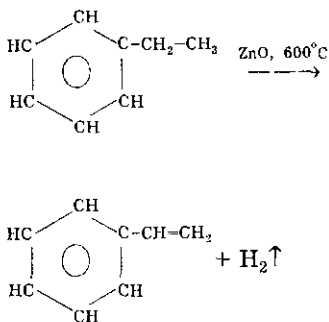


1

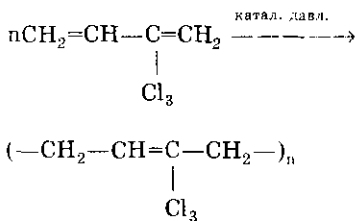
в) Получение этилбензола:



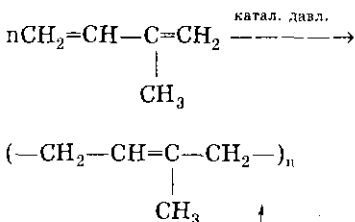
г) Получение стирола:



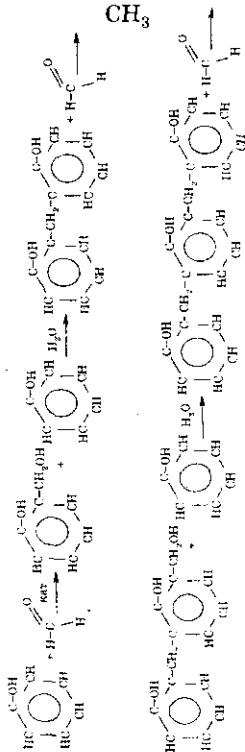
д) полимеризация



е) полимеризация



ж) ПОЛИКОНДЕНСАЦИЯ



И. Р. Д.

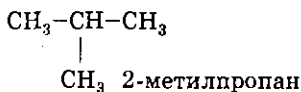
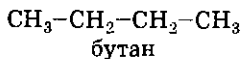
Задача. Сколько изомеров могут соответствовать эмпирической формуле C_5H_{10} ? Напишите структурные формулы этих изомеров и назовите их.

Решение. C_5H_{10}

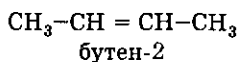
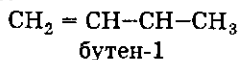
- 1) $CH_2=CH-CH_2-CH_2-CH_3$
пентен-1
- 2) $CH_3-CH=CH-CH_2-CH_3$
пентен-2
- 3) $CH_2=C-CH_2-CH_3$
|
 CH_3 2-метилбутен-1
- 4) $CH_3-C=CH-CH_3$
|
 CH_3 2-метилбутен-2

ВИДЫ ИЗОМЕРИИ

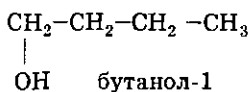
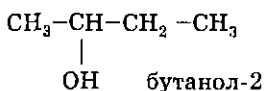
а) Изомерия углеродного скелета:



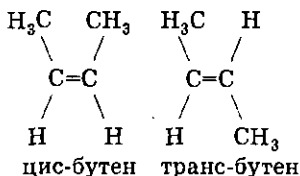
б) Изомерия, обусловленная местоположением кратных связей:



в) Изомерия положения заместителей:

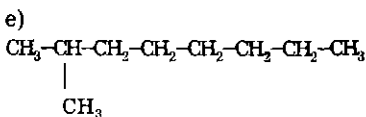
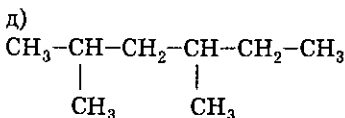
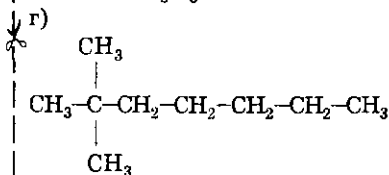
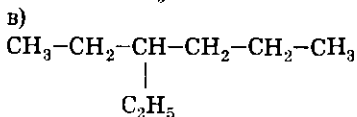
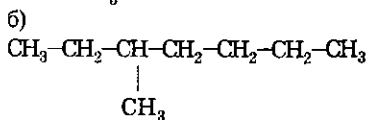
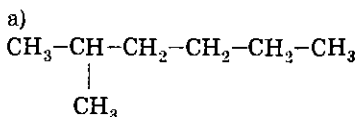


г) Геометрическая изомерия (цис-, транс-):



Задача. Какие из перечисленных ниже соединений являются изомерами: а) 2-метилгексан; б) 3-метилгептан; в) 3-этилгексан; г) 2, 2-диметилгептан; д) 2, 4-диметилгексан; е) 2-метилоктан. Подтвердите ответ, написав структурные формулы указанных веществ.

Решение.



Изомеры: б), в), д).

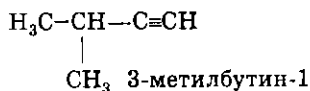
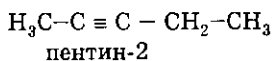
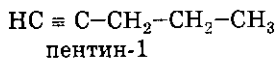
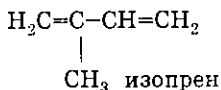
Изомеры: г), е).

1

1

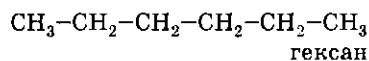
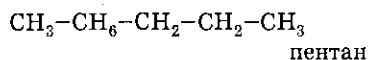
Задача. Сколько алкинов могут быть изомерны изопрену? Напишите структурные формулы этих алкинов и назовите их по М.Н.

Решение.

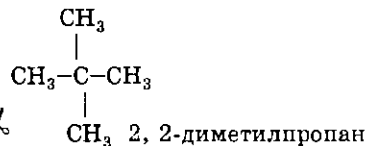
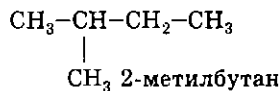


Задача. Для вещества, имеющего строение $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$, приведите структурные формулы двух гомологов и двух изомеров. Назовите их по М.Н.

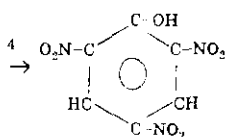
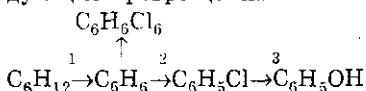
Решение. Гомологи:



Изомеры пентана:

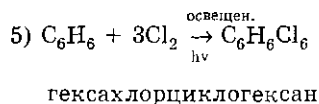
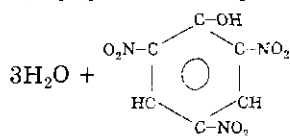
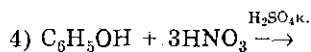
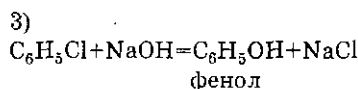
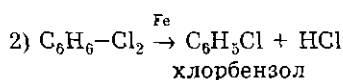
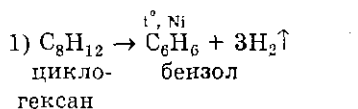


Задача. Составьте уравнения реакций, посредством которых можно осуществить следующие превращения:



Назовите указанные выше вещества.

Решение.



ЭТИЛОВЫЙ СПИРТ

1. Классификация, строение, свойства.

Органические соединения, содержащие гидроксильную группу (ОН), связанную с атомом углерода, находящимся в состоянии sp^3 -гибридизации, называются одноатомными предельными спиртами.

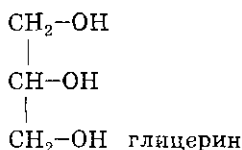
Спирты можно классифицировать по составу в зависимости от числа ОН-групп и кратных связей:

Спирты

1. Одноатомные предельные:
 C_2H_5OH этанол

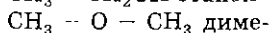
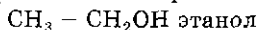
2. Одноатомные непредельные:
 $CH_2=CH=CH_2$
ОН 1-пропен 3-ол

3. Многоатомные:



Для спиртов характерно два вида изомерии: 1) изомерия углеродного скелета; 2) изомерия положения гидроксильной группы.

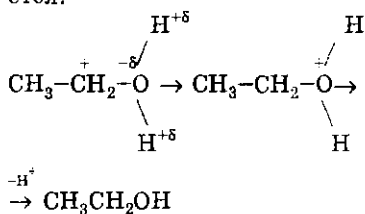
Спирт, имеющий не менее двух атомов углерода, может образовать изомеры:



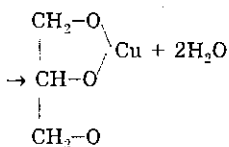
1

1

В этаноле электроотрицательность атома кислорода более высокая, чем у атомов углерода и водорода и электронная плотность смещается в сторону гидроксильной группы, в результате чего углерод радикала получает частичный положительный заряд. Однако полярность связи С-О невелика. Схематически это выражается:

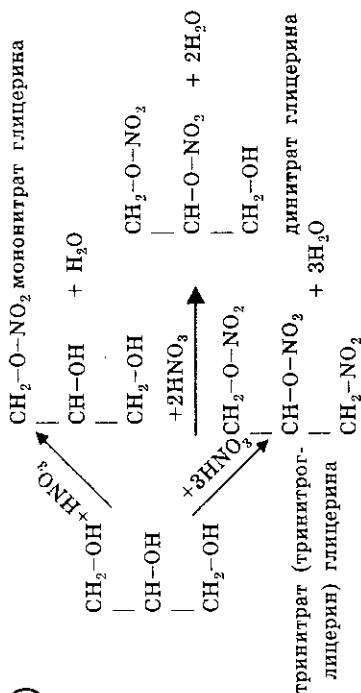


где δ — частичный положительный и отрицательный заряд на атоме.



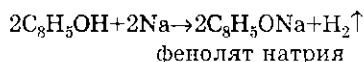
Голубой осадок $\text{Cu}(\text{OH})_2$ растворяется и образуется ярко-синий раствор глицерата меди.

При взаимодействии глицерина с азотной кислотой в зависимости от ее количества образуются моно-, ди- и тринитраты:



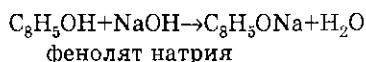
Сходство свойств фенола с этиловым спиртом

Взаимодействие с Na:

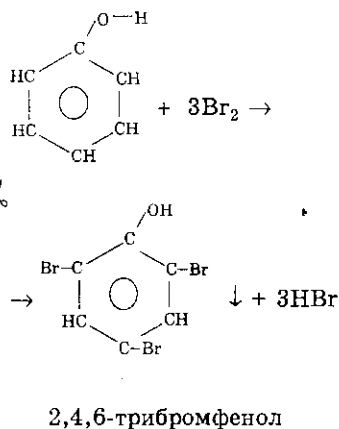


Отличие фенола от этилового спирта по химическим свойствам

Реакция нейтрализации:

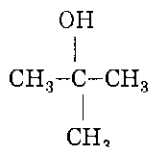


Свойство бензольного ядра

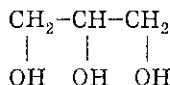


ТРЕТИЧНЫЙ СПИРТ

Третичным называют спирт, в котором функциональная группа OH связана с третичным углеродным атомом, например:

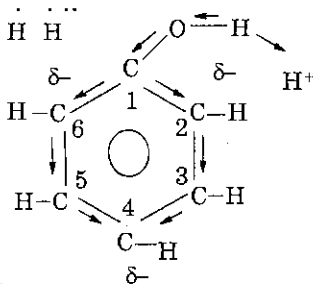
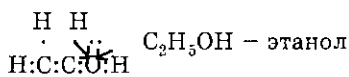


Трехатомным называют спирт, в молекулах которого имеется три функциональных группы OH. Например, глицерин:



Задача. Исходя из электронного строения, опишите взаимное влияние атомов в молекуле этанола и фенола. Опытным путем докажите, как распознать фенол и этанол.

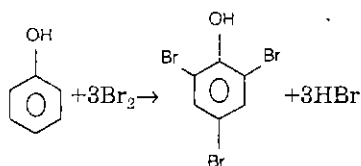
Решение.



1

3

Фенол можно отличить от этанола с помощью реакции с бромной водой: в результате образуется белый осадок трибромфенола:



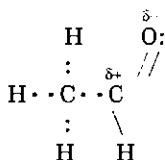
Это качественная реакция на фенол.

В этаноле электронная плотность смещена от радикала к группе ОН, поэтому она подвижна и может участвовать в реакциях. В группе ОН водород отличается большей подвижностью, чем водород в радикале, так как связан с электроотрицательным атомом кислорода. Водород группы ОН может замещаться активным металлом. Так как влияние атомов взаимно, то группа ОН также влияет на радикал, поэтому атомы водорода радикала (рядом с функциональной группой) могут участвовать в реакциях замещения.

Фенол содержит тоже группу ОН, но она связана с бензольным кольцом. Электронная плотность смещается от группы ОН к бензольному кольцу, в результате увеличивается электронная плотность в орто- и пара-положениях. Поэтому, в отличие от бензола, в феноле замещаются три атома водорода у 2, 4, 6-углеродных атомов. Бензольное кольцо также влияет на группу ОН. В результате полного смещения электронной плоскости от водорода к кислороду, водород легче отщепляется в растворе в виде протона H^+ . Поэтому фенол, в отличие от этанола, проявляет более сильные кислотные свойства.

УКСУСНЫЙ АЛЬДЕГИД

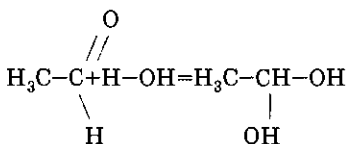
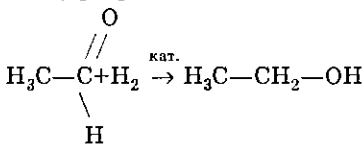
Электронное строение карбонила



Атом углерода в карбониле находится в sp^2 -гибридизации. В результате образуются три \rightarrow -связи. Такие связи лежат в одной плоскости и углы между ними 120° . Негибризованное облако р-электрона углерода и облако р-электрона атома кислорода образуют π -связь. Двойная связь между углеродом и кислородом полярна, в отличие от этилена.

Основные химические свойства

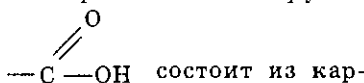
Реакции присоединения по месту разрыва π -связи:



1

ЭЛЕКТРОННОЕ СТРОЕНИЕ КАРБОКСИЛЬНОЙ ГРУППЫ

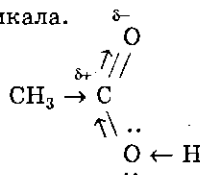
Карбоксильная группа



бонила $> \text{C}=\text{O}$ и гидроксила $-\text{OH}$.

Но для карбоновых кислот не характерны ни альдегидные, ни спиртовые свойства.

$\begin{array}{c} \text{O} \\ // \\ -\text{C}-\text{OH} \end{array}$ является самостоятельной функциональной группой, характерной для класса карбоновых кислот. Это объясняется электронным строением и взаимным влиянием функциональных групп и радикала.



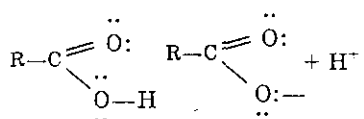
π -электроны связи

$> \text{C}=\text{O}$ взаимодействуют с р-электронами кислорода гидроксигруппы, а это приводит к сопряжению. Поляризация связи $\text{C}=\text{O}$ резко возрастает за счет дополнительного стягивания неподеленной пары электронов (р-электронов) атома кислорода OH -группы. Вследствие такого смещения электрон-

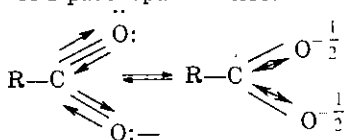
1

ной плотности связь O—H в гидроксигруппе ослабляется, и атом водорода легко отщепляется в виде иона H⁺. Поэтому именно гидроксигруппа участвует почти во всех реакциях: она или замещается, или диссоциирует по кислотному типу.

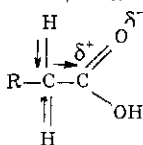
В отличие от альдегидов, для карбоксильной группы не характерна карбонильная активность. Это объясняется электронным строением карбоксилат-иона:



В карбоксилат-ионе происходит перераспределение электронной плотности между двумя атомами кислорода и углеродом. В результате двойная связь практически отсутствует в растворах кислот:

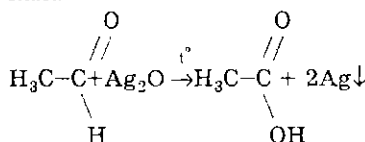


Так как влияние атомов взаимно, карбоксильная группа оказывает влияние на радикал. В результате этого атомы водорода соседнего с функциональной группой отличаются большей подвижностью от других атомов водорода радикала и могут замещаться.



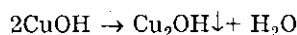
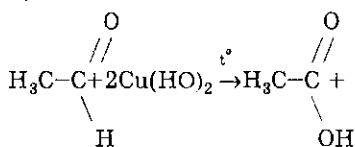
Реакции окисления:

Реакция «серебряного зеркала»



аммиачный
раствор

Реакция «медного зеркала»



Реакции «серебряного» и «медного зеркала» используются как качественные для распознавания альдегидов.

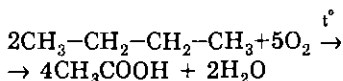
УКСУСНАЯ КИСЛОТА

Уксусная кислота, свойства, отношение ее к:

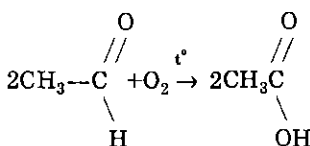
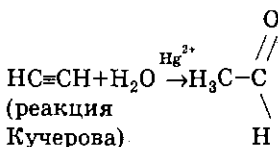
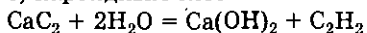
- основаниям;
- солям;
- аммиаку;
- спиртам.

1) Уксусную кислоту получают:

а) окислением бутана:

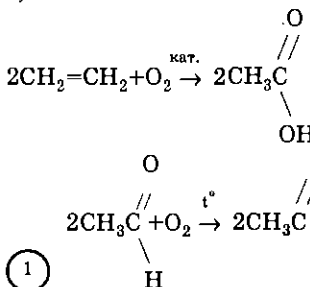


б) карбидным способом:

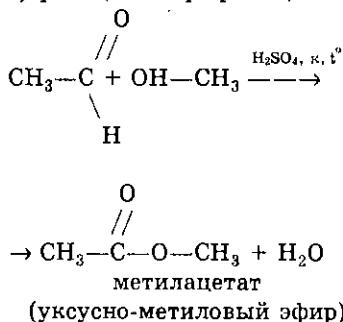


В промышленности ацетилен для этих целей получают из метана.

в) окислением этилена:



г) реакция этерификации:

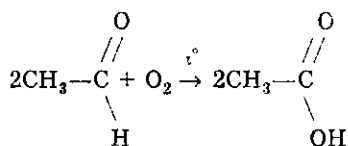
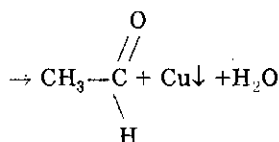
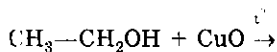


Раствор уксусной кислоты — уксус применяется как приправа и для консервирования. Из уксусной кислоты получают сложные эфиры (растворители), ацетатное волокно.

1

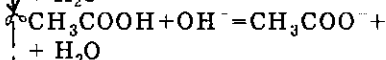
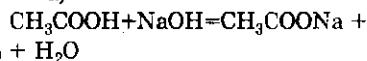
3

г) окислением спирта:

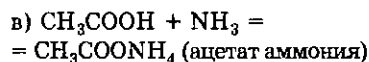
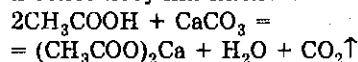


2) Уксусная кислота является слабым электролитом, поэтому в ионных уравнениях реакций ее нужно писать в молекулярном виде.

а)

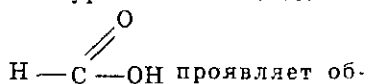


б) уксусная кислота реагирует с солями менее сильных и более летучих кислот:

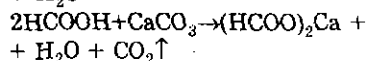
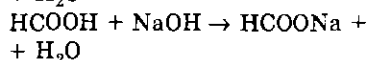
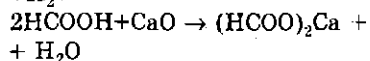
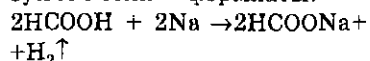


**МУРАВЬИНАЯ КИСЛОТА:
ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА**

Муравьиная кислота

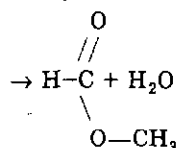
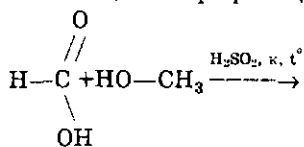


щие свойства кислот, так как имеет функциональную карбоксильную группу. Реакция солеобразования доказывает кислотные свойства муравьиной кислоты. При этом образуются соли - формиаты.



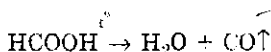
Как и все карбоновые кислоты, муравьиная кислота образует сложные эфиры.

Реакция этерификации:



муравьинометиловый
эфир (метилформиат)

Муравьиная кислота разлагается при нагревании:

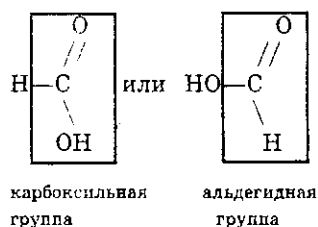


Щавелевую кислоту нельзя считать гомологом муравьиной кислоты, так как щавелевая кислота является двухосновной кислотой

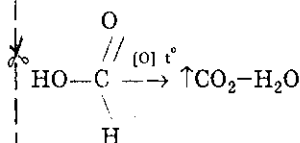
$\text{H}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{OH}$, муравьиная кислота относится к гомологическому ряду одноосновных

карбоновых кислот $\text{H}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{OH}$

От остальных карбоновых кислот муравьиная кислота отличается тем, что карбоксильная группа в ней связана не с углеводородным радикалом, а с атомом водорода. Поэтому муравьиную кислоту можно рассматривать и как кислоту, и как альдегид:



Подобно альдегидам, муравьиная кислота может окисляться:



Муравьиная кислота дает реакцию «серебряного зеркала»:



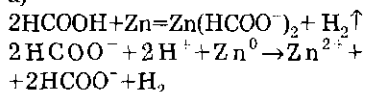
Задача. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций муравьиной кислоты: а) с цинком; б) с гидроксидом натрия; в) с карбонатом натрия; г) с аммиачным раствором оксида серебра.

По каким признакам можно судить о прохождении реакции в каждом случае?

Решение.

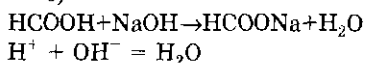
Муравьиная кислота HCOOH — представитель одноосновных карбоновых кислот. Она является более сильным электролитом, чем уксусная кислота и другие гомологи.

а)



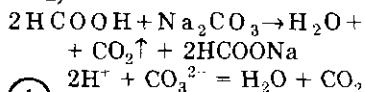
Металлы, стоящие в ряду напряжений до водорода, вытесняют его из муравьиной кислоты.

б)



О прохождении реакции можно судить по изменению окраски индикатора: красный лакмус синее, розовый метилоранж желтеет, так как образовавшаяся соль HCOONa в растворе имеет щелочную среду.

в)

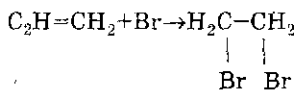


1

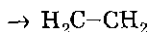
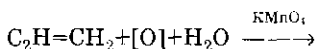
Задача. Напишите качественную реакцию на: а) этилен; б) фенол; в) альдегид; г) одноатомный спирт; д) многоатомный спирт.

Решение.

а) Обесцвечивание бромной воды или перманганата калия:

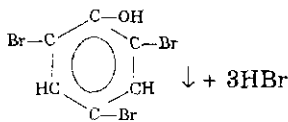
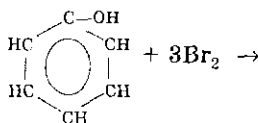


(1, 2-дибромэтан)



| |
HO OH (этиленгликоль)

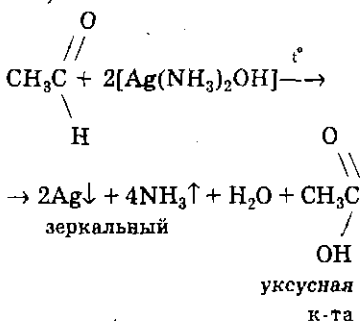
б) Выпадение белого осадка при взаимодействии фенола с бромом:



2, 4, 6-трибромфенол

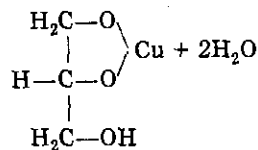
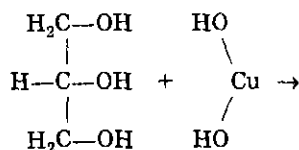
1

в) Реакция «серебряного зеркала» (или «медного зеркала»)



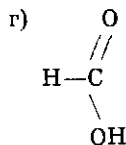
г) Одноатомный спирт не растворяет осадок гидроксида меди и не изменяет окраску индикатора.

д) Многоатомные спирты растворяют гидроксид меди. При этом образуется ярко-синий раствор:



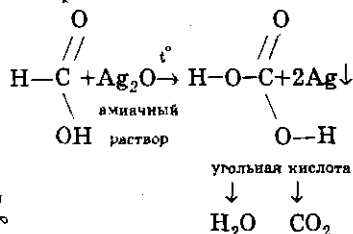
глицерат меди

Муравьиная кислота более сильная, чем угольная, поэтому вытесняет ее из раствора солей.



содержит альдегидную функциональную группу, поэтому, кроме кислотных свойств, проявляет альдегидные свойства:

кроме

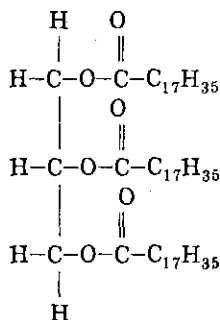


Это реакция «серебряного зеркала». На внутренней поверхности пробирки появляется налет серебра.

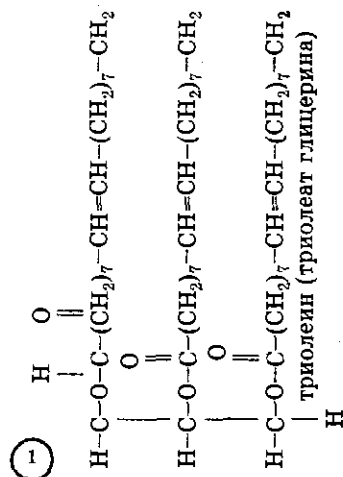
ЖИРЫ

Жиры в строении и свойствах животных жиров и растительных масел

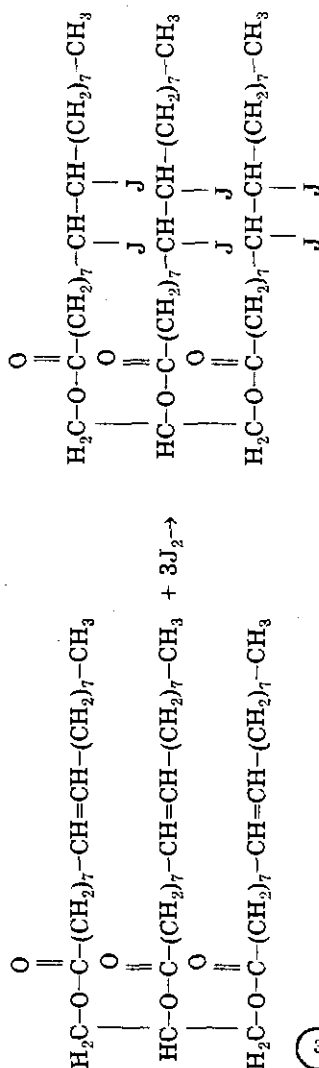
Животные жиры твердые, так как образованы высшими предельными карбоновыми кислотами. Например, тристеарин (тристеарат глицерина)



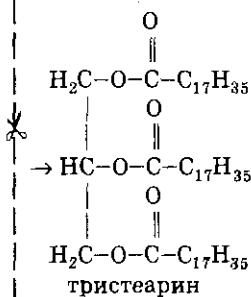
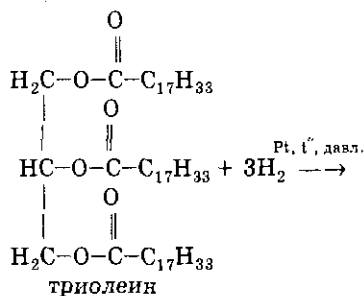
Растительные масла жидкие, так как в их состав входят высшие непредельные карбоновые кислоты. Например:



Триолеин обесцвечивает iodную (или бромную) воду. Эта реакция используется для определения степени ненасыщенности растительных масел:



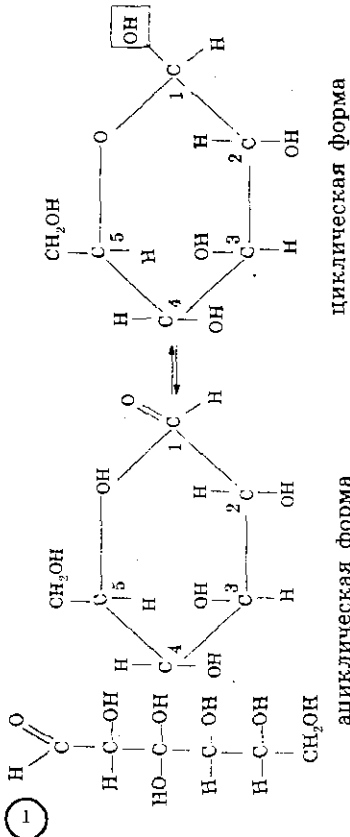
В отличие от животных жиров растительные масла химически более активны, так как имеют в составе молекулы двойные связи и легко вступают в реакции, например, присоединения по месту разрыва π-связей.



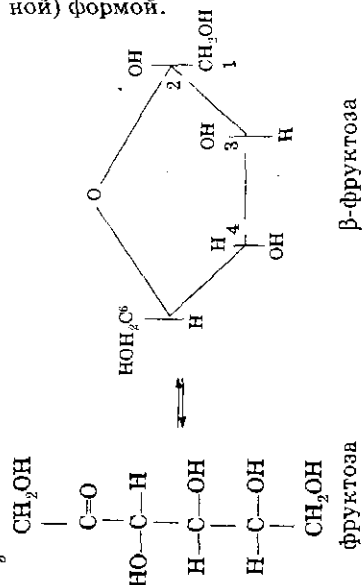
ГЛЮКОЗА

Строение и изомерия

Глюкоза является альдегидоспиртом, так как атомы углерода связаны между собой сигма-связью, возможно вращение частей молекулы относительно сигма-связей. При этом альдегидная функциональная группа взаимодействует со спиртовым гидроксилом пятого углеродного атома, и образуется циклическая форма глюкозы:



Изомером глюкозы является фруктоза. Фруктоза — это кетонспирт. В растворе она также находится в равновесии с циклической (полуацетальной) формой.

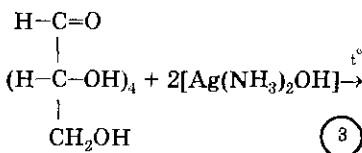


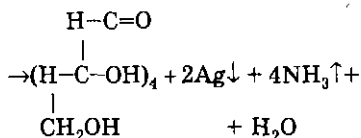
Основные типы химических свойств.

Так как глюкоза является альдегидоспиртом, то для нее характерны свойства альдегидов и свойства многоатомных спиртов.

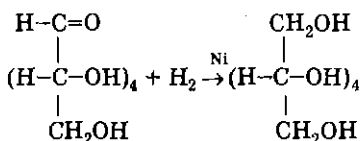
Альдегидные свойства глюкозы:

Реакция «серебряного зеркала»:

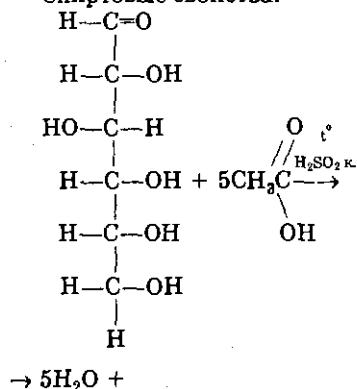




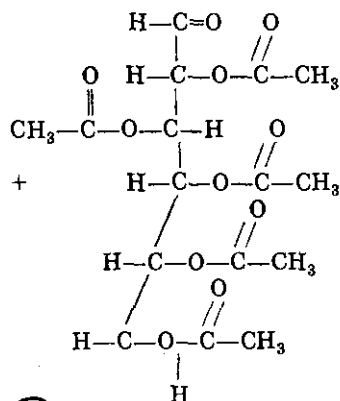
Гидрирование глюкозы, в результате которого образуется шестиатомный спирт – сорбит:



Спиртовые свойства:



$\rightarrow 5\text{H}_2\text{O} +$

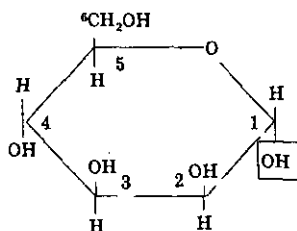


④ пентаацетилглюкоза

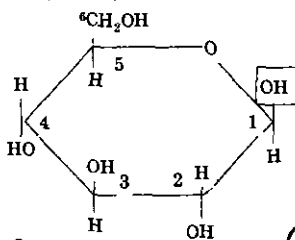
В растворе ациклическая (альдегидная) форма глюкозы находится в равновесии с циклической (полуацетальной) формой. При переходе ациклической формы в циклическую полуацетальную форму у первого углеродного атома формируется полуацетальная – гликозидная гидроксигруппа. По своим свойствам эта группа отличается от спиртовой.

В циклической глюкозе, которая имеет строение кресла или лодки, полуацетальный гидроксил жестко расположен в пространстве относительно плоскости.

Если полуацетальный гидроксил и группа «ОН» у шестого углеродного атома находятся по разные стороны плоскости, то такой изомер называется α-глюкозой, если по одну сторону – то β-глюкозой:



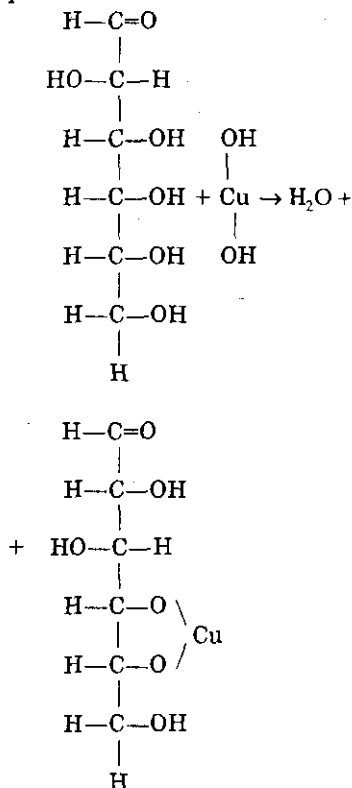
α-глюкоза



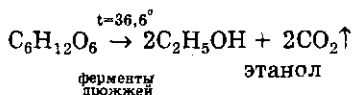
β-глюкоза

②

Качественная реакция, доказывающая, что глюкоза является многоатомным спиртом — происходит растворение свежеосажденного $\text{Cu}(\text{OH})_2$ и образование ярко-синего раствора:



Брожение глюкозы под действием ферментов:



КРАХМАЛ И КЛЕТЧАТКА (ЦЕЛЛЮЛОЗА):

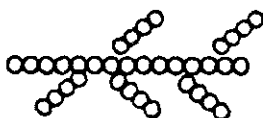
Сходство и различие в строении

Общая формула — $(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n$.

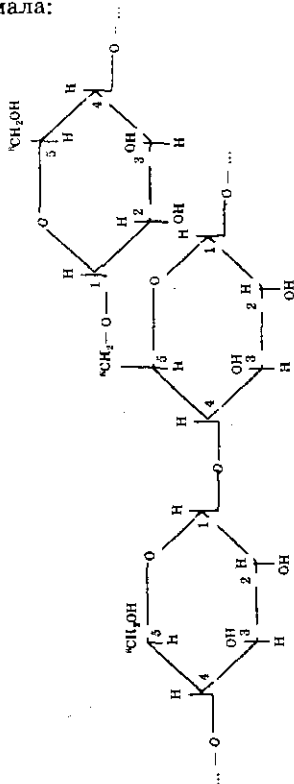
1) Крахмал и клетчатка являются природными полимерами глюкозы. Крахмал — полимер \rightarrow -глюкозы, клетчатка — полимер \rightarrow -глюкозы. Крахмал имеет как линейные цепи (амилоза), в которых связь между α -глюкозами — α , α -1, 4-0-гликозидная, так и разветвленные цепи (амилопектин) с дополнительными α , α -1, 6- α -гликозидными связями в местах ветвления. $n = 1000$ до 6000.

Амилоза 

Амилопектин



Фрагмент молекулы крахмала:

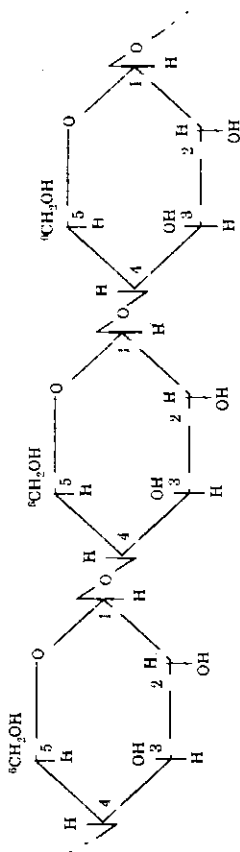


М. крахмала до 1 млн. Д.

Клетчатка имеет только линейное строение. Этим объясняется, что целлюлоза (клетчатка) образует такие волокнистые материалы, как хлопок, лен. Между параллельными макромолекулами образуются водородные связи, которые обуславливают высокую прочность этих волокон.

М. клетчатки до 20 млн. Д;
n до 40.000.

Фрагмент молекулы клетчатки:

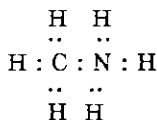


В клетчатке 1,4-β-гликозидные связи.

3

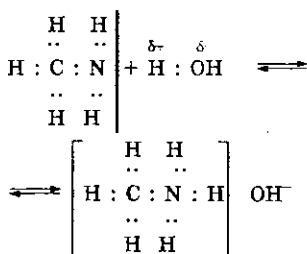
АМИНЫ. СТРОЕНИЕ. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

а) метиламин



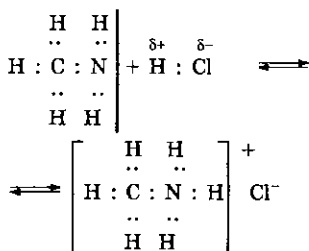
В молекуле метиламина все связи ковалентные полярные. Азот имеет неподеленную пару электронов, с помощью которой притягивает катион H^+ из воды и кислоты, проявляя основные свойства.

б) Взаимодействие с водой с образованием основания:



гидроксид метиламмония

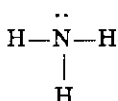
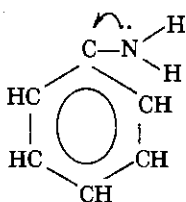
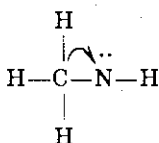
Взаимодействие с кислотой с образованием соли:



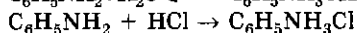
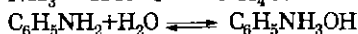
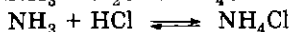
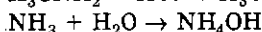
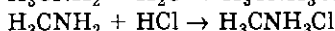
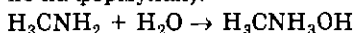
хлорид метиламмония

1

Напишите реакции для аминов предельного ряда и ароматических аминов, подтверждающие основные свойства в растворах.

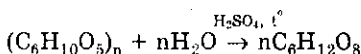


Электроотрицательность азота в метиламине выше, чем в аммиаке и анилине, поэтому он является более сильным основанием, чем анилин и аммиак в растворе. Это объясняется влиянием метила и бензольного кольца на функциональную группу NH_2 (показано на формулах).

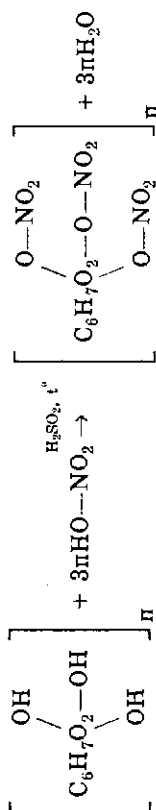


Химические свойства.

Гидролиз крахмала и клетчатки:

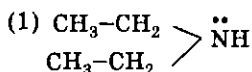


Нитрование клетчатки:

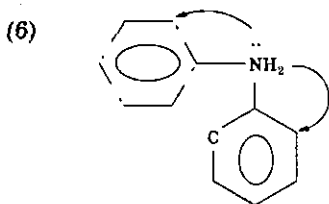
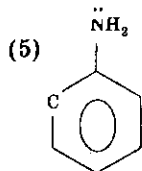
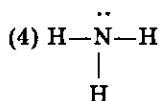
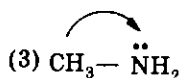
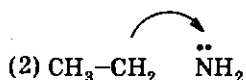


нитроцеллюлоза

**ДИЭТИЛАМИН,
АНИЛИН, АММИАК,
ЭТИЛАМИН, МЕТИЛАМИН,
ДИФЕНИЛАМИН**



самое сильное основание
в растворе



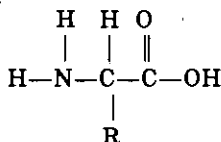
самые слабые основные
свойства в растворе

①

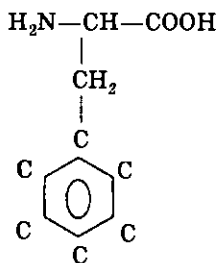
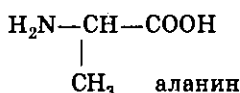
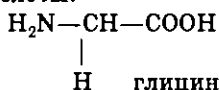
АМИНОКИСЛОТЫ

Строение

Аминокислоты — это вещества, в молекулах которых содержатся одновременно аминогруппы — NH₂ и карбоксильная группа — COOH. Общая формула аминокислот может быть представлена следующим образом:

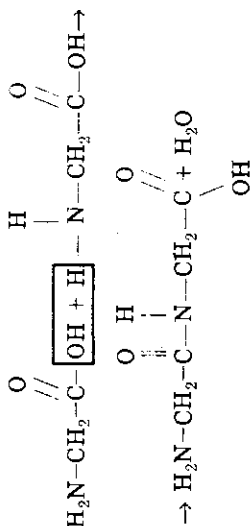


Моноаминомонокарбоновые
кислоты:



фенилаланин

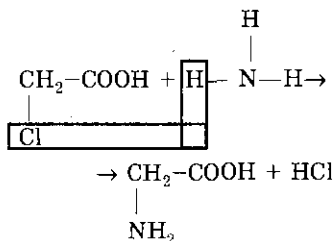
①



Группа атомов называется пептидной или амидной группой, а связь между атомами углерода и азота в ней — пептидной (амидной) связью.

Синтетический способ получения

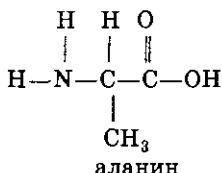
Аминокислоты можно получить из галогенпроизводных карбоновых кислот при взаимодействии с аммиаком:



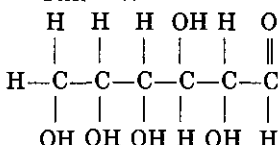
Радикалы — алкины, заместители I рода, доноры электронов. Электронная плотность от них смещается на азот аминогруппы, который имеет неподеленную пару электронов, за счет которых аминогруппа проявляет основные свойства. Электроотрицательность азота усиливается, и он в большей степени притягивает H^+ из воды или из кислоты по донорно-акцепторному механизму. У фениламинов наоборот, электронная плотность от азота аминогруппы смещается к бензольному кольцу и направляет заместители в орто- и пара-положение. Электроотрицательность азота уменьшается и основные свойства ослабевают.

ОРГАНИЧЕСКИЕ
СОЕДИНЕНИЯ
С ДВОЙСТВЕННЫМИ
ХИМИЧЕСКИМИ
ФУНКЦИЯМИ

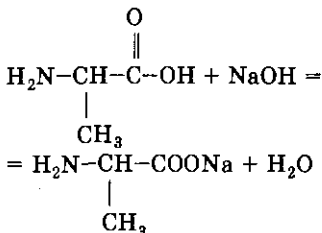
Аминокислоты



Глюкоза



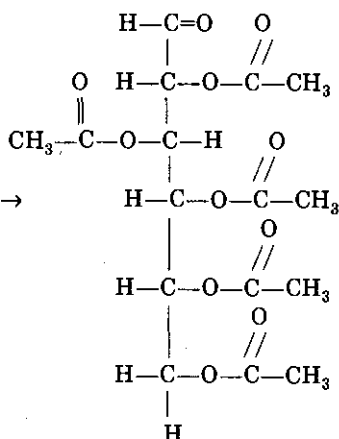
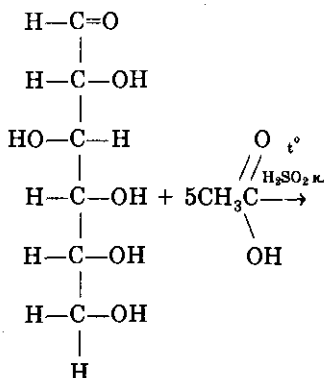
Аминокислоты обладают
свойствами кислот:



натриевая соль
аминопропионовой
кислоты (аланина)

Аминокислоты обладают
свойствами оснований, так как
в аминогруппе $-\text{NH}_2$ есть не-
поделенная пара электронов, за
счет которой из растворов кис-
лот и воды притягивается H^+ :

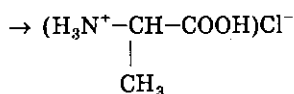
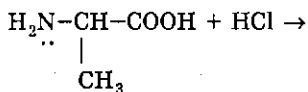
1



пентаацетилглюкоза

Это реакция этерифика-
ции, подтверждающая спирто-
вые свойства глюкозы.

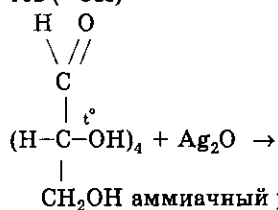
3



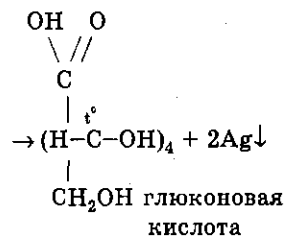
солянокислый аланин

Глюкоза проявляет альде-

гидные свойства ($-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{H}$) и свойства многоатомных спиртов ($-\text{OH}$)

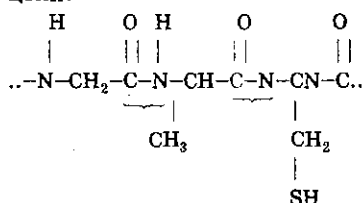


✂

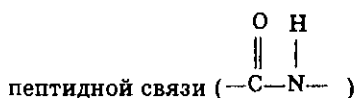


Это реакция «серебряного зеркала», которая подтверждает альдегидные свойства глюкозы.

Первичная структура белка — это порядок соединения аминокислот в полипептидной цепи.



Аминокислоты соединяются между собой при помощи



Вторичная структура белка — это пространственная конфигурация, которую принимает полипептидная цепь. Такая структура удерживается благодаря водородным связям между группами $-\text{CO}-$ и $-\text{NH}-$, расположенными на соседних витках спирали (α -спираль или β -структура).

Третичная структура — это конфигурация, которую принимает в пространстве закрученная в спираль полипептидная цепь. Третичная структура поддерживается взаимодействием между функциональными группами радикалов аминокислот. Это дисульфидные мостики, сложноэфирные связи.

Четвертичная структура — комплекс, способный к диссоциации.

①

Денатурация белка — это разрушение третичной и вторичной структуры белка. Она может быть вызвана нагреванием, действием радиации, встряхиванием. Денатурация белка происходит при варке яиц, приготовлении пищи и т. д.

Цветные реакции на белки.

1. Биуретовая реакция — это качественная реакция на пептидные связи в молекулах белка.

Если к осадку гидроксида меди в щелочной среде добавить немного белка куриного яйца и взболтать, то появляется фиолетовое окрашивание.

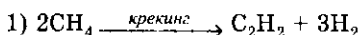
2. Ксантопротеиновая реакция — качественная реакция на бензольное кольцо в молекуле белка. К белку прибавляют несколько капель азотной кислоты, слегка нагревают. К охлажденному осадку добавляют несколько капель водного аммиака. Вначале образуется белый осадок, при нагревании он желтеет. При добавлении водного аммиака становится оранжевым.

①

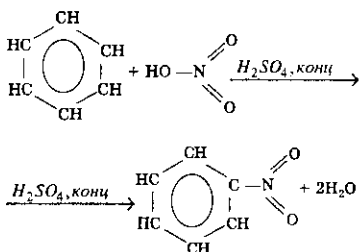
Задача. Напишите уравнения реакций по следующей схеме:

предельные углеводороды
 $\xrightarrow{1}$ непредельные углеводороды $\xrightarrow{2}$ ароматические углеводороды $\xrightarrow{3}$ нитросоединение $\xrightarrow{4}$ амины.

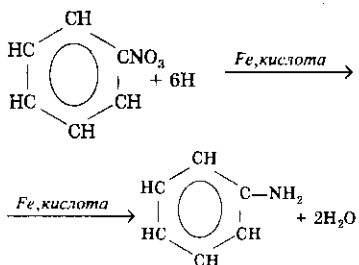
Решение.



3)



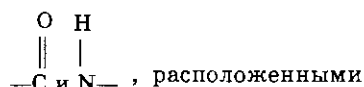
4)



1

РОЛЬ ВОДОРОДНЫХ СВЯЗЕЙ В ПОСТРОЕНИИ БЕЛКОВОЙ МОЛЕКУЛЫ

Благодаря водородным связям между группами



на соседних витках спирали, образуется вторичная структура белка.

За счет водородных связей молекулы спиртов R-OH и карбоновых кислот RCOOH называются ассоциированными. Это является причиной более высокой температуры кипения и растворимости спиртов и карбоновых кислот по сравнению с соответствующими углеводородами.

Кроме того, понижение растворимости спиртов в гомологическом ряду можно объяснить тем, что чем больше углеводородный радикал в молекуле спирта, тем труднее гидроксильной группе удержать молекулу воды за счет образования водородных связей.

В природных волокнах макромолекулы целлюлозы располагаются в одном направлении: они ориентированы вдоль оси волокна. Возникающие при этом многочисленные водородные связи между гидроксильными группами макромолекул обуславливают высокую прочность этих волокон.

1

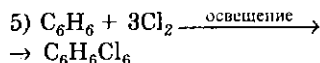
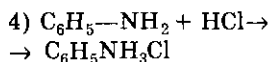
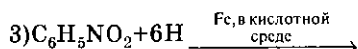
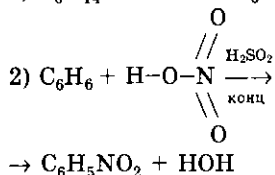
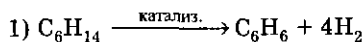
Задача. Напишите уравнения реакций по следующей схеме:

гексахлорциклогексан

↑₅

1) гексан $\xrightarrow{1}$ бензол
 $\xrightarrow{2}$ нитробензол $\xrightarrow{3}$ анилин
 $\xrightarrow{4}$ хлорид фениламмоний.

Решение.



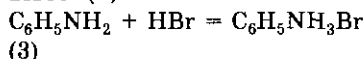
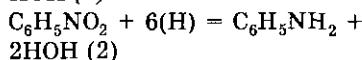
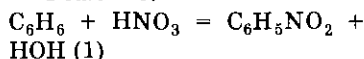
2) Осуществите следующие превращения:

бензол $\xrightarrow{1}$ хлорбензол
 $\xrightarrow{2}$ анилин $\xrightarrow{3}$ хлорид фениламмоний $\xrightarrow{4}$ анилин.

①

Задача. Из бензола синтезом в две стадии получили азотсодержащее органическое соединение, которое легко взаимодействует с бромной водой, образуя трибромпроизводное. При реакции этого азотсодержащего соединения с избытком бромоводорода образовалась соль массой 46,98 г. Какое соединение было получено синтезом в две стадии из бензола? Какая масса бензола вступила в реакцию, если выход продуктов на каждой из стадий синтеза равен 75%.

Решение.



Определяем массу теоретически возможной соли:

$$46,98 \text{ г } (C_6H_5NH_3Br) - 75\%$$

$$x - 100\%$$

$$x = 62,64 \text{ г } (C_6H_5NH_3Br)$$

Количество вещества:

$$v(C_6H_5NH_3Br) = \frac{62,64}{174} = 0,36$$

моль

Из уравнения (3): 0,36 моль $C_6H_5NH_2 = 0,36$ моль $C_6H_5NH_3Br$

Количество $C_6H_5NH_2$ теоретически возможное:

$$0,36 \text{ моль } C_6H_5NH_2 - 75\%$$

$$x - 100\%$$

$$x = 0,48 \text{ моль } C_6H_5NH_2$$

①

Из уравнения (2): 0,48 моль $C_6H_5NH_2$ = 0,48 моль $C_6H_5NH_2$
Количество вещества $C_6H_5NH_2$, теоретически возможное:

0,48 моль $C_6H_5NH_2$ — 75%
x — 100%
x = 0,64 моль $C_6H_5NH_2$

Решение.

- 1) $C_6H_6 + Cl_2 \rightarrow HCl + C_6H_5Cl$
- 2) $C_6H_5Cl + NH_3 \rightarrow C_6H_5NH_2 + HCl$
- 3) $C_6H_5NH_2 + HCl \rightarrow C_6H_5NH_3Cl$
- 4) $C_6H_5NH_3Cl + NaOH \rightarrow HOH + C_6H_5NH_2 + NaCl$

ГЕТЕРОЦИКЛИЧЕСКИЕ СОЕДИНЕНИЯ

Гетероциклические соединения можно разделить на следующие группы:

1. По общему числу атомов в цикле: трех-, четырех-, пяти-, шестичленные циклы и др.

2. По природе гетероатома: кислород-, азот-, серу-, фосфорсодержащие и другие.

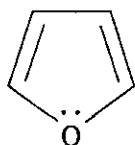
3. По числу гетероатомов: в гетероцикле может содержаться один, два и более гетероатомов.

4. По степени насыщенности циклов.

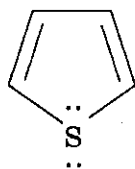
5. По количеству циклов.

Структуры пятичленных гетероциклов с одним гетероатомом.

Важнейшими пятичленными гетероциклами с одним гетероатомом являются:



фуран

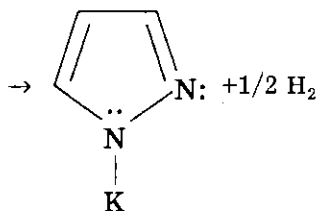
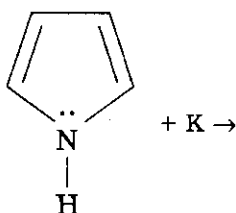


тиофен

1

ОСНОВНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ПИРРОЛА

Вследствие участия пары неподеленных электронов атома азота пиррола в ароматическом сопряжении гетероатом становится более бедным электронами, поэтому пиррол проявляет слабокислотные свойства. Атом водорода, связанный с азотом, может быть замещен на металл. Соли образуются только при взаимодействии со щелочными металлами или с очень сильными основаниями (с гидроксидами щелочных металлов при высокой температуре, амидом натрия и др.). Например, пиррол реагирует с металлическим калием с образованием пиррол-калия:



пиррол-калий

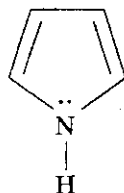
1

Основные свойства пиррола практически не проявляются из-за участия неподеленной электронной пары в системе кольцевого сопряжения (пиррольный азот).

Пиррол — бесцветная жидкость, слабо растворима в воде, на воздухе быстро окисляется и темнеет, $t_{пл} = -23,4^{\circ}\text{C}$, $t_{кип} = 130^{\circ}\text{C}$, $\rho = 0,97 \text{ г/см}^3$. Название пиррол (красное масло) происходит от старой реакции его открытия, состоящей во внесении в пары пиррола сосновой лучины, смоченной соляной кислотой; лигнин древесины окрашивается при этом в красный цвет.

Способы получения пиррола.

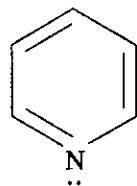
а) Фуран, тиофен и пиррол могут превращаться друг в друга при нагревании до $400\text{--}450^{\circ}\text{C}$ в присутствии катализатора Al_2O_3 (цикл Юрьева).



пиррол

Структуры шестичленных гетероциклов с одним гетероатомом.

Важнейшим шестичленным гетероциклом с одним гетероатомом — азотом является пиридин



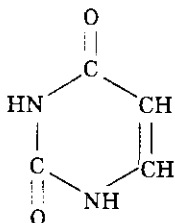
пиридин

Гетероциклическими называются соединения, имеющие в своем составе кольца (циклы), в образовании которых, кроме атомов углерода, принимают участие и атомы других элементов. «Гетерос» (греч.) — разный, различный. Атомы других элементов, помимо атомов углерода, входящие в состав гетероциклов, называются гетероатомами. Наиболее часто встречаются в составе гетероциклов гетероатомы азота, кислорода и серы.

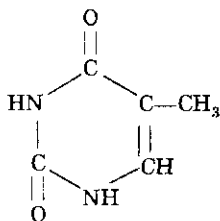
НУКЛЕИНОВЫЕ КИСЛОТЫ. НУКЛЕОТИДЫ

Структурные формулы азотистых оснований нуклеиновых кислот, производные пиримидина.

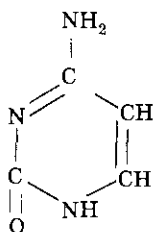
Пиримидиновые основания



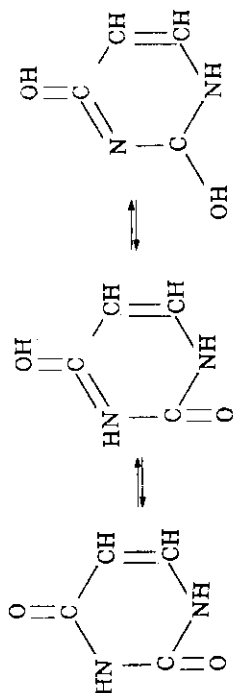
урацил
2,4-диоксипиримидин



тимин
2,4-диокси-
5-метилпиримидин



цитозин
2,4-окси-
4-амино-пиримидин



лактимная форма
2,4-дигидроксипиримидин

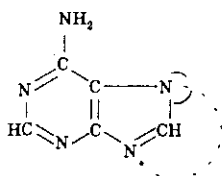
например, для урацила:
лактаминная форма

1

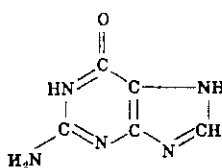
3

**СТРУКТУРНЫЕ ФОРМУЛЫ
АЗОТИСТЫХ ОСНОВАНИЙ
НУКЛЕИНОВЫХ КИСЛОТ,
ПРОИЗВОДНЫЕ ПУРИНА.**

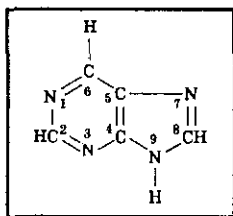
Пуриновые основания



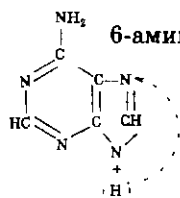
аденин



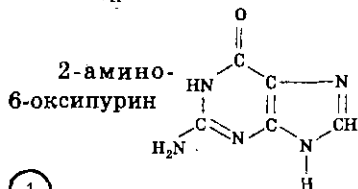
гуанин



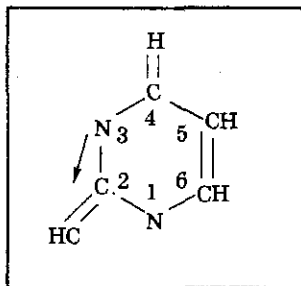
пури́н



6-аминопури́н



2-амино-
6-оксипури́н



пири́дин

Таутомерия — это равновесная динамическая изомерия. Сущность ее заключается во взаимном превращении изомеров с переносом какой-либо подвижной группы и соответствующем перераспределении электронной плотности.

Лактамная форма (оксоформа или NH-форма) более термодинамически устойчива, чем лактимная.

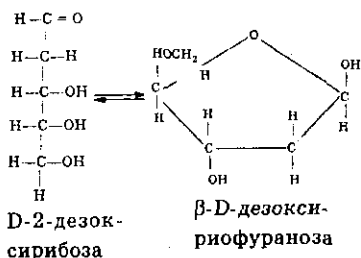
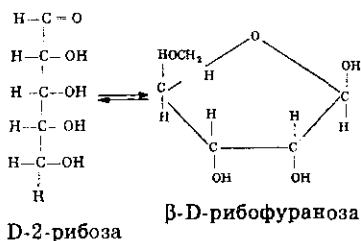
Кислородные производные азотсодержащих гетероциклов в зависимости от условий могут существовать в различных таутомерных формах, переходящих друг в друга благодаря лактим-лактимной таутомерии.

1

2

СТРУКТУРНЫЕ ФОРМУЛЫ УГЛЕВОДОВ, ВХОДЯЩИХ В СОСТАВ НУКЛЕИНОВЫХ КИСЛОТ

В состав РНК входит D-ри-
боза, ДН – D-2-деоксирибоза,
которые в цепи нуклеиновых
кислот существуют в цикли-
ческой β-D-фуранозной форме.

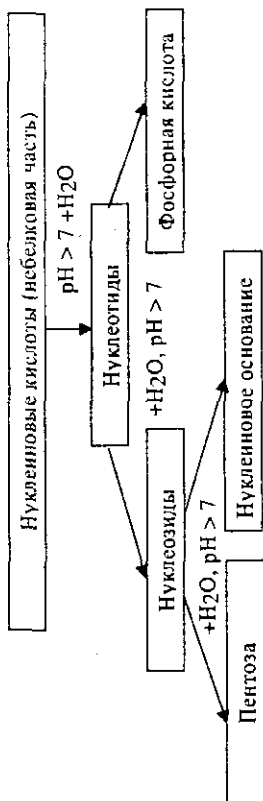


Рибоза и дезоксирибоза
связаны с азотистыми основа-
ниями N-гликозидной связью.

N-гликозиды – гликозиды,
образованные моносахаридами
и NH-содержащими соедине-
ниями (например, аминами,
гетероциклическими соедине-
ниями).

Нуклеиновые кислоты –
полимеры мононуклеоти-
дов со специфической

ОБЩАЯ СХЕМА ГИДРОЛИЗА НУКЛЕИНОВЫХ КИСЛОТ (НК)



1

1

структурой (первичной, вторичной).

НК = $n \cdot$ [мононуклеотид];
Mm = 104 - 1010Д.

Основные функции нуклеиновых кислот:

1) Хранение генетической информации (в ядре клетки).

2. Передача генетической информации (репликация, транскрипция).

3) Участие в биосинтезе белков (трансляция).

Общая схема гидролиза нуклеиновых кислот.



ВИДЫ НУКЛЕИНОВЫХ КИСЛОТ

В зависимости от состава и функций, выполняемых в клетке, различают:

- 1) дезоксирибонуклеиновую кислоту – ДНК,
- 2) рибонуклеиновую кислоту – РНК.

Состав нуклеотидов:

ДНК

- 1) Азотистые основания
аденин
гуанин
цитозин
тимин
- 2) углеводы
в-D-дезоксирибофураноза
- 3) H_3PO_4

РНК

- 1) Азотистые основания
аденин
гуанин
цитозин
урацил
- 2) углеводы
в-D-рибофураноза
- 3) H_3PO_4

Функция ДНК – хранение генетической информации в ядре клетки.

Функции РНК: 1) информационная РНК (и-РНК) – считывание генетической информации;

2) матричная РНК (м-РНК) – участие в биосинтезе белка (трансляции);

3) транспортная РНК (т-РНК) – доставка ами-

нокислот в полисому для биосинтеза белка (трансляции) и адапторная роль («перевод с языка» нуклеотидов на «язык» аминокислот»);

4) рибосомная РНК — входит в состав рибосом, участвует в биосинтезе белков.

Первичная структура ДНК и РНК представляет собой последовательность нуклеотидных звеньев, соединенных между собой с помощью фосфодиэфирных мостиков, связывающих С-3' предыдущего нуклеотидного звена и С-5' последующего нуклеотидного звена. Полимерная цепь, таким образом, состоит из чередующихся пентозных и фосфатных остатков, а гетероциклические основания являются «боковыми группами», присоединенными к пентозным остаткам.

Содержание

I. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ ХИМИИ	3
II. ОБЩАЯ ХИМИЯ	7
1. Основные понятия и законы химии	7
Основные положения атомно-молекулярной теории:	7
Относительная атомная масса	7
Молекулярная масса и Молярная масса	8
Атомная масса	8
Закон постоянства состава	9
2. Строение атома. Химическая связь.	11
Энергетический уровень и подуровень	11
Принцип Паули	12
Характеристика 4 квантовых чисел:	12
Правило Гунда	13
Электронная конфигурация	13
Энергия ионизации	15
Конфигурация атома	15
3. Строение вещества	17
Типы химических связей	17
Валентность	17
Степень окисления	18
Кристаллические и аморфные вещества. Их различие.	19
Температура плавления веществ	20

Растворы	21
Диспергирование	23
Строение коллоидных частиц	23
Истинные растворы	24
Концентрация	25
Скорость химических реакций	27
Химическое равновесие	29
Принцип Ле-Шателье	31
Экзотермические реакции	33
Примеры экзотермических и эндотермических реакций	34
Электролитическая диссоциация	35
Основные индикаторы	36
Классы неорганических веществ	39
Гидролиз солей	43
Подчинение гидролиза солей принципу Ле-Шателье	45
Окислительно-восстановительные реакции	47
Важнейшие восстановители и их свойства	47
Важнейшие окислители и их свойства	48
Метод составления окислительно- восстановительных реакций	49
Основные принципы ряда напряжения металлов	49
Электролиз	50
Неметаллы. Водород	53
Кислородные и водородные соединения неметаллов по периодической системе	53

Изменение электроотрицательности неметаллов в периодической системе	54
VII группа элементов. Главная подгруппа, галогены. Хлор и его соединения	55
Изменение окислительно-восстановительных свойств галогенов	55
Свойства хлороводородной кислоты с позиций ионных реакций и теории окисления-восстановления.	57
VI группа элементов. Главная подгруппа. Кислород, сера и их соединения	57
Электронные конфигурации атомов	59
Биологическое значение кислорода и его соединений	61
Биологическое значение серы и ее соединений	62
V группа элементов. Главная подгруппа	63
Электронное строение, химические свойства, способ обнаружения	63
IV группа элементов. Главная подгруппа. Углерод, кремний и их соединения	67
Металлы и их соединения	71
Гипс	73
Алюминий	75
Сходство и отличие свойств элементов главной и побочной подгруппы I группы.	76
Свойства меди	77
Способность соединений меди (II)	77

III. ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ	79
1. Углеводороды	79
Метан	81
Этилен	81
Ацетиленовыми углеводороды	84
Химические свойства углеводородов	85
Диеновые углеводороды	87
Полимеры	87
Бензол	89
Свойства ацетилена	93
Способы получения бензола, толуола, этилбензола, стирола	95
Формула предельного углеводорода	97
Виды изомерии	99
Этиловый спирт	101
Фенол	103
Взаимное влияние гидроксигрупп в многоатомных спиртах	103
Третичный спирт	105
Уксусный альдегид	107
Электронное строение карбоксильной группы	107
Уксусная кислота	109
Муравьиная кислота: химические свойства	111
Жиры	115
Глюкоза	117

Крахмал и клетчатка (целлюлоза):	119
Амины. Строение. Химические свойства	121
Диэтиламин, анилин, аммиак, этиламин, метиламин, дифениламин	123
Аминокислоты	123
Органические соединения с двойственными химическими функциями	125
Белки	127
Денатурация белка	127
Роль водородных связей в построении белковой молекулы	128
Гетероциклические соединения	131
Основные химические свойства пиррола	131
Нуклеиновые кислоты. Нуклеотиды	133
Структурные формулы азотистых оснований нуклеино- вых кислот, производные пурина.	134
Структурные формулы углеводов, входящих в состав нуклеиновых кислот	135
Общая схема гидролиза нуклеиновых кислот (НК) ...	135
Виды нуклеиновых кислот	137

Серия «Библиотека школьника»

Черникова Любовь Петровна

ШПАРГАЛКИ ПО ХИМИИ

Ответственные редакторы: Технический редактор Корректор Верстка Обложка	<i>Жанна Фролова, Оксана Морозова Галина Логвинова Николай Передистый Маринэ Курузьян Александр Вартанов</i>
---	---

Лицензия ЛР № 065194 от 2 июня 1997 г.

Сдано в набор 26.08.2002. Подписано в
печать 20.12.2002. Формат 84×108^{1/32}

Бумага тип. № 2. Гарнитура Ариал.

Усл. печ. л. 7,56

Тираж 10 000 экз. Заказ № 730.

Издательство «Феникс»

344007, г. Ростов-на-Дону, пер. Соборный, 17

Отпечатано с готовых диапозитивов
в ФГУИПП «Курск»

305007, г. Курск, ул. Энгельса, 109.

Качество печати соответствует
качеству представленных заказчиком диапозитивов