

А.Е.Хасанов
ХИМИЯ. РЕШЕНИЕ ЗАДАЧ
СОДЕРЖАНИЕ

Предисловие	3
Глава I. Предмет химии. Основные понятия и законы химии	5
Основные понятия химии	5
Основные законы химии	8
Глава II. Важнейшие классы неорганических соединений	55
Оксиды	56
Кислоты	57
Соли	59
Основания	60
Глава III. Периодический закон Д.И.Менделеева. Строение атома. Электронные конфигурации атомов. Атомное ядро	83
Периодический закон и периодическая система элементов Д.И.Менделеева	83
Строение атома. Электронные конфигурации атомов. Атомное ядро	84
Химическая связь. Валентность электронов. Виды химической связи	107
Глава IV. Скорость химических реакций и химическое равновесие.	124
Скорость химических реакций	124
Химическое равновесие	131
Глава V. Растворы. Электролитическая диссоциация	150
Растворимость веществ в воде	150
Диссоциация солей, кислот и оснований в воде. Ионные уравнения. Условия протекания реакций обмена до конца	186
Глава VI. Неметаллы	204
Водород	204
Галогены и их соединения	205
Кислород	209
Сера и ее соединения	210
Азот и его соединения	215
Фосфор и его соединения	221
Глава VII. Металлы	246
Щелочные металлы	255
Щелочноземельные металлы	256
Алюминий и его соединения.	257
Хром и его соединения	260
Марганец и его соединения	261
Железо и его соединения	262
Серная кислота.	288
Азотная кислота.	289
Генетическая связь между веществами	295
Натрий	295
Кальций	297
Алюминий	299

Глава VIII. Органическая химия	315
Основные понятия органической химии	315
Предельные углеводороды (алканы)	320
Алкены. Диеновые углеводороды	322
Ацетиленовые углеводороды (алкины)	327
Ароматические углеводороды	330
Спирты и фенолы	335
Альдегиды и кетоны	340
Карбоновые кислоты. Сложные эфиры. Жиры	343
Углеводы	348
Амины. Аминокислоты	353
Азотсодержащие гетероциклические соединения	358
Генетическая связь органических веществ	364
Приложение	435
Соотношения между единицами энергии	435
Качественные реакции на распознавание анионов и катионов	436
Растворимость некоторых солей и оснований в воде	442
Молекулярные массы некоторых органических веществ	443

ПРЕДИСЛОВИЕ

Данная книга предназначена для школьников, абитуриентов, слушателей подготовительных отделений и учителей химии общеобразовательных школ. В ней собрано большое количество расчетных задач всех типов, приведены основные методы их решения. Для проверки теоретических знаний даны тестовые задания.

Но в первую очередь она адресована тем учащимся, которые испытывают трудности в решении задач и которым анализ предлагаемого варианта решения поможет выстроить цепочку логических рассуждений и проанализировать их последовательность.

Здесь можно навести «моментальную» справку: найти пример уравнения реакции, формулу для расчета и т.п. Все определения, правила, уравнения сопровождаются конкретными примерами. Всюду, где это требуется, указывается, в каких случаях и как надо применять то или иное правило, каких ошибок надо избегать и многое другое.

Пособие общедоступно для повторения общей химии и даже для первого ознакомления с ее практическими применениями, фактический материал подчинен логическому аппарату.

Примеры решения задач включают в себя довольно подробно последовательность рассуждений, что облегчает их восприятие и помогает их уяснению.

Читатель, приобретя эту книгу, всегда сможет восполнить либо закрепить свои знания в том или ином разделе химии.

ГЛАВА I. ПРЕДМЕТ ХИМИИ. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ

ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ ХИМИИ

Химия — наука о веществах, их строении, свойствах и превращениях. *Вещество* — это любая совокупность атомов и молекул.

Атом — наименьшая частица элемента в химических соединениях (определение 19-го века). Современное определение: атом — это электронейтральная частица, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов.

Химический элемент — это вид атомов, характеризующийся определенным зарядом ядра.

Молекула — наименьшая частица вещества, обладающая его химическими свойствами (определение 19-го века). Современное определение: *молекула* — это наименьшая электронейтральная замкнутая совокупность атомов, образующих определенную структуру с помощью химических связей.

Вещества делятся на *индивидуальные вещества* (химические соединения), образованные молекулами или атомами одного сорта, и *смеси*, состоящие из нескольких индивидуальных веществ, не взаимодействующих друг с другом.

Индивидуальные вещества делятся на *простые* и *сложные*. *Простые* вещества образованы атомами одного элемента (O_3 , Br_2 , алмаз (C)), *сложные* вещества образованы атомами разных элементов (этанол C_2H_5OH , серная кислота H_2SO_4).

Один элемент может образовывать несколько простых веществ. Это явление называется *аллотропией*, а простые вещества *аллотропными формами* (модификациями) элемента.

Все химические элементы обозначают символами по их латинским названиям (углерод — C от слова Carboneum). Состав соединений обозначается с помощью химических формул, которые состоят из символов элементов и подстрочных индексов, указывающих число атомов данного элемента в составе молекулы. Химические формулы газообразных веществ отражают состав молекулы (H_2 , He, $COCl_2$, O_3), а формулы твердых и жидких веществ, как правило, описывают простейшее соотношение атомов элементов (CaS, C, H_2O) в веществе.

Преобразования веществ, сопровождающиеся изменением их состава и (или) строения, называются химическими реакциями. При химических реакциях число атомов каждого элемента сохраняется. Химические реакции записываются посредством химических уравнений и схем. В химических уравнениях, в отличие от схем, число атомов каждого элемента одинаково в левой и правой частях, что отражает закон сохранения массы.

Коэффициенты перед формулами веществ в химических уравнениях называются стехиометрическими коэффициентами. Количества веществ, которые точно соответствуют уравнению реакции, называются стехиометрическими количествами.

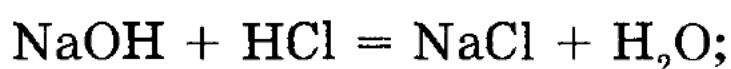
Классификация химических реакций

1. По типу взаимодействия:

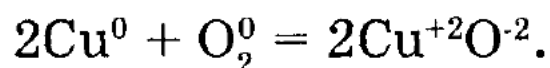
- а) разложения $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 = \text{Hg} + 2\text{NO}_2 + \text{O}_2$;
- б) соединения $\text{CaCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$;
- в) замещения $\text{CuSO}_4 + \text{Fe} = \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$;
- г) обмена $\text{MgO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.

2. По изменению степеней окисления:

а) реакции, протекающие без изменения степеней окисления элементов:



б) окислительно-восстановительные реакции, протекающие с изменением степени окисления хотя бы одного элемента:

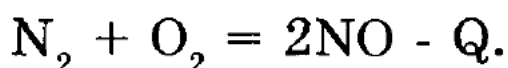


3. По знаку теплового эффекта:

а) экзотермические реакции, протекающие с выделением теплоты (+Q):

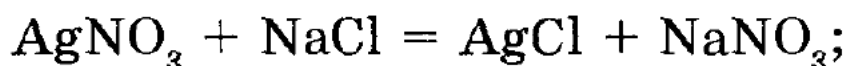


б) эндотермические реакции, протекающие с поглощением теплоты (-Q):



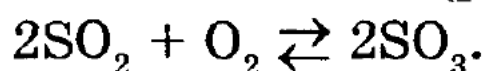
4. По направлению протекания процесса:

а) необратимые реакции, которые протекают только в одном направлении:



б) обратимые реакции, которые протекают

одновременно в прямом и обратном направлениях, при этом реагенты превращаются в продукты лишь частично (реакции не идут до конца):



ОСНОВНЫЕ ЗАКОНЫ ХИМИИ

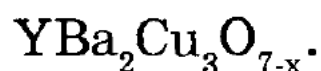
Закон сохранения массы (М. Ломоносов, 1748; А. Лавуазье, 1789): масса всех веществ, вступивших в химическую реакцию, равна массе всех продуктов реакции.

Периодический закон (Д. Менделеев, 1869): свойства простых веществ, а также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от заряда ядра элемента.

Существует ряд частных законов химии, которые имеют ограниченную область применения.

Закон постоянства состава (Ж. Пруст, 1808): все индивидуальные вещества имеют постоянный качественный и количественный состав, независимо от способа их получения.

Известны соединения переменного состава, для которых закон Пруста несправедлив, например сверхпроводники общей формулы:



Решающую роль в доказательстве существования атомов и молекул сыграли газовые законы.

Закон объемных отношений (Ж. Гей-Люссак, 1808): объемы газов, вступающих в реакцию, а также объемы газообразных продуктов реакции, относятся друг к другу как небольшие целые числа.

Закон Авогадро — в равных объемах любых

газов при постоянных температуре и давлении содержится одинаковое число молекул.

Закон Авогадро является следствием уравнения Клапейрона — Менделеева:

$PV = \nu RT$ или $PV = (m/M) \cdot RT$, где P — давление газа, V — его объем, ν — количество газа (в молях), R — универсальная газовая постоянная, T — абсолютная температура, m — масса газа, M — его молярная масса.

Численное значение R зависит от размерности давления (объем газов, как правило, выражают в литрах). Если $[P] = \text{кПа}$, то $R = 8,314 \text{ Дж}/(\text{моль} \cdot \text{К})$; если $[P] = \text{атм}$, то $R = 0,082 \text{ л} \cdot \text{атм}/(\text{моль} \cdot \text{К})$.

Нормативные условия для газов: $P_0 = 101,325 \text{ кПа} = 1 \text{ атм}$, $T_0 = 273,15 \text{ К} = 0 \text{ }^\circ\text{С}$.

При нормальных условиях объем одного моля газа равен:

$$V_m = RT_0/P_0 = 22,4 \text{ л/моль}.$$

Количество газа при нормальных условиях рассчитывают по формуле:

$$\nu = V(\text{л})/V_m = V/22,4.$$

При произвольных условиях количество газа рассчитывают по уравнению Клапейрона — Менделеева:

$$\nu = PV/(RT).$$

Плотность газов прямо пропорциональна их молярной массе при заданных давлении и температуре:

$$\rho = m/V = PM/(RT) = (P/RT) \cdot M.$$

Относительная плотность газов показывает, во сколько раз один газ тяжелее другого.

Плотность газа В по газу А определяется следующим образом:

$$D_A(B) = \rho(B)/\rho(A) = M(B)/M(A).$$

Средняя молярная масса смеси n газов равна общей массе смеси, деленной на общее число молей:

$$M_{\text{ср.}} = (m_1 + m_2 + \dots + m_n)/(v_1 + v_2 + \dots + v_n).$$

ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ

Тестовое задание

1. Отметьте правильные утверждения:

- а) химический элемент обозначается химическим символом;
- б) химические элементы имеют изотопы;
- в) некоторые химические элементы получены искусственно;
- г) в земной коре наиболее распространен элемент кислород.

2. Укажите формулы сложных веществ:

- а) C_2H_5OH ; б) Cu ; в) O_2 ; г) HCl .

3. При каких процессах протекают химические реакции:

- а) фильтрование;
- б) перегонка нефти;
- в) гидратация этилена;
- г) полимеризация этилена.

4. Укажите единицу измерения количества вещества:

- а) г; б) кг; в) а.е.м.; г) моль.

5. Отметьте правильные утверждения.

Относительная атомная масса:

- а) показывает, во сколько раз масса атома больше $1/12$ части массы изотопа углерода ^{12}C ;
- б) имеет размерность г/моль;
- в) безразмерная величина;
- г) приведена в Периодической системе элементов.

6. Укажите массу атома углерода:

- а) 12 г; б) 6 г; в) $2 \cdot 10^{-23}$ г; г) $2 \cdot 10^{23}$ г.

7. Отметьте правильные утверждения.

Постоянная Авогадро:

- а) показывает число структурных единиц в 1 г вещества;
- б) показывает число структурных единиц в 1 моле вещества;
- в) имеет размерность моль $^{-1}$;
- г) равна 22,4 л.

8. Укажите массы или объемы соединений, в которых содержится 1 моль вещества:

- а) 22,4 л $\text{CH}_4(\text{H}_2\text{O})$;
- б) 98 г H_2SO_4 ;
- в) 40 г NaOH ;
- г) 26 г C_2H_2 .

9. Укажите формулы аллотропных модификаций элемента кислорода:

- а) O_2 ;
- б) O_3 ;
- в) H_2O ;
- г) NO .

10. Укажите молекулу, которая имеет наибольшую массу:

- а) CO_2 ;
- б) CO ;

- в) C_6H_6 ;
 г) C_2H_5OH .

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
а)	+	+			+			+	+	
б)	+						+	+	+	
в)	+		+		+	+	+	+		+
г)	+	+	+	+	+			+		

Относительная атомная и молекулярные массы

1-53. Пользуясь периодической системой химических элементов Д. И. Менделеева, укажите относительные атомные массы алюминия, хлора, натрия, кислорода, азота.

Решение.

$$Ar(Al) = 27,$$

$$Ar(Cl) = 35,5,$$

$$Ar(Na) = 23,$$

$$Ar(O) = 16,$$

$$Ar(N) = 14.$$

1-54. Вычислите относительную молекулярную массу карбоната кальция, имеющего формулу $CaCO_3$.

Решение.

Относительные молекулярные массы кальция, углерода и кислорода соответственно равны 40, 12 и 16. Учитывая, что молекула карбоната кальция состоит из одного атома кальция, одного атома углерода и трех атомов кислорода, найдем сумму их относительных атомных масс.

$$Mr(\text{CaCO}_3) = Ar(\text{Ca}) + Ar(\text{C}) + 3 \cdot Ar(\text{O}) = 40 + 12 + 3 \cdot 16 = 100.$$

1-55. Вычислите относительную молекулярную массу сульфата алюминия, формула которого $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

Решение.

$$Mr[\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3] = 2 \cdot Ar(\text{Al}) + 3 \cdot Ar(\text{S}) + 12 \cdot Ar(\text{O}) = 2 \cdot 27 + 3 \cdot 32 + 12 \cdot 16 = 342.$$

1-56. Вычислите относительную молекулярную массу ортофосфорной кислоты, если известно, что соотношение атомов водорода, фосфора и кислорода в молекуле равно соответственно 3 : 1 : 4.

Решение.

Формула ортофосфорной кислоты — H_3PO_4 :

$$Mr(\text{H}_3\text{PO}_4) = 3 \cdot Ar(\text{H}) + Ar(\text{P}) + 4 \cdot Ar(\text{O}) = 3 \cdot 1 + 31 + 4 \cdot 16 = 98.$$

Расчеты по химическим формулам —
нахождение отношения масс элементов по химической формуле в сложном веществе

1-57. Вычислите массовое отношение химических элементов в гидроксиде кальция.

Решение.

1. Находим относительную молекулярную массу гидроксида кальция:

$$Mr(\text{Ca}(\text{OH})_2) = Ar(\text{Ca}) + 2 \cdot Ar(\text{O}) + 2 \cdot Ar(\text{H}) = 40 + 32 + 2 = 74,$$

$$M(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 74 \text{ г/моль}.$$

2. Находим отношение масс атомов кальция, кислорода, водорода:

$$\text{Ca} : \text{O} : \text{H} = 40 : 32 : 2 = 20 : 16 : 1.$$

Ответ. Отношение масс кальция, кислорода и водорода равно 20 : 16 : 1.

1-58. Вычислите массовое отношение химических элементов в карбонате кальция.

Решение.

1. Находим относительную молекулярную массу карбоната кальция:

$$Mr(\text{CaCO}_3) = Ar(\text{Ca}) + Ar(\text{C}) + 3 \cdot Ar(\text{O}) = 40 + 12 + 3 \cdot 16 = 100,$$

$$M(\text{CaCO}_3) = 100 \text{ г/моль}.$$

2. Находим отношение масс атомов кальция, углерода и кислорода:

$$\text{Ca} : \text{C} : \text{O} = 40 : 12 : 48 = 10 : 3 : 12.$$

Ответ. Отношение масс кальция, углерода и кислорода равно 10 : 3 : 12.

Нахождение содержания массовых долей элементов в сложном веществе

1-59. Вычислите массовые доли элементов в молекуле серной кислоты.

Решение.

1. Находим относительную молекулярную массу серной кислоты:

$$Mr(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 2 + 32 + 64 = 98.$$

2. Вычислим массовую долю водорода:

$$\omega(\text{H}) = 2/98 = 0,0204 \text{ или } 2,04 \, \%.$$

3. Вычислим массовую долю серы:

$$\omega(\text{S}) = 32/98 = 0,3265 \text{ или } 32,65 \, \%.$$

4. Вычислим массовую долю кислорода:

$$\omega(\text{O}) = 64/98 = 0,6531 \text{ или } 65,31 \, \%.$$

Примечание. Содержание кислорода можно также вычислить по разности:

$$\omega(\text{H}) + \omega(\text{S}) = 0,0204 + 0,3265 = 0,3469,$$

$$\omega(\text{O}) = 1 - 0,3469 = 0,6531.$$

Ответ. Элементный состав H_2SO_4 следующий: массовая доля H — 2,04%, массовая доля S — 32,65 % и массовая доля O — 65,31 %.

1-60. Вычислите массовые доли элементов в молекуле оксида железа (III).

Решение.

1. Находим относительную молекулярную массу оксида железа (III):

$$M_r(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 56 \cdot 2 + 16 \cdot 3 = 112 + 48 = 160.$$

2. Вычислим массовую долю железа:

$$\omega(\text{Fe}) = 112/160 = 0,7 \text{ или } 70 \, \%.$$

3) Вычислим массовую долю кислорода

$$\omega(\text{O}) = 48/160 = 0,3 \text{ или } 30 \, \%$$

$$\text{или } \omega(\text{O}) = 1 - 0,7 = 0,3 \text{ или } 30 \, \%.$$

Ответ. Элементный состав Fe_2O_3 следующий: массовая доля Fe — 70%, массовая доля O — 30%.

Содержание и определение основных понятий, используемых при количественных расчетах в школьном курсе химии

1. *Количество вещества системы* — размерная величина (физическая), характеризующая численностью содержащихся в системе структурных частиц (атомов, молекул, ионов, электронов, протонов и др.). Обозначается ν (ню) или n (эн) и может быть определено по формуле $\nu = N/N_A$, где N — число частиц в системе, N_A — постоянная Авогадро ($N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$).

Единицей количества вещества является моль. Один моль равен количеству вещества, со-

державшего столько же структурных частиц данного вещества (элемента), сколько атомов содержится в углероде массой 0,012 кг (изотоп ^{12}C).

Пример. $\nu(\text{Ca}^{2+}) = 3$ моль; $\nu(\text{CH}_4) = 0,1$ к моль.

2. Молярная масса (M) — отношение массы вещества (m) к количеству вещества (ν), $M = m/\nu$ (кг/моль : г/моль).

Пример. $M(\text{Ca}) = 0,04$ кг/моль или $M(\text{Ca}) = 40$ г/моль.

3. Молярный объем (V_m) — отношение объема вещества (V) к количеству (ν). $V_m = V/\nu$ (м³/моль, л/моль).

Пример. V_m (газа при н.у.) = 0,0224 м³/моль или 22,4 л/моль.

4. Массовая доля компонента в веществе (растворенного вещества в растворе, одного из компонентов в смеси, примесей в смеси). Массовой долей компонента в системе (ω_b) называют безразмерную физическую величину, равную отношению массы компонента (m_b), содержащегося в системе, к общей массе системы m .

5. Молярная доля компонента в системе (Ψ_b) — безразмерная величина, равная отношению количества вещества компонента (ν_b) к общему количеству вещества системы (ν).

$$\Psi_b = \nu_b/\nu.$$

6. Молярная концентрация раствора ($C_{(\text{р.в.})}$) — отношение количества растворенного вещества (ν) к объему раствора (V).

$$C_{(\text{р. в.})} = \nu_{(\text{р. в.})}/V_{(\text{р-ра})} \text{ (моль/м}_3\text{, моль/л)}.$$

7. Объемная доля компонента в системе (ϕ_b) — безразмерная физическая величина, рав-

ная отношению приведенного объема компонента (V_v) к общему объему системы (V).

$$\varphi_v = V_v/V.$$

При этом естественно возникает вопрос: сколько же атомов содержится в углероде массой 12 г (в 1 моль). Как же это определить? Надо массу всех атомов углерода (12 г) разделить на массу одного атома углерода, выраженную в граммах.

Дано:

$$m(C) = 12 \text{ г},$$

$$m_A(C) = 2 \cdot 10^{-23} \text{ г}.$$

Найти.

N (число атомов).

Решение.

$$N = m(C)/m_A(C) = 12 \text{ г} / 2 \cdot 10^{-23} \text{ г} = 6 \cdot 10^{23}.$$

На основе решения данной задачи делают вывод: 1 моль любого вещества содержит $6 \cdot 10^{23}$ частиц (атомов, молекул и др.). Это число называют по имени итальянского ученого Амедео Авогадро. Постоянную Авогадро обозначают N_A .

Далее можно вывести формулу для постоянной Авогадро. Обозначим через N_A — постоянную Авогадро — число частиц в порции вещества, равной 1 моль. Тогда, как определить количество таких порций в системе (v)?

Количество вещества системы равно отношению числа частиц системы и постоянной Авогадро. Отсюда выводятся две формулы:

$$N = N_A \cdot v \text{ и } N_A = N/v.$$

Из последней формулы следует, что постоянная Авогадро имеет размерность моль⁻¹.

Физико-химические величины, применяемые при решении задач

Наименование величин	Обозначение	Единицы измерения	Форма записи	Математическое выражение
1. Масса вещества	m	кг, г	$m(\text{CaO}) = 56 \text{ г}$	$m = M \cdot \nu$
2. Количество вещества	$\nu(n)$	моль	$\nu(\text{KCl}) = 0,1 \text{ моль}$	$\nu = N/N_A$
3. Постоянная Авогадро	N_A	моль ⁻¹	$N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$	$N_A = N/\nu$
4. Молярная масса	M	г/моль, кг/моль	$M(\text{HCl}) = 36,5 \text{ г/моль}$ $M(\text{HCl}) = 36 \text{ 500 кг/моль}$	$M = m/\nu$
5. Молярный объем газов (при н. у.)	V_m	м ³ /моль л/моль	$V_m(\text{O}_2) = 22,4 \text{ л/моль}$ $V_m(\text{O}_2) = 22,4 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3/\text{моль}$	$V_m = V/\nu$
6. Объем газообразного вещества (или раствора)	V	м ³ , л (мл)	$V(\text{CO}_2) = 5,6 \text{ л}$	$V = V_m \cdot \nu$
7. Относительная атомная масса	A_r	безразмерная	$A_r(\text{Ca}) = 40$	$A_r = \frac{m_a(\text{э})}{1/12 m_a(^{12}\text{C})}$
8. Относительная молекулярная масса	M_r	безразмерная	$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 10$	$M_r = \frac{m_m(\text{в} - \text{ва})}{1/12 m_a(^{12}\text{C})}$
9. Плотность вещества (р-ра)	ρ	кг/м ³ г/см ³	$\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ г/мл}$	$\rho = m/V$
10. Относительная плотность газов	D	безразмерная	$D_{\text{H}_2}(\text{O}_2) = 16$	$D_y(x) = \frac{M_r(x)}{M_r(y)}$

11.Массовая доля компонента в системе	ω	безраз- мерная	$\omega(\text{HCl}) = 0,2$ (20%)	$\varphi = \frac{V(b)}{V(c - m_{\text{bl}})}$
12.Объемная доля компонента в системе	φ	безраз- мерная	$\varphi(\text{O}_2) = 0,21$ (21%)	$\omega_b = \frac{m(b)}{m(c - m_{\text{bl}})}$

1-61. Вычислите, сколько по массе фосфора содержится в 28,4 г оксида фосфора (г).

Дано:

$$m(\text{P}_2\text{O}_5) = 28,4 \text{ г.}$$

Найти: $m(\text{P})$.

Решение.

1. Находим относительную молекулярную массу оксида фосфора:

$$M_r(\text{P}_2\text{O}_5) = 31 \cdot 2 + 16 \cdot 5 = 142$$

$$M(\text{P}_2\text{O}_5) = 142 \text{ г/моль}$$

$$m(\text{P}_2\text{O}_5) = 142 \text{ г.}$$

2. Вычисляем массу фосфора, содержащуюся в 28,4 г оксида фосфора:

$$142 \text{ г } \text{P}_2\text{O}_5 \text{ содержат } 62 \text{ г P}$$

$$28,4 \text{ г } \text{P}_2\text{O}_5 \text{ содержат } x \text{ г P}$$

$$142 : 28,4 = 62 : x$$

$$x = 28,4 \cdot 62 / 142 = 12,4 \text{ (г).}$$

Ответ. 28,4 г P_2O_5 содержат 12,4 г P.

1-62. В какой массе оксида кальция содержится 1,6 кальция?

Дано:

$$m(\text{Ca}) = 1,6.$$

Найти:

$$m(\text{CaO}).$$

Решение.

1. Находим относительную молекулярную массу оксида кальция:

$$Mr(\text{CaO}) = 40 + 16 = 56$$

$$M(\text{CaO}) = 56 \text{ г/моль}$$

$$m(\text{CaO}) = 56 \text{ г.}$$

2. Вычисляем, в какой массе оксида кальция содержится 1,6 г кальция:

56 г CaO содержится 40 г Ca

x г CaO содержатся 1,6 г Ca

$$56 : x = 40 : 1,6$$

$$x = 56 \cdot 1,6 / 40 = 2,24 \text{ г.}$$

Ответ. 1,6 г содержатся в 2,24 г CaO.

1-63. Какое количество вещества составляют $36 \cdot 10^{23}$ молекул азота?

Дано:

$$N(\text{N}_2) = 36 \cdot 10^{23}.$$

$$N_A = 6 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}.$$

Найти: $\nu(\text{N}_2)$.

Решение.

$$N = N_A \cdot \nu.$$

$$\nu(\text{N}_2) = N(\text{N}_2) / N_A = 36 \cdot 10^{23} / 6 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} = 6 \text{ моль.}$$

Ответ. $36 \cdot 10^{23}$ молекул азота составляют 6 моль.

1-64. Сколько молекул содержится в воде массой 72 г?

Дано:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 72 \text{ г.}$$

Найти:

$$N(\text{H}_2\text{O}).$$

Решение.

1) Определяем молярную массу воды:

$$Mr(\text{H}_2\text{O}) = 1 \cdot 2 + 16 = 18.$$

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль.}$$

2. Находим количество вещества воды:

$$\nu(\text{H}_2\text{O}) = m/M = 72/18 = 4 \text{ моль.}$$

3. Определяем число молекул воды:

$$N(\text{H}_2\text{O}) = \nu \cdot N_A = 4 \cdot 6 \cdot 10^{23} = 24 \cdot 10^{23} \text{ молекул.}$$

Ответ. В воде массой 72 г содержится $24 \cdot 10^{23}$ молекул.

1-65. Какое количество вещества заключено в углекислом газе массой 110 г?

Дано:

$$m(\text{CO}_2) = 110 \text{ г.}$$

Найти:

$$\nu(\text{CO}_2).$$

Решение.

1. Определяем молярную массу углекислого газа:

$$Mr(\text{CO}_2) = 12 + 16 \cdot 2 = 44.$$

$$M(\text{CO}_2) = 44 \text{ г/моль.}$$

2. Находим количество вещества, заключенного в углекислом газе:

$$\nu(\text{CO}_2) = m/M = 110/44 = 2,5 \text{ моль.}$$

Ответ. 110 г CO_2 составляют 2,5 моль.

1-66. Найти массу оксида меди количеством вещества 0,4 моль.

Дано:

$$\nu(\text{CuO}) = 0,4 \text{ моль.}$$

Найти:

$$m(\text{CuO}).$$

Решение.

1. Определяем молярную массу оксида меди:

$$Mr(\text{CuO}) = 64 + 16 = 80.$$

$$M(\text{CuO}) = 80 \text{ г/моль.}$$

2. Находим массу оксида меди:

$$M = m/\nu; m(\text{CuO}) = M \cdot \nu = 80 \cdot 0,4 = 32 \text{ г.}$$

Ответ. Оксид меди количеством вещества 0,4 моль имеет массу 32 г.

1-67. Какое количество вещества составляет 23,4 сульфата натрия?

Дано:

$$m(\text{Na}_2\text{S}) = 23,4 \text{ г.}$$

Найти:

$$\nu(\text{Na}_2\text{S}).$$

Решение.

1. Находим молярную массу сульфида натрия:

$$Mr(\text{Na}_2\text{S}) = 23 \cdot 2 + 32 = 46 + 32 = 78.$$

$$M(\text{Na}_2\text{S}) = 78 \text{ г/моль.}$$

2. Находим количество вещества сульфида натрия:

$$\nu(\text{Na}_2\text{S}) = m/M = 23,4/78 = 0,3 \text{ моль.}$$

Можно рассуждать и так:

78 г Na_2S составляют 1 моль,

23,4 г Na_2S составляют x моль.

$$78 : 23,4 = 1 : x; x = 23,4 \cdot 1/78 = 0,3.$$

$$x = 0,3 \text{ моль } \text{Na}_2\text{S}.$$

Ответ. 23,4 г сульфида натрия составляют 0,3 моль.

1-68. Сколько молекул содержится в воде количеством вещества: а) 3 моль; б) 0,3 моль; в) 5 моль?

1-69. Какое количество вещества составляют:

а) $12 \cdot 10^{23}$ атомов меди;

б) $3 \cdot 10^{23}$ молекул водорода;

в) $24 \cdot 10^{23}$ атомов цинка.

1-70. Какое количество вещества оксида меди составляют: а) 16 г; б) 0,8 г; в) 160 г?

1-71. Сколько молекул содержится в воде массой: а) 1,8 г; б) 144 г?

1-72. Можно ли в реакцию вместо 16 г серы взять 0,5 моль серы? Почему?

1-73. Ученик должен был взять для реакции 0,2 моль магния. Он отвесил на весах 6 г магния. Правильно ли он выполнил задание? Как бы поступили вы?

1-74. Какова масса гидроксида натрия, если известно, что на долю химического элемента натрия приходится в гидроксиде натрия 46 г?

1-75. Какова масса железа, входящего в состав 40 г оксида железа (III)?

1-76. В результате реакции было получено 20 г оксида серы (VI). Какое количество оксида серы соответствует этой массе?

1-77. Вычислите массовую долю каждого элемента в сульфате магния MgSO_4 .

1-78. Какова масса 0,5 моль молекул воды?

1-79. Какова формула поташа, если массовый состав этого вещества равен: К — 56,6 %; С — 8,7 %; О — 34,8 %.

Расчеты, связанные с использованием плотностей, относительных плотностей и молярных объемов газов

Жидкости и газы взвешивать неудобно. Для этих веществ надо знать объем, поэтому необходимо вспомнить из курса физики, какая зависимость существует между массой вещества и его объемом.

$V = m/\rho$, где m — в кг(г), а ρ — плотность в кг/л (г/мл, или г/л).

Если рассчитать объем газа количеством вещества 1 моль, тогда вместо массы вещества (m)

следует подставить молярную массу (M) и будет получен объем, называемый молярным и обозначаемый V_m .

$$V_m = M/\rho.$$

Затем, подставив вместо M и ρ формулы, их определяющие, можно вывести формулу для определения молярного объема.

$$M = m/\nu; \rho = m/V \Rightarrow V_m = m \cdot V / \nu \cdot m \Rightarrow V_m = V/\nu \text{ (м}^3\text{/моль, л/моль)}.$$

Молярный объем газа (V_m) представляет собой отношение его объема к количеству вещества.

Формулы для расчетов:

$$V_m = V/\nu; V = V_m \cdot \nu; \nu = V/V_m.$$

Вспомним, что кислород собирают в сосуд путем вытеснения воздуха, т. к. он немного тяжелее воздуха, а водород собирают в перевернутую вверх дном пробирку, т. к. он в 14,5 раза легче воздуха. А как это определено? Как узнать, легче или тяжелее один газ другого? Сравним эти газы по плотности. Формула для определения плотности газов (ρ): $\rho = m/V$, т.е. отношение массы к объему вещества (г/л).

Относительная плотность газов — безмерная величина, показывающая, во сколько раз плотность одного газа больше (или меньше) плотности другого ($D = \rho_1/\rho_2$). Во сколько раз масса первого газа объемом 1 л больше массы второго газа объемом 1 л, во столько раз первый газ тяжелее второго. А поскольку любой газ объемом 1 л содержит одинаковое число молекул, то, во сколько раз одна молекула первого газа

тяжелее одной молекулы второго газа, такова будет относительная плотность первого газа по второму, т.е. $D = M_{r_1}/M_{r_2}$.

Эта же формула может быть выведена математически. Как известно:

$$D = \rho_1/\rho_2, \text{ а } \rho = M/V_m \text{ или}$$

$$\rho = M(\text{г/моль})/22,4 (\text{л/моль}); \rho = M/22,4 (\text{г/л}).$$

Тогда отношение плотностей двух газов будет:

$$\rho_1/\rho_2 = M_1 \cdot 22,4 / 22,4 \cdot M_2 \text{ или } \rho_1/\rho_2 = M_1/M_2.$$

А поскольку молярная масса вещества численно равна его относительной молекулярной массе $M = |Mr|$, то:

$$\rho_1/\rho_2 = Mr_1/Mr_2 \text{ или } D = Mr_1/Mr_2.$$

D — относительная плотность газов, внизу которой подписывают формулу газа, по отношению к которому находится плотность данного газа.

D_{O_2} — относительная плотность по кислороду,

$D_{O_2}(H_2)$ — относительная плотность водорода по кислороду, т.е. $D_{O_2}(H_2) = Mr(H_2)/Mr(O_2)$.

Из формулы для определения относительной плотности газов выводится формула для расчета относительной молекулярной массы неизвестного вещества.

1-79. Какой объем занимают 0,2 моль азота?

Дано:

$$\nu(N_2) = 0,2 \text{ моль.}$$

Найти:

$$\nu(N_2).$$

Решение.

I способ.

$$\nu = V/V_m; V = V_m \cdot \nu = 22,4 \text{ л/моль} \cdot 0,2 \text{ моль} = 4,48 \text{ л.}$$

II способ.

Зная, что 1 моль любого газа занимает (при н.у.) объем 22,4 л, найдем объем 0,2 азота:

1 моль азота занимает объем 22,4 л,

0,2 моль азота занимает объем x л.

Откуда: $1/22,4 = 0,2/x$; $x = 22,4 \cdot 0,2/1 = 4,48$ л.

Ответ. 0,2 моль азота занимают объем 4,48 л.

1-80. Какое количество вещества в кислороде объемом 112 л?

Дано:

$V(O_2) = 112$ л.

Найти:

$\nu(O_2)$.

Решение.

I способ.

$\nu(O_2) = V(O_2)/V_m$.

$\nu(O_2) = 112 \text{ л}/22,4 \text{ л/моль} = 5 \text{ моль}$.

II способ.

1 моль кислорода занимает объем 22,4 л,

x моль кислорода занимает объем 112 л.

Откуда: $1/x = 22,4/112$; $x = 1 \cdot 112/22,4 = 5$ моль.

Ответ. Кислород объемом 112 л содержит количество вещества 5 моль.

1-81. Какова масса азота, взятого объемом 67,2 л (н.у.)?

Дано: $V(N_2) = 67,2$ л.

Найти:

$m(N_2)$.

Решение.

$m(N_2) = M(N_2) \cdot \nu(N_2)$ и $\nu(N_2) = V(N_2)/V_m \Rightarrow m(N_2) = M(N_2) \cdot V(N_2)/V_m$;

$$Mr(N_2) = 14 \cdot 2 = 28.$$

$$M(N_2) = 28 \text{ г/моль}.$$

$$M(N_2) = 28 \text{ г/моль} \cdot 67,2 / 22,4 = 84 \text{ г}.$$

Ответ. Азот объемом 67,2 л имеет массу 84 г.

1-82. Какой объем занимают 8 г кислорода?

Дано:

$$m(O_2) = 8 \text{ г}.$$

Найти:

$$V(O_2).$$

Решение.

I способ.

$$V(O_2) = V_m / \nu(O_2) \text{ и } \nu(O_2) = m(O_2) / M(O_2) \Rightarrow \\ V(O_2) = V_m \cdot m(O_2) / M(O_2);$$

$$Mr(O_2) = 16 \cdot 2 = 32.$$

$$m(O_2) = 32 \text{ г/моль}.$$

$$V(O_2) = 22,4 \text{ л/моль} \cdot 8 \text{ г} / 32 \text{ г/моль} = 5,6 \text{ л}.$$

II способ. Учитывая молярный объем газа (при н.у.), составим соотношение:

32 г кислорода занимают объем 22,4 л

8 г кислорода занимают объем x л.

$$\text{Откуда: } 32/8 = 22,4/x; x = 8 \cdot 22,4 / 32 = 5,6 \text{ л}.$$

Ответ. Кислород массой 8 г занимает объем 5,6 л.

1-83. Какой объем занимают $15 \cdot 10^{23}$ молекул водорода?

Дано:

$$N(H_2) = 15 \cdot 10^{23} \text{ молекул}.$$

Найти:

$$V(H_2).$$

Решение.

I способ.

$$V = V_m \cdot \nu \text{ и } \nu = N / N_A \Rightarrow V = V_m \cdot N / N_A$$

$$V(\text{H}_2) = \frac{22,4 \text{ л/моль} \cdot 15 \cdot 10^{23} \text{ молекул}}{6 \cdot 10^{23} \text{ молекул/моль}} = 56 \text{ л.}$$

II способ.

При том, что $6 \cdot 10^{23}$ молекул занимают объем 22,4 л, найдем объем, который займут $15 \cdot 10^{23}$ молекул.

$6 \cdot 10^{23}$ молекул водорода занимают объем 22,4 л

$15 \cdot 10^{23}$ молекул водорода занимают объем x л.

Откуда: $6 \cdot 10^{23} / 15 \cdot 10^{23} = 22,4 / x$;

$x = 15 \cdot 10^{23} \cdot 22,4 / 6 \cdot 10^{23} = 56 \text{ л.}$

Ответ. $15 \cdot 10^{23}$ молекул водорода занимают объемом 56 л.

1-85. Рассчитать относительную плотность кислорода по водороду.

Дано:

$\text{Mr}(\text{O}_2) = 32$,

$\text{Mr}(\text{H}_2) = 2$.

Найти:

$D_{\text{H}_2}(\text{O}_2)$.

Решение.

$D_{\text{H}_2}(\text{O}_2) = \text{Mr}(\text{O}_2) / \text{Mr}(\text{H}_2)$,

$D_{\text{H}_2}(\text{O}_2) = 32 / 2 = 16$.

Ответ. Относительная плотность кислорода по водороду равна 16.

1-85. Плотность газа по водороду равна 8. Какова относительная молекулярная масса этого газа?

Дано:

$D_{\text{H}_2} = 8$.

Найти:

$\text{Mr}(\text{газа})$.

Решение.

$D_{\text{H}_2}(\text{газа}) = \text{Mr}(\text{газа}) / \text{Mr}(\text{H}_2)$,

$$Mr(\text{газа}) = Mr(H_2) \cdot D_{H_2}(\text{газа}),$$

$$Mr(\text{газа}) = 2 \cdot 8 = 16.$$

Ответ. Относительная молекулярная масса газа равна 16.

1-86. Плотность газа по воздуху равна 2. Какова масса 5,6 л (н.у.) этого газа?

Дано:

$$D_{\text{возд.}}(\text{газа}) = 2,$$

$$V(\text{газа}) = 5,6 \text{ л.}$$

Найти:

$$m(\text{газа}).$$

Решение.

Учитывая, что средняя относительная молекулярная масса воздуха равна 29, найдем относительную молекулярную массу газа.

$$Mr(\text{газа}) = Mr(\text{газа}) \cdot D_{\text{возд.}}(\text{газа}) = 29 \cdot 2 = 58.$$

$$M(\text{газа}) = 58 \text{ г/моль.}$$

Используя следствие из закона Авогадро (1 моль газа при н.у. занимает объем 22,4 л), найдем массу 5,6 л газа.

58 г газа занимает объем 22,4 л,

x г газа занимает объем 5,6 л.

$$\text{Откуда: } 58/x = 22,4/5,6; x = 58 \cdot 5,6 / 22,4 = 14,5 \text{ г.}$$

Ответ. Газ объемом 5,6 л имеет массу 14,5 г.

1-87. Рассчитайте плотность по кислороду:
а) метана; б) оксида серы (IV).

1-88. Найдите относительную молекулярную массу газа, плотность которого по воздуху равна: а) 2,45; б) 1,52; в) 0,59.

1-89. Найдите плотность газа по кислороду, если его плотность по воздуху равна 1,5.

1-90. Плотность газа по углекислому газу равна 2. Найдите плотность этого газа по водороду.

1-91. Рассчитайте относительную молекулярную массу и выведите химическую формулу углекислого газа, если его плотность по гелию равна 11.

1-92. Рассчитайте, во сколько раз:

а) кислород тяжелее хлора;

б) водород легче азота;

в) фтор тяжелее гелия.

1-93. Плотность газа по кислороду 0,625. Какой объем (в л, н.у.) занимают 4 г этого газа?

1-94. Вычислите молярную массу и число атомов в молекуле серы, если плотность паров ее по кислороду равна 8.

1-95. Какие из газов — метан, оксид углерода (II), оксид углерода (IV), водород, хлор, оксид азота (IV) — тяжелее воздуха?

1-96. Определите молярную массу азота, если 1 л этого газа при н.у. весит 2,143 г. (48 г/моль)

1-97. 8 л смеси газов, состоящей из водорода и метана, весит 4,36 г. Сколько литров каждого из этих газов содержится в смеси. (2,2 л H_2 , 5,8 л CH_4 .)

1-98. Вычислите молярную массу оксида азота, если масса 2,8 л его при н.у. равна 3,75 г. (30 г/моль.)

1-99. Сколько молей хлора содержится в 123,2 л его (н.у.)? (5,5 моль.)

1-100. Какой объем (в л, н.у.) занимают 42,5 г аммиака? (56 л.)

1-101. Какой объем займет $21 \cdot 10^{23}$ молекул хлороводорода? (78,4 л.)

1-102. Вычислите относительную молекулярную массу и число атомов в молекуле азота, если масса 5,6 л его равна 7 г. (28; 2 атома.)

1-103. Сколько молекул содержится в 7,84 л бромоводорода (н.у.)? ($21 \cdot 10^{22}$ молекул.)

1-104. Сосуд объемом 80 л наполнили водородом (н.у.). Определите массу содержащегося в сосуде газа. (7,14 г.)

Алгоритм решения задач по химическим уравнениям

Последовательность действий	Задача: Какой объем кислорода (н. у.) израсходуется на сжигание 8 г магния?
1. Внимательно прочти задачу и кратко запиши условие, используя известные обозначения	Дано: $m(\text{Mg}) = 8 \text{ г}$ Найти: $V(\text{O}_2)$
2. Составь уравнение химической реакции и расставь коэффициенты	$2\text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{MgO}$
3. Подчеркни формулы веществ, о которых говорится в задаче и надпиши над их формулами, что дано и что неизвестно (с единицами измерения)	8 г х л $2\text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{MgO}$
4. Найди из уравнения реакции и подпиши под этими же формулами количество веществ (по коэффициентам)	8 г х л $2\text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{MgO}$ 2 моль 1 моль
5. Переведи количества вещества в те величины, которые указаны в условии задачи (подписано сверху).	$m(\text{Mg}) = M(\text{Mg}) \cdot \nu = 24 \text{ г/моль} \cdot 2 \text{ моль} = 48 \text{ г}$ $V(\text{O}_2) = V_m \cdot \nu(\text{O}_2) = 22,4 \text{ л/моль} \cdot 1 \text{ моль} = 22,4 \text{ л}$

6. Составь пропорцию и найди неизвестные	$8 \text{ г} \quad x \text{ л}$ $2\text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{MgO}$ 2 моль 1 моль $48 \text{ г} \quad 22,4 \text{ л}$
7. Помни, что единицы измерения для каждого вещества, написанные сверху и снизу, должны совпадать	$8 \text{ г}/48 \text{ г} = x \text{ л}/22,4 \text{ л}$ $x = 8 \text{ г} \cdot 22,4 \text{ л}/48 \text{ г} = 3,7 \text{ л}$
8. Запиши ответ	Ответ: На сжигание 8 г магния расходуется 3,7 л водорода.

1-105. Для восстановления меди из оксида меди (II) израсходован водород объемом 1,12 л (н.у.). Сколько меди (в г) при этом выделилось?

Дано:

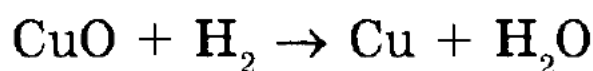
$$V(\text{H}_2) = 1,12 \text{ л.}$$

Найти:

$$m(\text{Cu}).$$

Решение.

$$1,12 \text{ л} \quad x \text{ л}$$



$$1 \text{ моль} \quad 2 \text{ моль}$$

$$22,4 \text{ л} \quad 64 \text{ г}$$

$$V(\text{H}_2) = V_m / \nu(\text{H}_2) = 22,4 \text{ л/моль} \cdot 1 \text{ моль} = 22,4 \text{ л}$$

$$m(\text{Cu}) = M(\text{Cu}) \cdot \nu(\text{Cu}) = 64 \text{ г/моль} \cdot 1 \text{ моль} = 64 \text{ г}$$

$$1,12 \text{ л}/22,4 \text{ л} = x \text{ г}/64 \text{ г};$$

$$x = 1,12 \text{ л} \cdot 64 \text{ г}/22,4 \text{ л} = 3,2 \text{ г.}$$

Ответ. 3,2 г меди выделилось.

1-106. Какова масса нитрата меди, образующегося при взаимодействии оксида меди (II) с азотной кислотой?

Дано:

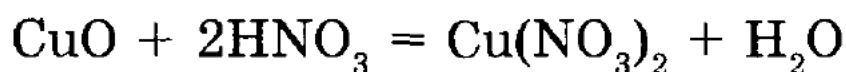
$$m(\text{CuO}) = 4 \text{ г.}$$

Найти: $m(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2)$.

Решение.

4 г

х г



1 моль

1 моль

80 г

188 г

$$M_r(\text{CuO}) = 64 + 16 = 80$$

$$M(\text{CuO}) = 80 \text{ г/моль}$$

$$m(\text{CuO}) = 80 \text{ г}$$

$$M_r(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) = 64 + 14 \cdot 2 + 16 \cdot 6 = 188$$

$$M(\text{CuO}) = 188 \text{ г/моль}$$

$$m(\text{CuO}) = 188 \text{ г/моль}$$

$$4 \text{ г} / 80 \text{ г} = x \text{ г} / 188 \text{ г}; x = 4 \text{ г} \cdot 188 \text{ г} / 80 \text{ г} = 9,4 \text{ г}.$$

Ответ. Образуется 9,4 г нитрата меди.

1-107. Определите объем водорода, вступающего в реакцию с 15 л кислорода при образовании воды. Объемы газов измерены при н.у.

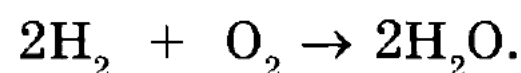
$$\text{Дано: } V(\text{O}_2) = 15 \text{ л}.$$

Найти:

$$V(\text{H}_2).$$

Решение.

х л 15 л



2 моль 1 моль

В случае газообразных веществ стехиометрические коэффициенты показывают, в каких объемных отношениях находятся участвующие в реакции и образующиеся в результате реакции вещества при одинаковых условиях. Можно сформулировать следующее правило: объемы участвующих в реакции и образующихся в результате реакции газов относятся друг к

другу как соответствующие коэффициенты в уравнении реакции, т.е.:

$$V_1/V_2 = \nu_1/\nu_2 \Rightarrow x \text{ л}/15 \text{ л} = 2 \text{ моль}/1 \text{ моль}, \\ x = 2 \text{ моль} \cdot 15 \text{ л}/1 \text{ моль} = 30 \text{ л}.$$

Ответ. 30 л водорода вступает в реакцию.

1-108. Вычислить объем оксида углерода (IV), полученный при сгорании ацетиленом объемом 10 л (н.у.).

Дано:

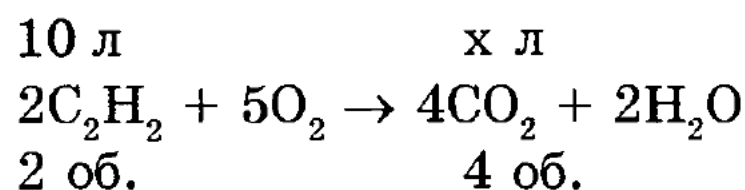
$$V(\text{C}_2\text{H}_2) = 10 \text{ л}.$$

Найти:

$$V(\text{CO}_2).$$

Решение.

По закону объемных отношений газов при химических реакциях объемы реагирующих и получающихся газов относятся друг к другу как их коэффициенты в уравнении реакции, т.е.:



$$10/x = 2/4; x = 10 \cdot 4/2 = 20 \text{ л}.$$

Ответ. При сжигании ацетиленом объемом 10 л получится оксид углерода (IV) объемом 20 л.

1-109. Вычислите, какой объем кислорода получится при сжигании 10 м³ этана C_2H_6 (н.у.).

1-110. Какой объем водорода (н.у.) израсходуется для получения железа массой 28 кг из оксида железа (III)?

1-111. Какова масса соли, получившейся при взаимодействии оксида кальция массой 28 г с соляной кислотой?

1-112. Сколько молей водорода затратится на получение железа восстановлением из 40 г оксида железа (III)?

1-113. Каков объем кислорода (в л), израсходуемого на окисление 10 л сернистого газа до оксида серы (VI)? Объемы газов измерены при н.у.

1-114. При обработке сплава цинка и серебра раствором соляной кислоты было получено 2,2 л водорода (при н.у.). Найдите процентный состав сплава.

1-115. Какова масса воды, образовавшейся при взрыве смеси, содержащей 8,4 л водорода и 2,8 л кислорода (при н.у.)?

1-116. При обработке сплава, состоящего из цинка и меди, раствором соляной кислоты выделилось 1,9 л водорода (н.у.). Найдите процентный состав сплава.

1-117. Какой объем кислорода (в л) затратится на сгорание угля массой 6 кг (при н.у.)?

1-118. Сколько потребуется соляной кислоты и карбоната кальция (мрамора) для получения 5,5 л углекислого газа?

1-119. Какой объем водорода (в л) выделится (при н.у.), если с соляной кислотой прореагировало 3 моль цинка?

1-120. Сколько молей кислорода необходимо для полного окисления 0,4 моль магния?

1-121. Нужно получить 3 г ртути путем разложения оксида ртути. Сколько граммов исходного вещества потребуется для этого?

2-1. Составьте уравнение реакции получения кислорода из воды и вычислите массу кислорода, который можно получить из 45 г воды.

2-2. Составьте уравнение реакции получения кислорода из пероксида водорода и вычислите массу пероксида, необходимого для получения 0,25 моль кислорода.

2-3. Какие свойства кислорода используются при собирании его методом вытеснения воздуха?

2-4. Какое свойство кислорода используется при собирании его методом вытеснения воды?

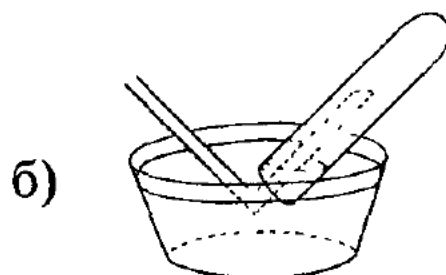
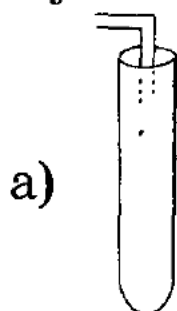
2-5. Составьте уравнения химических реакций, которые протекают при горении в кислороде:

а) магния, серы, алюминия, фосфора, железа;

б) сложных веществ: метана (CH_4), сероуглерода (CS_2), сероводорода (H_2S), этана (C_2H_6).

2-6. Составьте уравнение реакции получения кислорода из перманганата калия (KMnO_4) и вычислите массу перманганата калия, необходимого для получения 10 л (при н.у.) кислорода (плотность кислорода 1,43 г/л).

2-7. Какой из предложенных приборов можно использовать для собирания кислорода? Ответ обоснуйте.



2-8. Объясните, как можно перенести кислород из одного стакана в другой.

2-9. Опишите опыт, с помощью которого можно убедиться, в каком из предложенных двух стаканов находится кислород, а в каком — воздух.

2-10. Составьте уравнения реакций взаимодействия с кислородом:

а) свинца (II), б) серы (IV), в) углерода (IV), г) цинка (II), д) олова (II), е) натрия (I). Назовите образующиеся вещества.

2-11. Чем отличается горение в-в в кислороде от горения в воздухе?

2-12. В четырех закрытых пробками колбах находятся: а) воздух; б) кислород; в) углекислый газ. Как их можно распознать?

2-13. В сутки человек поглощает 720 л кислорода. В каком объеме воздуха содержится потребляемое количество кислорода?

2-14. В сутки человек вдыхает приблизительно 25 кг воздуха. При работе двигателя внутреннего сгорания автомобиля расходуются 1825 кг кислорода на каждые 100 км пути. Из приведенных вариантов найдите, сколько времени может дышать этим кислородом человек: а) одну неделю; б) один месяц; в) один год?

Ответ. в) $25 : 5 = 5$ кг кислорода в сутки, $1825 : 5 = 365$ дней (1 год).

2-15. Определите, в каком агрегатном состоянии находится при комнатной температуре и атмосферном давлении каждое топливо из приведенных в таблице. Буквы, соответствующие правильным от-

ветам, должны составить название вещества, влияющего на скорость химических реакций.

Ответ. Катализатор.

Таблица

Топливо	Агрегатное состояние топлива		
	твердое	жидкое	газообразное
Пропан	м	и	к
Мазут	р	а	у
Древесина	т	л	в
Бензин	б	а	с
Каменный уголь	л	м	н
Нефть	ц	и	ю
Природный газ	я	г	з
Горючий сланец	а	д	а
Торф	т	ш	е
Спирт	п	о	с
Керосин	к	р	е

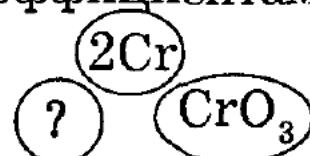
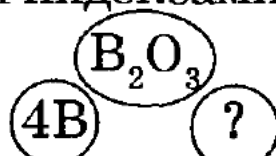
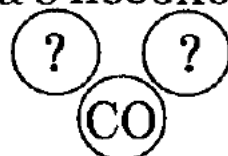
2-16. Выпишите формулы оксидов и составьте уравнения реакций их получения путем окисления простых веществ: ZnO , Na_2CO_3 , HCl , P_2O_5 , NaF , H_3PO_4 , CO_2 , AgCl , H_2S , SiO_2 , H_2O , KCl , BaO .

2-17. Оксид кальция можно получить путем:

- а) взаимодействия кальция с кислородом;
- б) разложения известняка (карбоната кальция CaCO_3) при нагревании. Составьте уравнение происходящих реакций, определите, к какому типу они относятся.

2-18. Одинаковы ли физические свойства оксида фосфора и свойства составляющих его простых веществ? Ответ поясните.

2-19. Впишите отсутствующую формулу вещества с необходимыми индексами и коэффициентами.



2-20. Составьте по одному примеру уравнений реакций, выражающих следующие преобразования:

- а) простое вещество $\rightarrow$ сложное вещество;
- б) неметалл $\rightarrow$ оксид неметалла;
- в) металл $\rightarrow$ оксид металла.

2-21. Определите отношение масс элементов в оксиде кремния SiO_2 .

2-22. Найдите формулы оксидов, которые можно составить из элементов, приведенных ниже. Число элементов равно числу оксидов.

Ca, S, O, O_2 , C, Al_2 , Mg, O_3 , N, Fe_2 .

Ответ. CaO , SO_2 , SO_3 , CO , CO_2 , Al_2O_3 , MgO , NO , NO_2 , Fe_2O_3 .

2-23. Какова масса оксида железа (III), образующегося при сгорании 7 г железа?

2-24. Вычислите массу фосфора, который надо сжечь в кислороде, чтобы получить 14,2 г оксида фосфора (V).

2-25. Какая масса кислорода вступит в реакцию с алюминием количеством вещества 0,2 моль?

2-26. В каждом ряду один оксид, не соответствующий следующим признакам:

- а) кислотный оксид среди основных ZnO , SiO_2 , BaO , CaO ;

б) основной оксид среди кислотных
 CO_2 , SO_3 , CuO , P_2O_5 ;

в) основной оксид среди амфотерных
 Al_2O_3 , K_2O , ZnO , Cr_2O_3 .

2-27. Определите вещества А, В, С, которые участвуют в процессах, сопровождающих горение известного вам топлива:

$\text{A} + \text{O}_2 \rightarrow \text{B}$; $2\text{A} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{C}$; $2\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{B}$; $\text{A} + \text{B} \rightarrow 2\text{C}$.

Ответ. А — С; В — CO_2 ; С — СО.

2-28. Можно ли сказать, что кислород при обычной температуре является довольно инертным веществом? Иллюстрируйте свой ответ примерами.

2-29. Сколько граммов воды образуется при взрыве смеси 2 г водорода и 20 г кислорода?

Ответ. 18 г.

2-30. В эвдиометре взорвана смесь 4 мл водорода с 4 мл кислорода. Какой газ останется после взрыва? Какой его объем (н.у.)?

Ответ. 2 мл O_2 .

2-31. Сколько килограммов кислорода O_2 было израсходовано при сгорании каменного угля, если образовался 1 кг оксида углерода (IV) CO_2 ?

Ответ. 727 кг.

2-32. Какой объем кислорода вступит в реакцию при сгорании 14 м^3 смеси водорода с оксидом углерода СО?

Ответ. 7 м^3 .

2-33. Какой объем воздуха необходим по расчету для полного сгорания 1 м^3 метана до углекислого газа и воды?

Ответ. $9,6 \text{ м}^3$.

2-34. Объясните способы получения озона и напишите уравнение протекающих при этом реакций.

2-35. В сосуд емкостью 6 л, наполненный воздухом (н.у.), опустили чашку, содержащую 4 г магния, и зажгли его. Хватит ли кислорода, содержащегося в этом объеме воздуха, для полного сгорания указанной навески магния, если образуется оксид магния MgO ?

Вычисления по термохимическим уравнениям

Пример 1. При сжигании серы массой 1 г выделилось 9,28 кДж теплоты. Составить термохимическое уравнение реакции.

Дано:

$$m(\text{S}) = 1 \text{ г.}$$

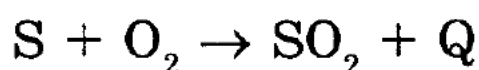
$$Q = 9,28 \text{ кДж.}$$

Найти:

термохимическое уравнение.

Решение.

$$\begin{array}{ll} 1 \text{ г} & 9,28 \text{ кДж} \end{array}$$



$$\begin{array}{ll} 1 \text{ моль} & Q \end{array}$$

$$\begin{array}{ll} 32 \text{ г} & Q \end{array}$$

$$1/32 = 9,28/Q; Q = 32 \cdot 9,28/1 = 297 \text{ кДж.}$$

$$\text{Ответ. } \text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2 + 297 \text{ кДж.}$$

Пример 2. Какое количество теплоты выделится при сгорании метана объемом 5,6 л (н.у.), если тепловой эффект реакции 892 кДж?

Дано:

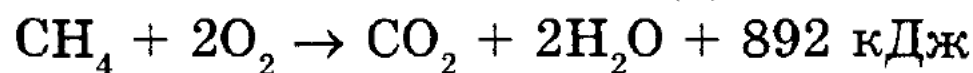
$$V(\text{CH}_4) = 5,6 \text{ л.}$$

$$Q = 892 \text{ кДж.}$$

Найти: Q .

Решение.

$$5,6 \text{ л} \qquad \qquad \qquad x \text{ кДж}$$



$$1 \text{ моль} \qquad \qquad \qquad 892 \text{ кДж}$$

$$22,4 \text{ л} \qquad \qquad \qquad 892 \text{ кДж}$$

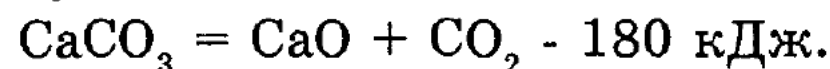
$$5,6 \text{ л} / 22,4 \text{ л} = x \text{ кДж} / 892 \text{ кДж}$$

$$x = 5,6 \text{ л} \cdot 892 \text{ кДж} / 22,4 = 223 \text{ кДж.}$$

Ответ. При сгорании метана объемом 5,6 л выделится 223 кДж теплоты.

2-41. Составьте термохимическое уравнение реакции горения углерода, если известно, что при сжигании 1 г его выделяется 33,6 кДж теплоты.

2-42. Термохимическое уравнение реакции получения негашеной извести:



Какое количество теплоты следует затратить на получение 1 т негашеной извести?

2-43. Составьте термохимическое уравнение реакции получения оксида меди, если известно, что при окислении 1 моль меди выделяется 138 кДж теплоты.

2-44. При сгорании 1 моль натрия в атмосфере хлора выделяется 418 кДж теплоты. Составьте термохимическое уравнение реакции и рассчитайте, сколько теплоты выделится при сгорании 4 г натрия в этих условиях.

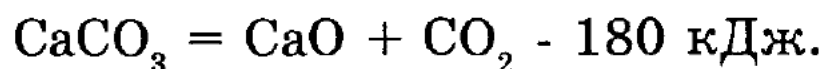
2-45. Какой объем кислорода (при н.у.) израсходован для окисления меди по уравнению реакции:



если при этом выделилось 126 кДж теплоты?

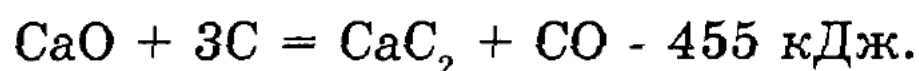
2-46. Гашеную известь получают взаимодействием с водой негашеной извести:

$\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca(OH)}_2$, а термохимическое уравнение получения негашеной извести:



Рассчитайте, сколько гашеной извести можно получить из того же количества известняка, на прокаливании которого израсходовано 168000 кДж теплоты.

2-47. Вычислите количество теплоты, необходимое для получения 450 кг карбида кальция, если термохимическое уравнение этого процесса:

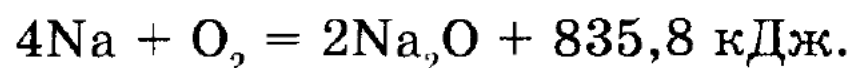


2-48. Составьте термохимическое уравнение реакции взаимодействия серы с водородом, если известно, что при взаимодействии 5,6 л (н.у.) водорода с серой выделяется 5 кДж теплоты.

2-49. Определите количество теплоты при взаимодействии 5 г магния с оксидом кремния, если известен тепловой эффект реакции:



2-50. В процессе горения натрия в кислороде выделилось 418 кДж теплоты. Согласно термохимическому уравнению:

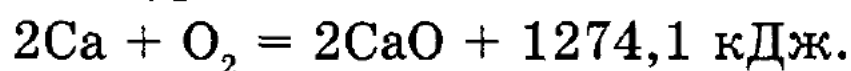


Сколько граммов натрия и литров кислорода (при н.у.) вступило в реакцию?

2-51. Составьте термохимическое уравнение реакции получения оксида фосфора (V) из эле-

ментов, если известно, что при образовании 4 моль этого вещества выделяется 5981 кДж теплоты.

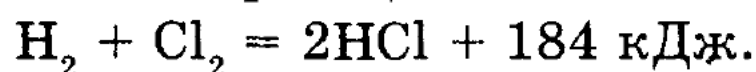
2-52. Кальций реагирует с кислородом согласно уравнению:



Сколько граммов кальция и литров кислорода (при н.у.) вступило в реакцию, если при этом выделилось 3185 кДж теплоты?

2-53. 134 кДж теплоты выделилось при взаимодействии 6 г калия с хлором. Составьте термохимическое уравнение реакции калия с хлором.

2-54. Сколько литров водорода и хлора (при н.у.) вступило в реакцию, если при этом выделилось 924 кДж теплоты? Термохимическое уравнение реакции:



Проверьте свои знания по теме:

«Кислород. Оксиды. Горение»

1. Какие вещества образуют химический элемент кислород в природе:

- а) простые вещества;
- б) простые и сложные вещества;
- в) сложные вещества?

2. Сырьем для промышленного получения кислорода преимущественно являются:

а) вода; б) воздух; в) кислородосодержащие минералы.

3. Какой из нижеприведенных рядов химических элементов преимущественно содержится в морской воде:

а) O, H, Cl, Na; б) O, Si, Al, Fe; в) H, He, O, Ne?

4. Кислород в воде:

- а) хорошо растворим;
- б) нерастворим;
- в) растворим.

5. Кислород растворяется лучше:

- а) в теплой воде;
- б) в холодной воде;
- в) одинаково в теплой и холодной воде.

6. При горении фосфора в кислороде образуется:

- а) бесцветный газ;
- б) газ коричневого цвета;
- в) твердое вещество белого цвета.

7. При горении топлива обязательно образуется:

- а) оксид серы (IV);
- б) оксид азота (IV);
- в) оксид углерода (IV).

8. Какой из следующих процессов приводит к связыванию кислорода:

- а) химическое разложение воды в высших слоях атмосферы;
- б) гниение растений;
- в) фотосинтез земных растений?

9. Постоянными составными частями воздуха являются:

- а) кислород, азот, оксид углерода (IV);
- б) водород, кислород, азот;
- в) кислород, азот, благородные газы.

10. Загрязнение воздуха вызывают:

- а) водород и оксид углерода (IV);

б) водяной пар и метан;

в) оксид серы и оксид азота (IV).

11. В какой реакции из простых процессов образуются оксиды:

а) реакция соединения;

б) реакция разложения;

в) реакция замещения.

12. Оксиды металлов являются:

а) кислотными;

б) кислотными и основными;

в) основными.

13. Амфотерные оксиды не взаимодействуют с:

а) основаниями;

б) кислотами;

в) водой.

14. Все кислотные оксиды взаимодействуют с:

а) основаниями;

б) кислотами;

в) водой.

15. Оксиды щелочных металлов не взаимодействуют с:

а) водой;

б) кислотными оксидами;

в) основными оксидами.

Ответ. 1б, 2б, 3а, 4б, 5б, 6в, 7в, 8б, 9в, 10в, 11а, 12б, 13в, 14а, 15в.

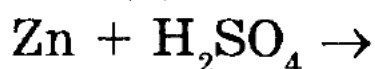
ВОДОРОД. КИСЛОТЫ. СОЛИ

3-1. На каких свойствах водорода основаны два способа собирания водорода в сосуд?

3-2. Вычислите молярное отношение элементов в соляной кислоте HCl .

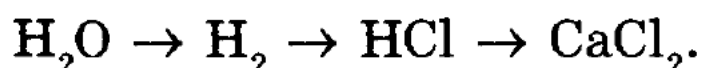
3-3. Составьте уравнения реакций получения водорода из соляной кислоты в результате ее взаимодействия с металлами: а) цинком; б) кальцием; в) алюминием; г) магнием.

3-4. Допишите уравнение реакции



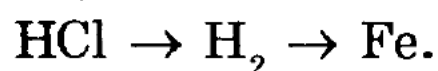
и рассчитайте, какое количество вещества водорода выделится, если прореагирует 13 г цинка с достаточным количеством разбавленной серной кислоты.

3-5. Запишите уравнение следующих превращений:



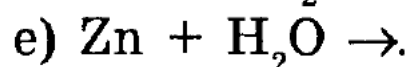
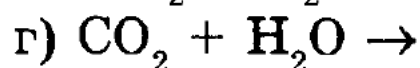
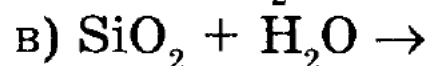
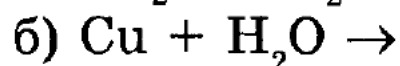
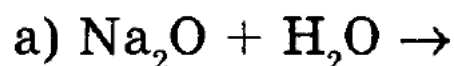
3-6. Рассчитайте, какую массу меди можно восстановить водородом из 16 г оксида меди (II).

3-7. Запишите уравнения следующих превращений:



Укажите при каких условиях они проходят.

3-8. Какие из реакций, характерных для химических свойств воды, осуществимы:



Запишите уравнение возможных реакций.

3-9. Допишите уравнения реакций получения солей, используя схемы:

- а) $? + \text{HCl} \rightarrow \text{AlCl}_3 + ?$;
- б) $\text{Mg} + ? \rightarrow \text{MgSO}_4 + ?$;
- в) $\text{MgO} + ? \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2$;
- г) $? + \text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$.

Назовите соли.

3-10. Укажите, какие из реакций, уравнения которых приведены ниже, относятся к реакциям: а) соединения; б) разложения; в) обмена. Запишите уравнения, расставьте коэффициенты, назовите соли по их формулам:

- а) $\text{Zn} + \text{O}_2 \rightarrow \text{ZnO}$;
- б) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- в) $\text{BaO} + \text{HCl} \rightarrow \text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- г) $\text{MgCO}_3 \rightarrow \text{MgO} + \text{CO}_2$;
- д) $\text{N}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{NH}_3$;
- е) $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$.

3-11. Укажите, какая из реакций используется при лабораторном способе получения водорода:

- а) $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2$;
- б) $\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$;
- в) $2\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_2 + \text{O}_2$;
- г) $\text{H}_2\text{S} = \text{H}_2 + \text{S}$.

3-12. Из приведенного ниже перечня выпишите отдельно формулы: а) оксидов; б) кислот; в) солей:

NaNO_3 , Al_2O_3 , NH_3 , HCl , CO_2 , HNO_3 , Ag , K_3PO_4 , MgO , H_2SO_4 , H_2 , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$.

Рядом с формулами напишите названия веществ.

3-13. Из приведенного ниже перечня выпишите отдельно формулы: а) оксидов; б) кислот; в) солей:

CO_2 , HNO_3 , PH_3 , SO_3 , CuO , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, Na , H_3PO_4 , Na_2SO_4 , AlCl_3 , O_2 , HJ .

3-14. Сколько молей сульфата магния образуется при взаимодействии оксида магния массой 8 г с серной кислотой.

3-15. Из приведенного ниже перечня выпишите отдельно формулы: а) оксидов; б) кислот; в) солей:

Na_2CO_3 , H_3PO_4 , Cl_2 , H_2O , CH_4 , N_2O_5 , CO_2 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, BaCl_2 , Cu , HBr .

Рядом с формулами напишите названия веществ.

3-16. Из приведенного ниже перечня выпишите отдельно формулы: а) оксидов; б) кислот; в) солей:

H_2O , CuCl_2 , SiH_4 , J_2 , H_2CO_3 , HBr , NO_2 , $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, Na_2O , H_2SO_4 , Mn , FeS .

Рядом с формулами напишите названия веществ.

3-17. Даны вещества: магний, кислород, оксид меди (II), соляная кислота (HCl). Составьте уравнения химических реакций, в результате которых из данных веществ можно получить: медь, водород, воду, оксид магния.

3-18. Вычислите относительную плотность сернистого газа (SO_2) по водороду.

3-19. Определите относительную молекулярную массу газа, если его плотность по водороду равна 30, а его относительная плотность равна 1,25 г/л.

3-20. Определите относительную молекулярную массу газа, если его плотность по воздуху равна 25, а его относительная плотность равна 1,94 г/л.

3-21. Вычислите относительную плотность углекислого газа (CO_2) по водороду.

3-22. Определите относительную молекулярную массу газа, если его относительная плотность по кислороду равна 2,5, а масса 5 л этого газа равна 7,25 г (при н.у.).

3-23. При горении неизвестного вещества образовалась вода и газообразное вещество, которое взаимодействует с известковой водой с образованием белого осадка. На основании этого можно сделать вывод, что горящее вещество состоит из: а) водорода и кислорода; б) углерода и кислорода; в) водорода и углерода.

3-24. Какие формулы разных кислот можно составить на основании следующих фрагментов:

H, H₂, H₃, S, Cl, NO₃, SO₄, PO₄.

3-25. Составьте формулы десяти разных кислот, комбинируя нижеприведенные составные части кислот по горизонтали (слева направо) и вертикали (сверху вниз) при условии, что кислотообразующие составные части стоят рядом:

			H						
			H ₂	Cl	H				
	H	SO ₄	H ₂	NO ₃	H				
H ₂	CO ₃	H ₂	S	H ₃	PO ₄	H ₂			
H Br	H	SO ₃	H	J	H ₄	SiO ₄	H		

3-26. Укажите в каждом из ниже приведенных рядов кислоту, которая не соответствует признаку, объединяющему их в ряд:

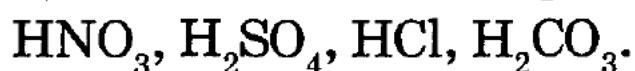
1) кислота, которую невозможно получить из соответствующего ей оксида:

H₂SO₄, H₂SO₃, H₄SiO₄, H₃PO₄.

2) Двухосновная кислота среди одноосновных:

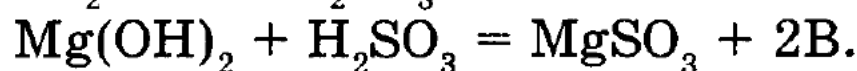
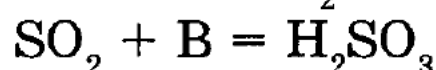
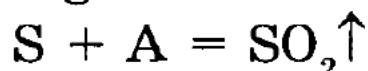
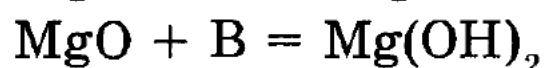
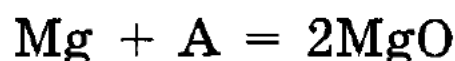
HJ, HBr, HF, H₂S.

3) Слабая кислота среди сильных:

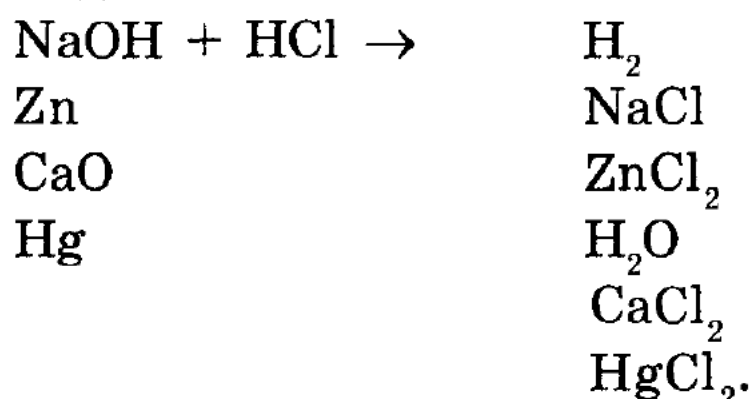


3-27. Какие вещества находятся в пяти выставленных на демонстрационном столе учителя склянках, если при их взаимодействии, а именно $\text{A} + \text{B}$, $\text{B} + \text{C}$, $\text{C} + \text{D}$, $\text{C} + \text{E}$ — получался один и тот же продукт — хлорид кальция.

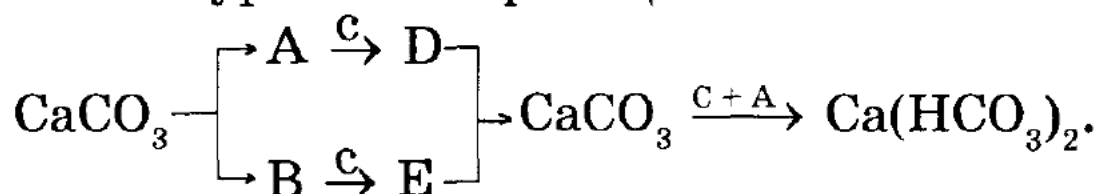
3-28. Определите вещества A и B и напишите уравнения реакций:



Можно ли получить вещества, формулы которых приведены в правом столбце, из веществ, формулы которых приведены в левом столбце при их взаимодействии с соляной кислотой:

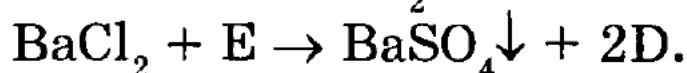
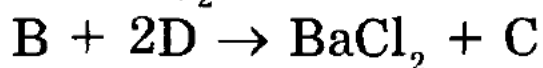
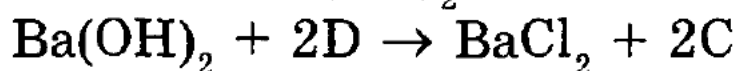
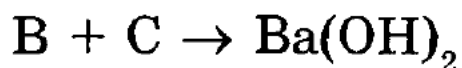


3-30. Определите вещества A , B , C , D , E . Напишите все уравнения реакций:



3-31. Напишите уравнения реакций, определив вещества A , B , C , D , E ;





Проверьте свои знания по теме «Водород. Кислород. Соли»

1. В промышленности водород получают:

- а) из метана;
- б) из воздуха;
- в) при взаимодействии металла с кислотой.

2. Укажите основную причину, по которой водород считают топливом будущего:

а) при взаимодействии его с кислородом освобождается много энергии и образуются лишь пары воздуха, которые не загрязняют окружающую среду;

б) водород самый легкий газ и его легко перевозить на большие расстояния;

в) значительные запасы сырья для получения водорода.

3. Опасней всего приближаться с горящей лучиной к сосуду, где находится:

- а) водород;
- б) кислород;
- в) смесь водорода и кислорода.

4. Водород взаимодействует с:

- а) металлами;
- б) неметаллами;
- в) металлами и неметаллами.

5. Водород взаимодействует с:

- а) основными и кислотными оксидами;

- б) основными оксидами;
- в) кислотными оксидами.

6. Кислоты являются:

- а) жидкими веществами;
- б) твердыми веществами;
- в) жидкими и твердыми веществами.

7. При взаимодействии кислотного оксида с водой можно получить:

- а) любую кислоту;
- б) кислородосодержащую кислоту;
- в) безкислородную кислоту.

8. Характер образующихся при взаимодействии между кислотами и металлами веществ зависит от химической природы:

- а) металла;
- б) кислоты;
- в) металла и кислоты.

9. Кислоты не взаимодействуют с:

- а) амфотерными оксидами;
- б) кислотными оксидами;
- в) основными оксидами.

10. При взаимодействии кислот с металлами, основными и амфотерными оксидами всегда образуются:

- а) вода;
- б) водород и другие газы;
- в) соль.

11. При каком взаимодействии не образуются соли:

- а) кислотного оксида с основным оксидом;
- б) амфотерного оксида с кислотным оксидом;
- в) кислотного оксида с водой?

12. Соли взаимодействуют с металлами:

- а) всегда;
- б) если металл активнее металла соли;
- в) если металл соли активнее металла.

13. Какая комбинация свойств точнее всего характеризует соли:

- а) соли — твердые вещества белого цвета;
- б) соли — жидкие и твердые вещества различного цвета;
- в) соли — твердые вещества различного цвета?

14. Соли одного и того же металла:

- а) всегда имеют одинаковую растворимость в воде;
- б) растворимость их в воде определяется характером кислотного остатка этой или другой кислоты;
- в) растворимость их в воде зависит от числа кислотных остатков.

15. Какая из следующих реакций не является реакцией замещения:

- а) водорода с кислородом;
- б) металла с кислотой;
- в) водорода с оксидом металла?

Ответ. 1а, 2а, 3в, 4в, 5а, 6в, 7б, 8в, 9б, 10в, 11в, 12б, 13в, 14б, 15а.

ГЛАВА II. ВАЖНЕЙШИЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Оксиды.

Основания (гидроксиды).

Кислоты.

Соли.

Вычисление массы продукта реакции по известной массе исходного вещества, содержащего определенную массовую долю (%) примесей.

Оксиды — сложные вещества, состоящие из атомов двух элементов, один из которых кислород.

Основными оксидами называют такие оксиды, которым соответствуют основания.

Кислотными оксидами называют такие оксиды, которым соответствуют кислоты.

Амфотерными оксидами называют такие оксиды, которые в зависимости от условий проявляют основные и кислотные свойства, т.е. обладают двойственными свойствами.

Основные, кислотные и амфотерные оксиды называются *солеобразующими*.

Оксиды, которые не проявляют ни кислотных, ни основных свойств, т.е. не образуют солей, относятся к *несолеобразующим оксидам*, или *безразличным*.

Основания — сложные вещества, состоящие из атомов металла, соединенных с одной или несколькими гидроксогруппами.

Растворимые в воде основания — *щелочи*.

Амфотерными называют гидроксиды, которые могут реагировать с образованием соли как с основаниями, так и с кислотами.

Кислоты — сложные вещества, которые состоят из атомов водорода, способных замещаться металлом, и кислотного остатка.

Соли — сложные вещества, образованные атомами металла и кислотными остатками.

Средние, или нормальные, соли образуются при полном замещении атомами металла всех атомов водорода в молекулах кислот.

Кислые соли образуются в результате неполного замещения атомами металлов атомов водорода в молекулах кислот.

Основные соли — продукты неполного замещения гидроксогрупп в основаниях кислотными остатками.

Двойные соли образуются при замещении атомов водорода в молекулах кислот двумя различными металлами.

ОКСИДЫ

Общие способы получения оксидов

Горение веществ.

Простых: $2\text{Ca} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CaO}$; $4\text{P} + 5\text{O}_2 \rightarrow 2\text{P}_2\text{O}_5$,

сложных: $6\text{C}_6\text{H}_6 + 15\text{O}_2 \rightarrow 12\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$.

Разложение сложных веществ.

Нерастворимых оснований

$\text{Cu}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t} \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$,

кислот: $\text{H}_2\text{SiO}_3 \xrightarrow{t} \text{SiO}_2 + \text{H}_2\text{O}$,

солей: $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{t} \text{CaO} + \text{CO}_2$.

Химические свойства оксидов

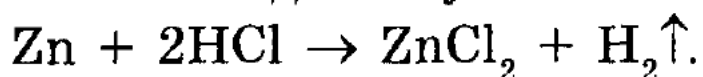
Основных	Кислотных
— Взаимодействуют с кислотами с образованием соли и воды $\text{CaO} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ — оксиды активных металлов взаимодействуют с H_2O с образованием щелочей $\text{Li}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{LiOH}$	— взаимодействуют с растворимыми основаниями с образованием соли и воды $\text{CO}_2 + \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ — большинство взаимодействуют с H_2O с образованием кислот $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$ — менее летучие кислотные оксиды вытесняют более летучие из их солей $\text{CaCO}_3 + \text{SiO}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{CaSiO}_3 + \text{CO}_2\uparrow$
Основные и кислотные оксиды взаимодействуют между собой с образованием солей $\text{CaO} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$	

КИСЛОТЫ

Химические свойства кислот

1. Изменяют окраску индикатора: лакмус — синий, метилоранж — красный.

2. Взаимодействуют с металлами:



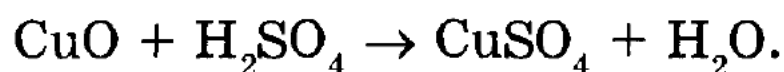
Наиболее распространенные кислоты

Формулы кислот	Анион	Название кислот	Название солей
HF	F ⁻	фтороводородная (плавиковая)	фториды
HCl	Cl ⁻	Хлороводородная	хлориды
HBr	Br ⁻	бромоводородная	бромиды
HJ	J ⁻	йодоводородная	иодиды
H ₂ S	S ²⁻ HS ⁻	сероводородная	сульфиды гидросульфиды
HBrO	BrO ⁻	бромноватистая	гипобромиты
HClO	ClO ⁻	хлорноватистая	гипохлориты
HClO ₂	ClO ₂ ⁻	хлористая	хлориты
HClO ₃	ClO ₃ ⁻	хлорноватая	хлораты
HClO ₄	ClO ₄ ⁻	хлорная	перхлораты
HNO ₂	NO ₂ ⁻	азотистая	нитриты
HNO ₃	NO ₃ ⁻	азотная	нитраты
HMnO ₄	MnO ₄ ⁻	марганцовая	перманганаты
HPO ₃	PO ₃ ⁻	метафосфорная	метафосфаты
H ₂ CO ₃	CO ₃ ²⁻	угольная	карбонаты
H ₂ SO ₃	SO ₃ ²⁻	сернистая	сульфиты
H ₂ SO ₄	SO ₄ ²⁻	серная	сульфаты
H ₂ SeO ₄	SeO ₄ ²⁻	селеновая	селенаты
H ₂ SiO ₃	SiO ₃ ²⁻	кремниевая	силикаты
H ₂ Cr ₂ O ₇	Cr ₂ O ₇ ²⁻	дихромовая	дихроматы
H ₂ CrO ₄	CrO ₄ ²⁻	хромовая	хроматы
H ₃ PO ₄	PO ₄ ³⁻	ортофосфорная	фосфаты
H ₃ AsO ₄	AsO ₄ ³⁻	мышьяковая	арсенаты
H ₄ SiO ₄	SiO ₄ ⁴⁻	ортокремниевая	ортосиликаты

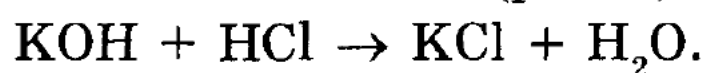
Металлы, стоящие в ряду стандартных электродных потенциалов правее водорода, из кислот его не вытесняют. Не выделяется водород и при взаимодействии металлов с азотной (раз-

бавленной и концентрированной) и концентрированной серной кислотами.

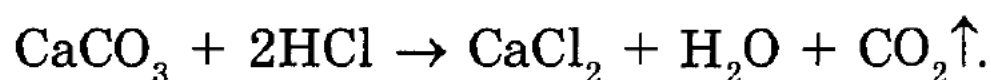
3. Взаимодействуют с основными оксидами:



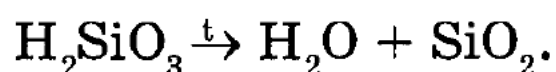
4. С основаниями (реакция нейтрализации):



5. С солями:



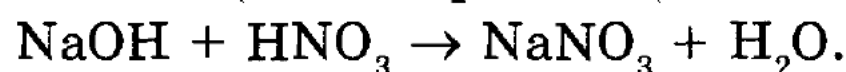
6. Некоторые кислоты при нагревании разлагаются:



СОЛИ

Важнейшие способы получения солей

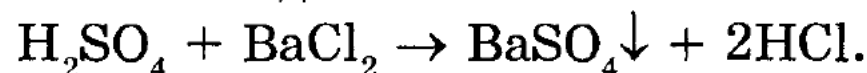
1. Реакция нейтрализации:



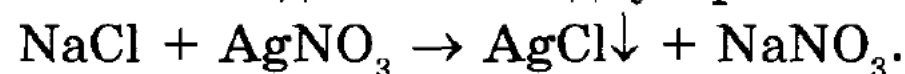
2. Взаимодействием кислот с основными оксидами:



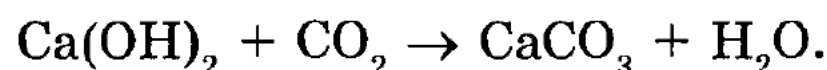
3. Взаимодействием кислот с солями:



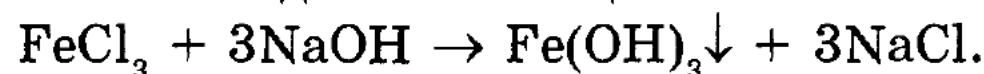
4. Взаимодействием двух различных солей:



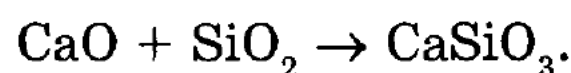
5. Взаимодействием оснований с кислотными оксидами:



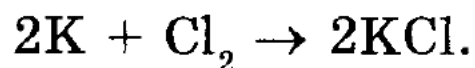
6. Взаимодействием щелочей с солями:



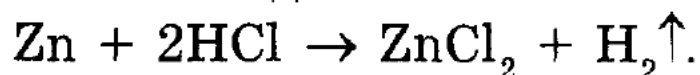
7. Взаимодействием основных оксидов с кислотами:



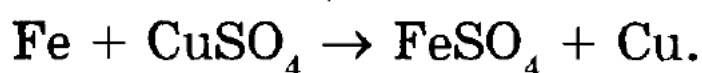
8. Взаимодействием металлов с неметаллами:



9. Взаимодействием металлов с кислотами:



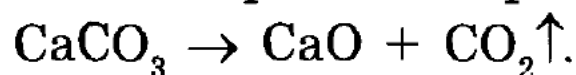
10. Взаимодействием металлов с солями:



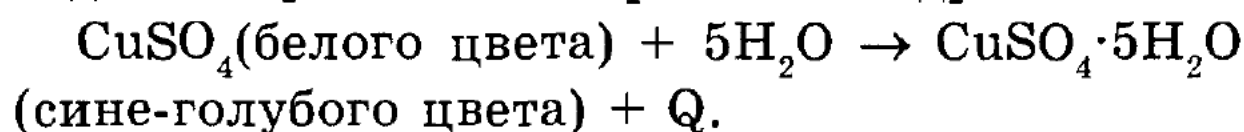
Химические свойства

1. См. № 3, 4, 6, 10 (получение солей).

2. Некоторые соли при нагревании разлагаются:



3. Некоторые соли способны реагировать с водой и образовывать кристаллогидраты:



ОСНОВАНИЯ

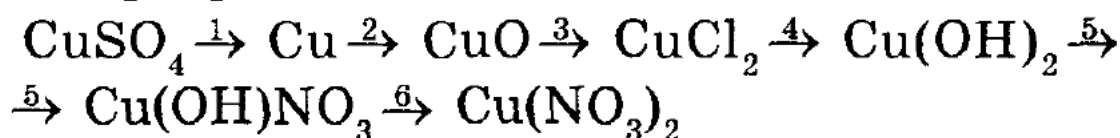
Химические свойства оснований

Растворимых (щелочей)	Нерастворимых
взаимодействуют с кислотами (реакция нейтрализации):	взаимодействует с кислотами:
$2NaOH + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$	$2Fe(OH)_3 + 3H_2SO_4 \rightarrow$
взаимодействуют с растворами солей (входит металл, способный образовывать нерастворимые соединения):	$\rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + 6H_2O$
$CuCl_2 + 2KOH \rightarrow Cu(OH)_2\downarrow + 2KCl$	при нагревании разлагаются:
реагируют с кислотными оксидами:	$2Fe(OH)_3 \xrightarrow{t^\circ} Fe_2O_3 + 3H_2O$
$2NaOH + CO_2 \rightarrow Na_2CO_3 + H_2O$	
изменяют окраску индикатора:	
лакмус — синий	
метилоранж — желтый	
фенолфталеин — малиновый	
реагирует с жирами (образуется мыло)	

Получение оснований

Растворимых (щелочей)	Нерастворимых
активный металл + вода: $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow$ оксид активного металла + вода: $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$ электролиз растворов хлоридов активных металлов	соли (в растворе) + + щелочь: $\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow$ $\rightarrow \text{Cu(OH)}_2\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$

Пример 1. Напишите уравнение реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:

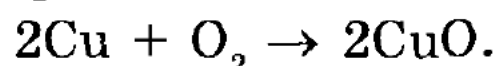


Решение.

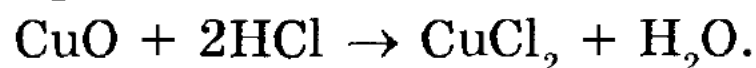
1. Медь можно получить из соли меди (II) по реакциям замещения:



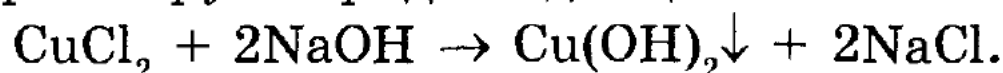
2. Оксид меди (II) получим, сжигая медь в кислороде:



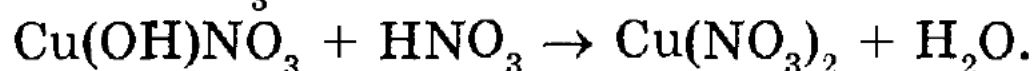
3. Оксид меди реагирует с соляной кислотой с образованием хлорида меди:



4. Гидроксид меди можно получить, добавив к раствору хлорида меди щелочь:



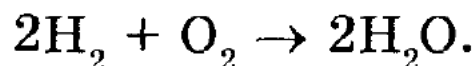
5. Основная соль — гидроксонитрат меди (II) — получается при взаимодействии 1 моль Cu(OH)_2 с 1 моль HNO_3 :



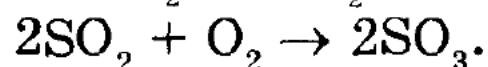
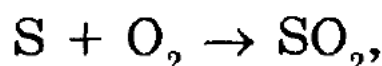
Пример 2. Напишите уравнения реакций, при помощи которых, исходя из натрия, серы, кислорода и водорода можно получить три средние соли, три кислые соли и три кислоты.

Решение.

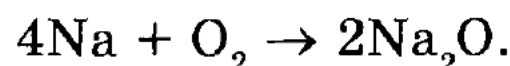
Из кислорода и водорода можно получить воду:



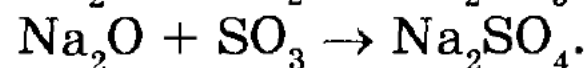
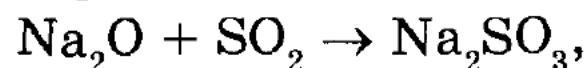
Из серы и кислорода можно получить оксид серы (IV), дальнейшим окислением которого — оксид серы (VI):



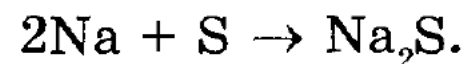
Натрий, взаимодействуя с кислородом, образует оксид:



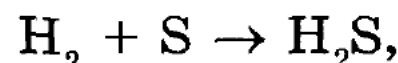
Основной оксид натрия с кислотными оксидами серы (IV) и серы (VI) образует, соответственно, сульфит и сульфат натрия (две средние соли):



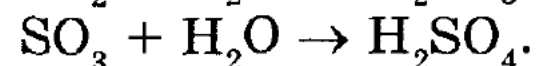
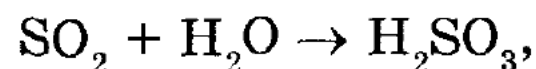
Еще одна средняя соль — сульфид натрия — может быть получена непосредственным взаимодействием натрия и серы:



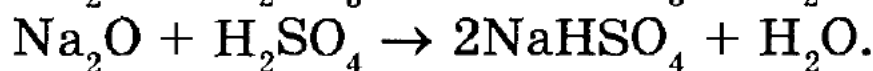
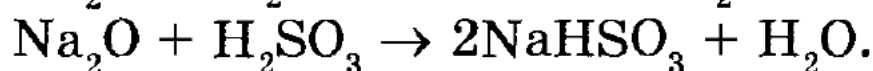
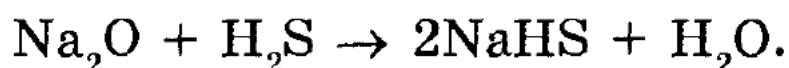
Водород с серой образуют сероводород:



раствор которого в воде — сероводородная кислота. Оксиды серы (IV) и серы (VI) взаимодействуют с водой, образуя сернистую и серную кислоты:



Наконец, три кислые соли можно получить, если провести реакции между оксидом натрия и тремя полученными кислотами, взяв их в избытке:



Пример 3. Сколько килограммов гидроксида калия потребуется для получения кислой соли из 16 и 20 %-ной серной кислоты?

Дано:

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 16 \text{ г},$$

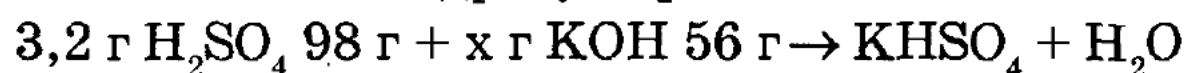
$$\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 20\% (0,2).$$

Найти:

$$m(\text{KOH}).$$

Решение.

Составляем уравнение реакции получения кислой соли — гидросульфата калия:



$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = m(\text{р-ра}) \cdot \omega = 16 \cdot 0,2 = 3,2 \text{ (кг)}$ — масса 100 %-ной серной кислоты.

$$\text{Mr}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1 \cdot 2 + 32 + 16 \cdot 4 = 98$$

$$\text{M}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ г/моль}$$

$$\text{Mr}(\text{KOH}) = 39 + 1 + 16 = 56$$

$$\text{M}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 56 \text{ г/моль}.$$

Из уравнения реакции видно, что на 3,2 г H_2SO_4 потребуется x г KOH , а на 98 г H_2SO_4 потребуется 56 г KOH .

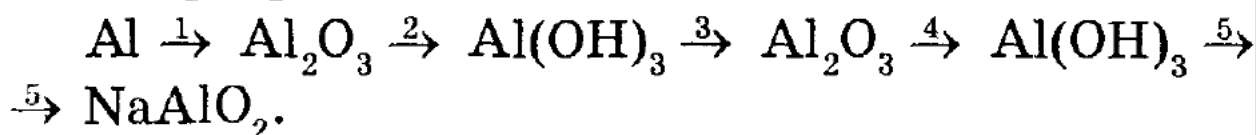
Составим пропорцию:

$$98 : 56 = 3,2 : x$$

$$x = 3,2 \cdot 56 / 98 = 1,83 \text{ г}$$

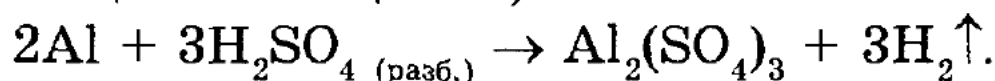
Ответ. Для получения кислой соли потребуется 1,83 г КОН.

Пример 4. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

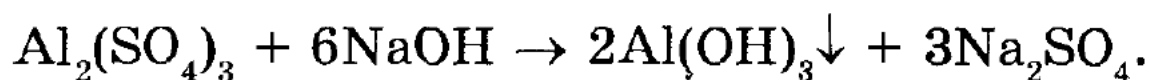


Решение.

1. Сульфат алюминия получается растворением алюминия в растворе серной кислоты (реакция замещения):



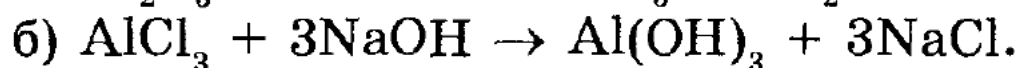
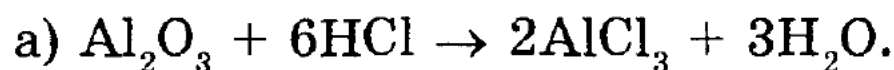
2. Гидроксид алюминия можно получить, добавив к раствору сульфата алюминия раствор щелочи:



3. Оксид алюминия получается при термическом разложении гидроксида алюминия:



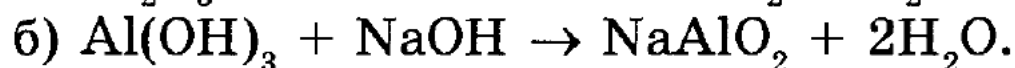
4. Гидроксид алюминия из его оксида получается косвенным путем, т.е. через стадию образования соли:



Примечания. Обратите внимание на особенности взаимодействия оксида и гидроксида алюминия с NaOH в водном растворе и при твердофазном сплавлении. В водном растворе образуется комплексный алюминат натрия:



При сплавлении в твердой фазе получается метаалюминат натрия:



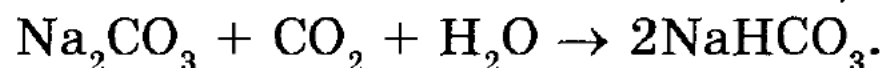
Пример 5. С помощью каких реакций можно осуществить следующие превращения:



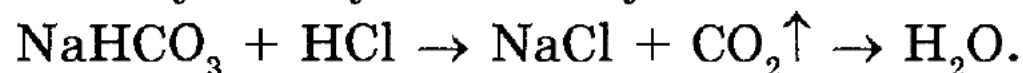
1. Основания реагируют с кислотными оксидами с образованием солей:



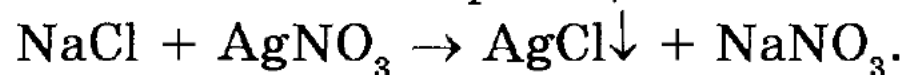
2. В избытке кислоты получим из средней соли кислую:



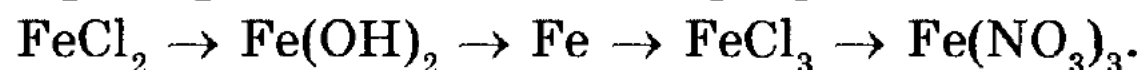
3. Соляная кислота (хлороводородная) вытесняет угольную кислоту из ее солей:



4. Качественная реакция на ион Cl^- :



Пример 6. Осуществить превращения:

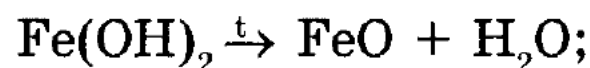


1. Гидроксид железа (II) можно получить действием щелочей на соли железа(II):



2. Получение железа из гидроксида железа (II) осуществляется в две стадии:

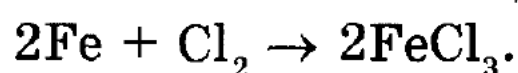
а) термическое разложение нерастворимого основания:



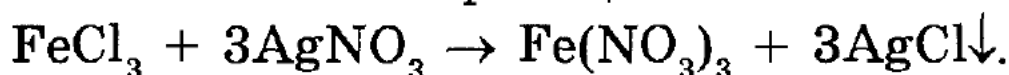
б) при действии восстановителей (CO , C , H_2) металлы могут восстанавливаться из оксидов:



3. Металлы взаимодействуют с галогенами:



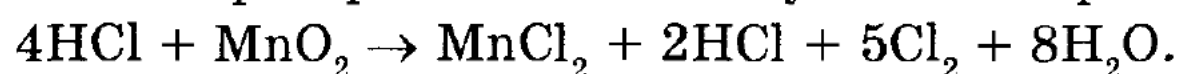
4. Качественная реакция на ион Cl^- :



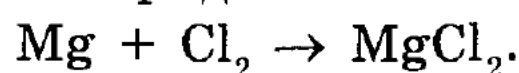
Пример 7. Написать уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения:



1. Действие окислителей на соляную кислоту — лабораторный способ получения хлора:

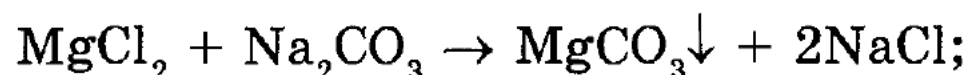


2. Хлор реагирует с металлами с образованием хлоридов:

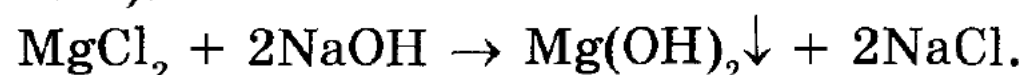


3. Два способа:

а) соли вступают в реакции ионного обмена с солями:

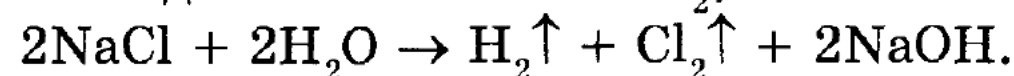
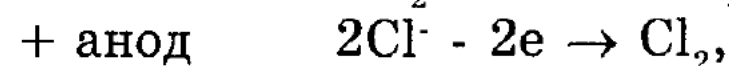
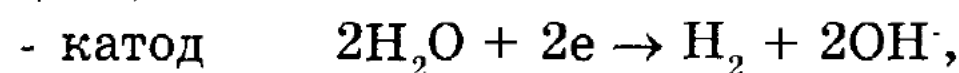


б) соли реагируют со щелочами (р-ции ионного обмена):

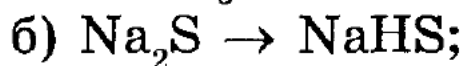
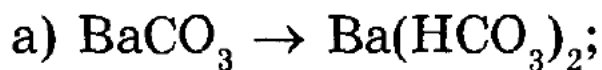


4. Промышленный способ получения Cl_2 — электролиз раствора NaCl :

$\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$ — электролитическая диссоциация.

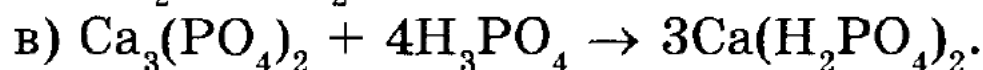
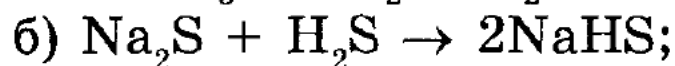
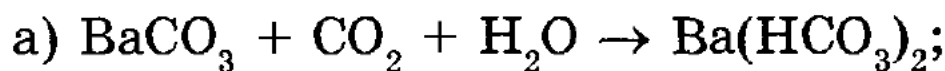


Пример 8. Как превратить среднюю соль в кислую:

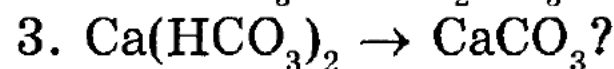
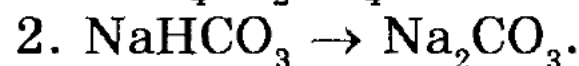
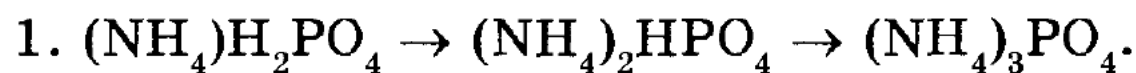


Решение.

Средняя соль переходит в кислую при действии кислоты:

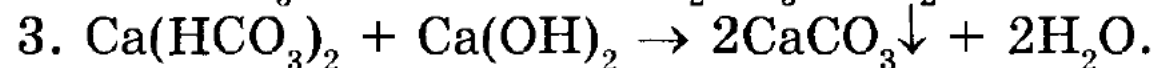
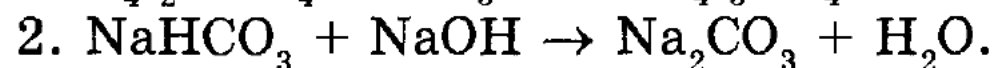


Пример 9. Как превратить кислые соли в средние:



Решение.

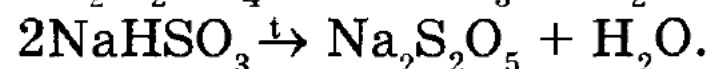
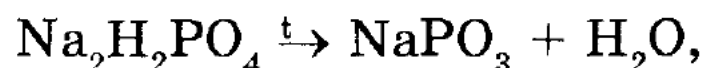
Все кислые соли превращаются в средние под действием оснований (щелочей):



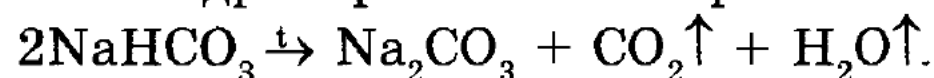
Примечание.

а) Кислые соли превращаются в средние при нагревании, но у некоторых при этом происходит изменение кислотного остатка.

Например.



Нагревание можно использовать для превращения гидрокарбонатов в карбонаты:

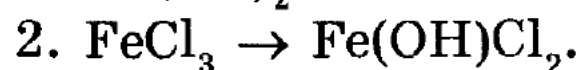
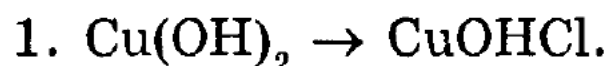


б) Для некоторых превращений можно предложить также реакции ионного обмена:



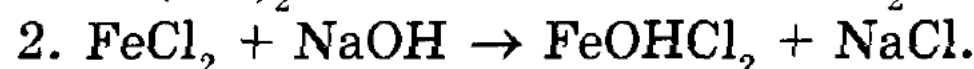
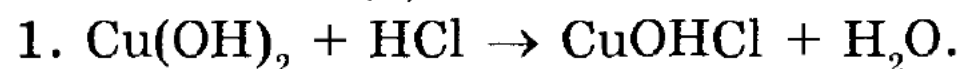
в) Слабое нестойкое основание $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ рекомендуется писать в разложенном виде ($\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$).

Пример 10. Получите основные соли:

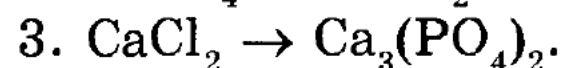
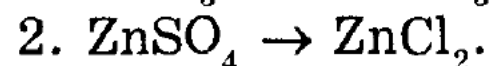
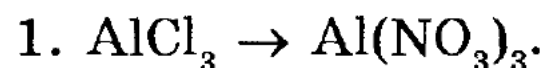


Решение.

Основные соли образуют металлы, гидроксиды которых имеют несколько гидроксидных групп. Основные соли образуются при недостатке кислоты (1) или недостатке щелочи (2):

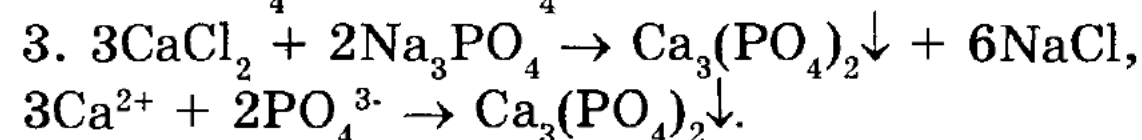
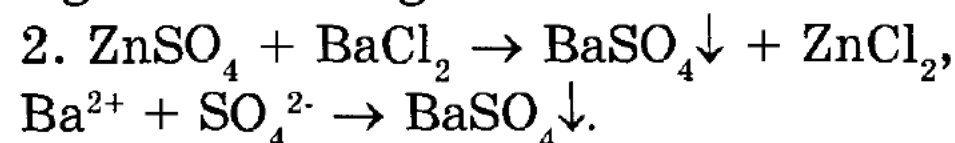
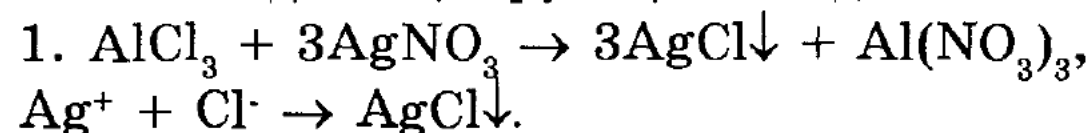


Пример 11. Превратите соли:

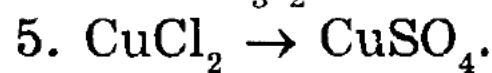
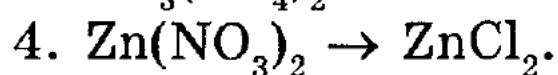


Решение.

Для осуществления подобных переходов используются реакции ионного обмена, которые протекают, если продукт реакции уходит из сферы реакции в результате образования осадка, газа или малодиссоциирующего соединения.

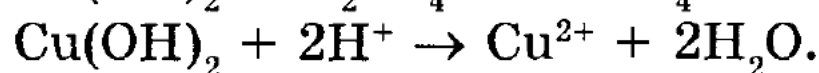
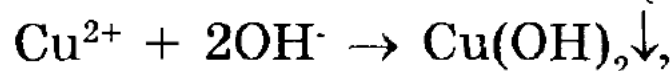
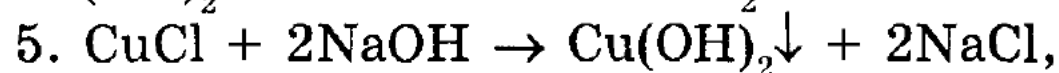
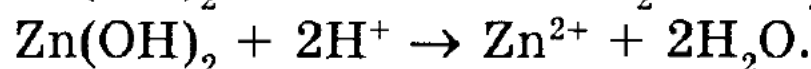
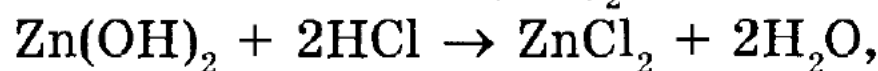
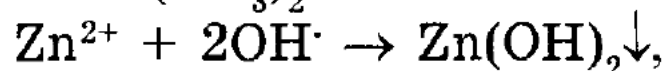
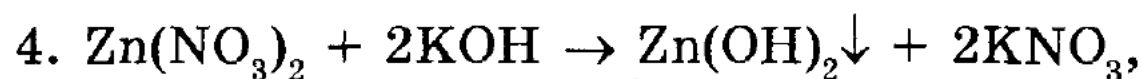


Примечание. Нежелательно использование малорастворимых и тем более нерастворимых реагентов. Наслоение полученного осадка на первоначальном осадке часто приводит к остановке реакции из-за прекращения доступа реагента. Так, для превращения (3) нежелательно использование нерастворимого фосфата типа $Zn_3(PO_4)_2$.



Решение.

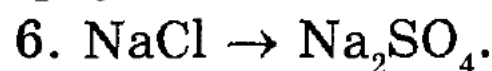
Превращения возможны в 2 стадии. При действии раствора щелочи получим нерастворимое основание, затем подействуем соответствующей кислотой.

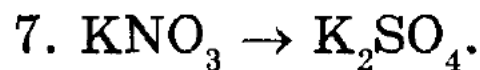


Примечание:

а) для перехода (4) можно использовать получение оксида ZnO при прокаливании $Zn(OH)_2$, затем растворении оксида в кислоте;

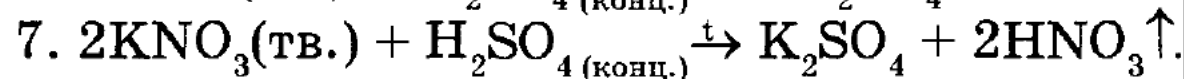
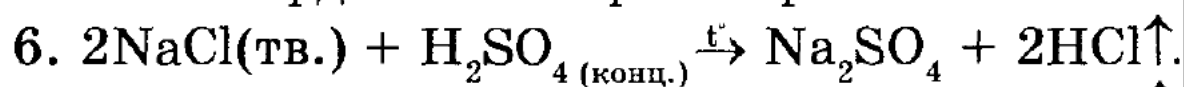
б) для перехода (5) можно использовать вытеснение хлороводорода из хлоридов при действии концентрированной серной кислоты на твердую соль.



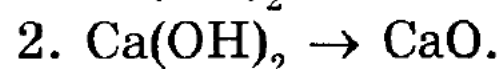
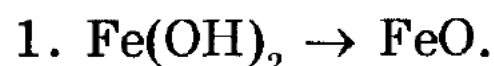


Решение.

Данные превращения осуществляются только при действии концентрированной серной кислоты на твердые соли при нагревании.

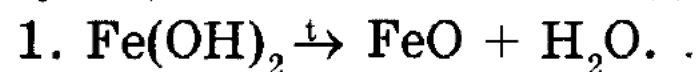


Пример 12. Превратить основание в основной оксид:

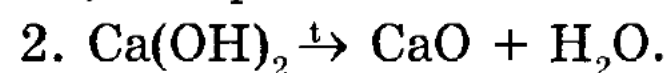


Решение.

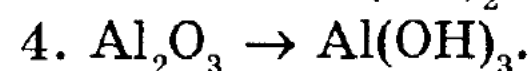
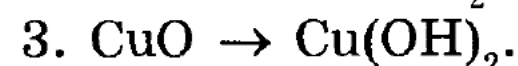
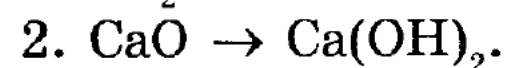
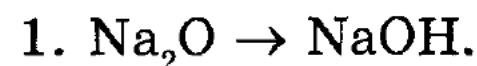
Все нерастворимые основания легко подвергаются термическому разложению до соответствующего основного оксида.



Малорастворимые основания также разлагаются, но при более высокой температуре.

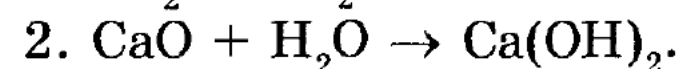
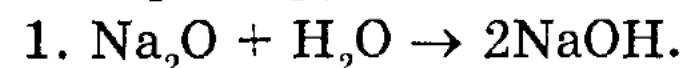


Пример 13. Получите основания из основных оксидов:

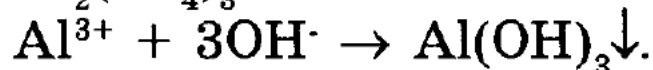
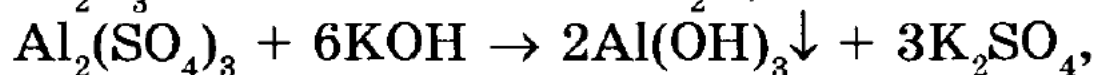
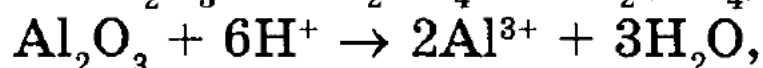
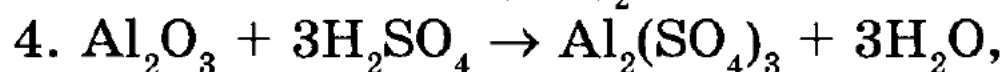
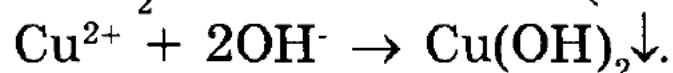
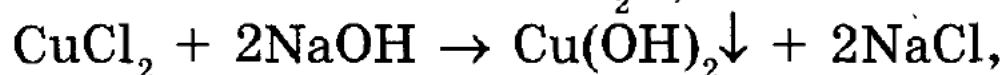
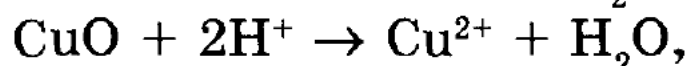
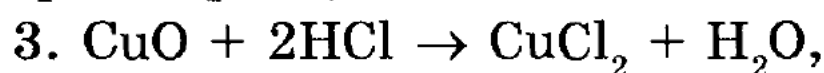


Решение.

Оксиды щелочных и щелочноземельных металлов реагируют с водой в обычных условиях:

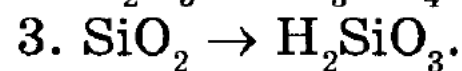
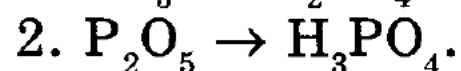
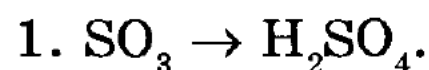


Нерастворимые основания получают из основных оксидов в две стадии. Растворим оксид в кислоте, получим растворимую соль. Затем осадим нерастворимое основание под действием раствора щелочи.



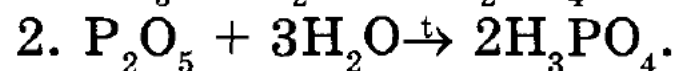
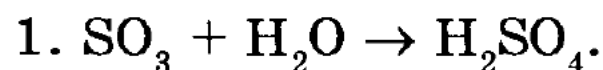
Примечание. При осаждении амфотерных гидроксидов ($\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$) следует указывать, что щелочь добавляется осторожно, т. к. ее избыток ведет к образованию комплексной соли, растворимых $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ и $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$.

Пример 14. Получите кислородосодержащие кислоты из кислотных оксидов:



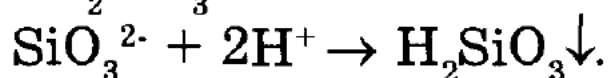
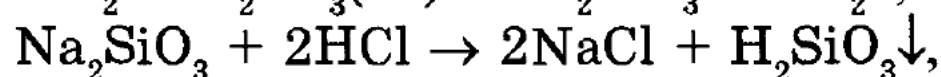
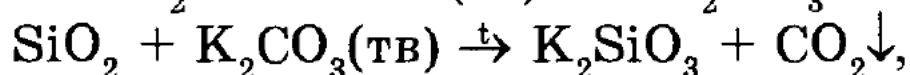
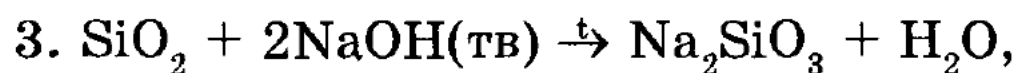
Решение.

Большинство кислот получается растворением соответствующего ангидрида в воде:



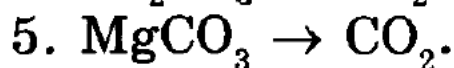
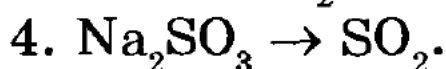
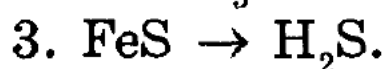
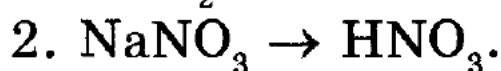
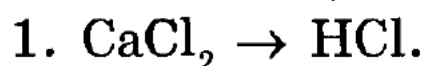
Оксид кремния с водой не реагирует. Получим сначала растворимый силикат при сплавлении оксида кремния со щелочью или карбо-

натом. Затем осадим кремниевую кислоту, подействовав сильной кислотой.



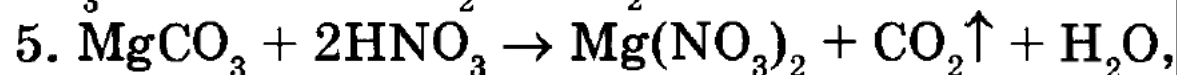
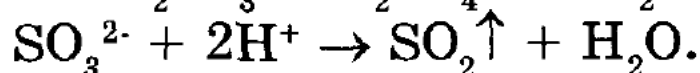
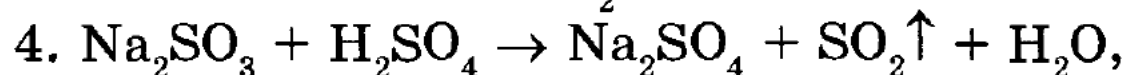
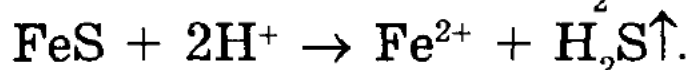
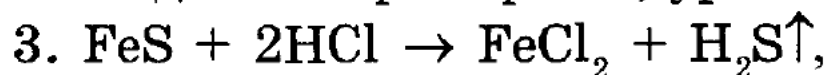
Примечание. Фосфорному ангидриду P_2O_5 соответствует три кислоты (HPO_3 , H_3PO_4 , $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$). Для получения ортофосфорной кислоты необходимым условием является нагревание.

Пример 15. Вытесните из соли соответствующую кислоту (кислотный оксид):



Решение.

Кислоты вытесняются из солей при действии более сильной и нелетучей кислоты. Условия вытеснения хлороводорода и азотной кислоты из соли даны в примере 11, уравнения 6, 7.



Примечание: а) для вытеснения H_2S из сульфидов нельзя использовать азотную кислоту, т. к. начинается окислительно-восстановитель-

ная реакция между сероводородом и азотной кислотой;

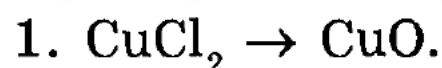
б) из карбонатов вытесняется CO_2 при плавлении с SiO_2 (см. пример 14, уравнение 3);

в) углекислый газ можно получить при термическом разложении нерастворимых карбонатов.

Например.

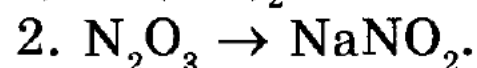
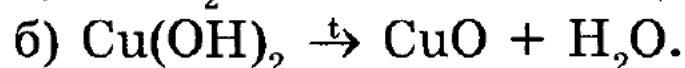
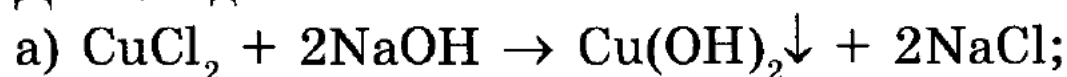


Пример 16. Получите вещества:

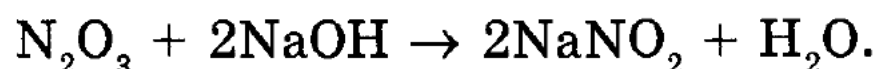


Ответ.

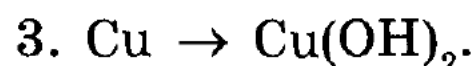
Две стадии:



Ответ.



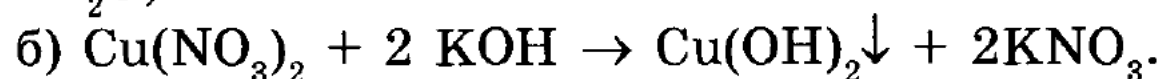
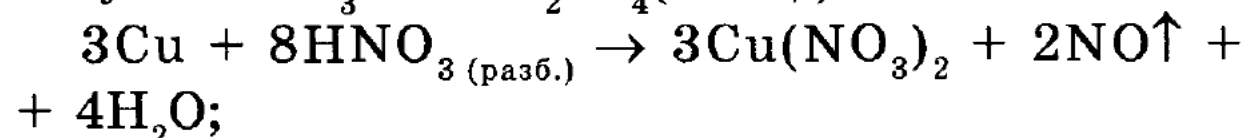
Кислотный оксид при взаимодействии со щелочами образует соль соответствующей кислоты.



Ответ.

Две стадии:

а) получим растворимую соль меди (II). Действуем HNO_3 или H_2SO_4 (конц.):



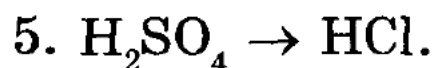
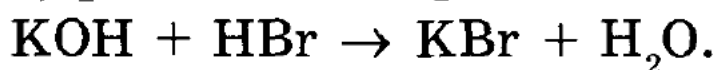
Ответ.

Две стадии:

а) электролиз раствора KCl :

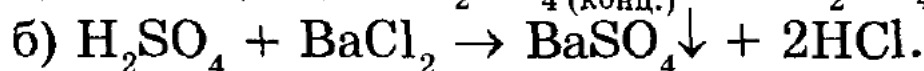
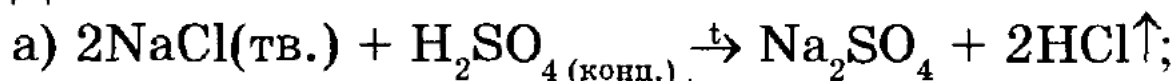


б) реакция нейтрализации:

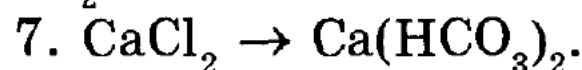
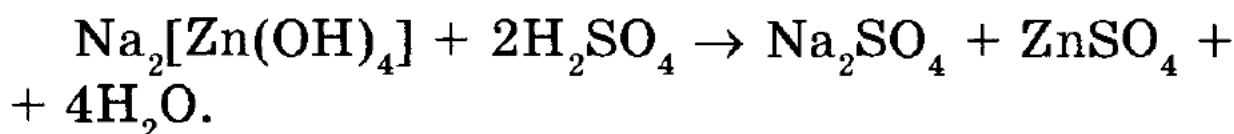


Ответ.

Два способа:

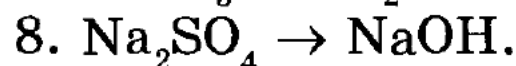
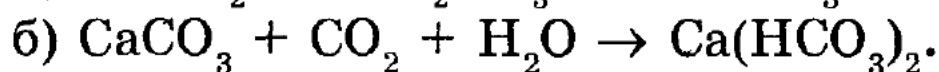
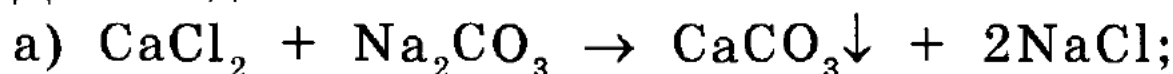


Ответ.

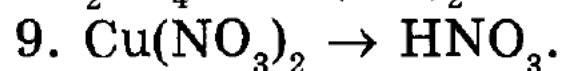
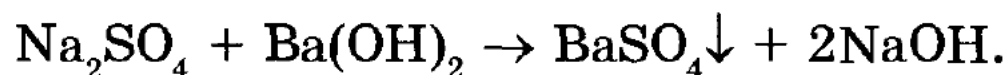


Ответ.

Две стадии:

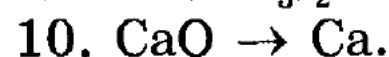
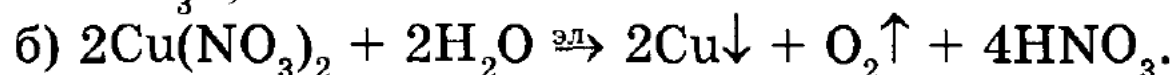
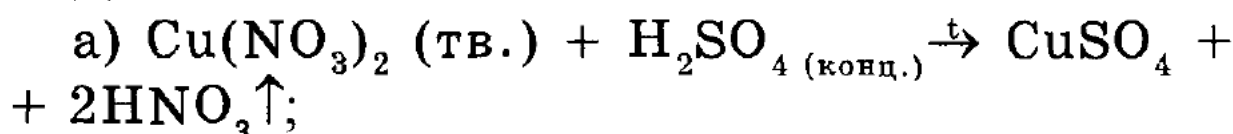


Ответ.



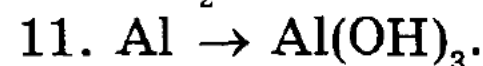
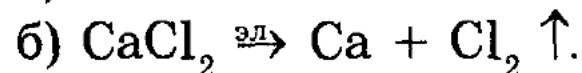
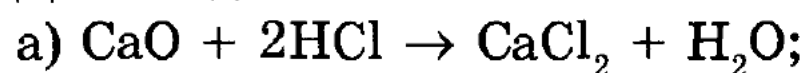
Ответ.

Два способа:



Ответ.

Две стадии:



Ответ. $2\text{Al} + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_2\uparrow$.

Реакция протекает после снятия защитной оксидной пленки, реально не идет.

12. $\text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$.

Ответ.

$\text{H}_2\text{S} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{CuS}\downarrow + \text{H}_2\text{SO}_4$.

13. $\text{Zn} \rightarrow \text{ZnS}$.

Ответ. $\text{Zn} + \text{S} \xrightarrow{t} \text{ZnS}$.

Сероводородную кислоту не следует использовать для превращения металла в сульфид.

14. $\text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$.

Ответ. Помимо горения серы, что очевидно, более интересно привести реакции обжига природных сульфидов (ZnS , CuS , пирита FeS_2):

$4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{SO}_2$.

15. $\text{NaOH} \rightarrow \text{H}_2$.

Ответ.

$2\text{NaOH} + \text{Si} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{H}_2\uparrow$.

16) $\text{SiO}_2 \rightarrow \text{SiCl}_4$.

Ответ.

Две стадии:

а) $\text{SiO}_2 + 2\text{Mg} \xrightarrow{t} \text{Si} + 2\text{MgO}$;

б) $\text{Si} + 2\text{Cl}_2 \rightarrow \text{SiCl}_4$.

17. $\text{SiO}_2 \rightarrow \text{SiF}_4$.

Ответ.

$\text{SiO}_2 + 4\text{HF} \rightarrow \text{SiF}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$.

18. $\text{NH}_3 \rightarrow \text{N}_2$.

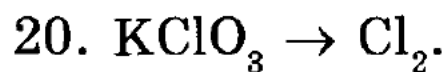
Ответ.

$4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$.

Горение аммиака без катализатора.

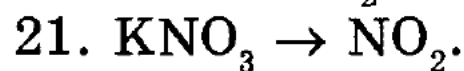
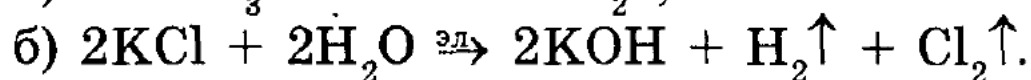
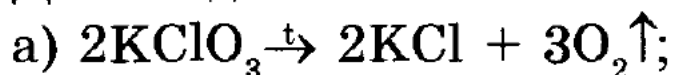
19. $\text{Fe}_3\text{O}_4 \rightarrow \text{FeCl}_2$.

Ответ. $\text{Fe}_3\text{O}_4 + 8\text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 + 2\text{FeCl}_3 + 4\text{H}_2\text{O}$.



Ответ.

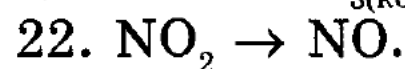
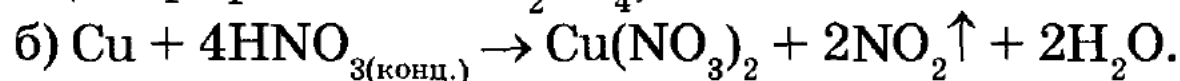
Две стадии:



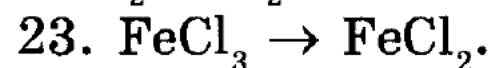
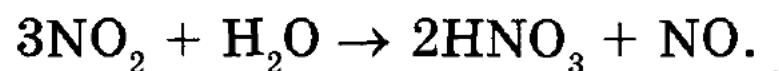
Ответ.

Две стадии:

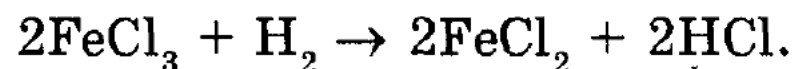
а) вытесним HNO_3 из нитрата при действии концентрированной H_2SO_4 ;



Ответ.

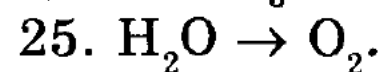
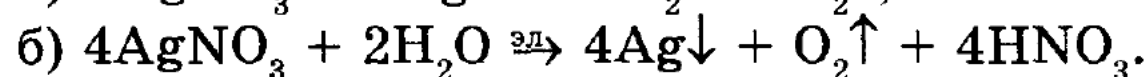
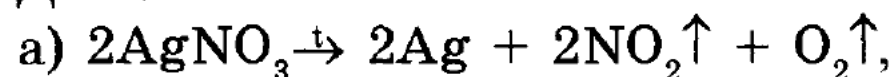


Ответ.



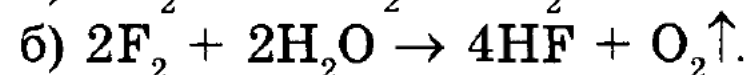
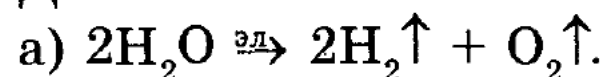
Ответ.

Два способа:

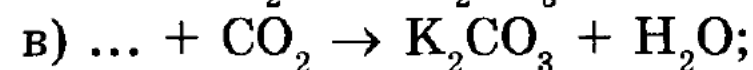
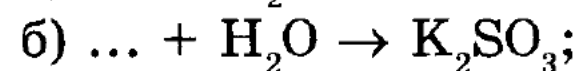
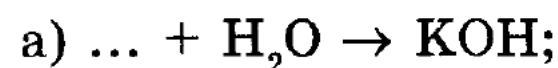


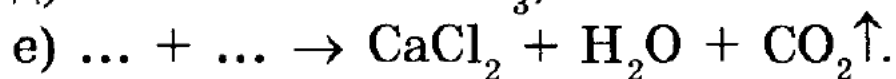
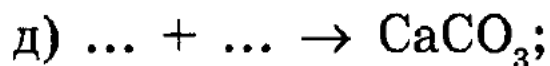
Ответ.

Два способа:

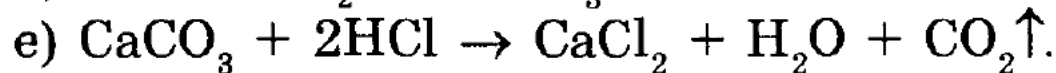
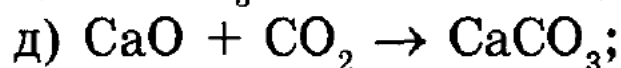
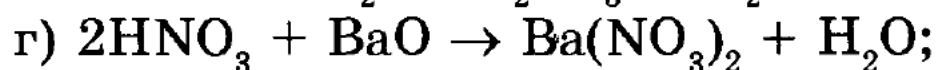
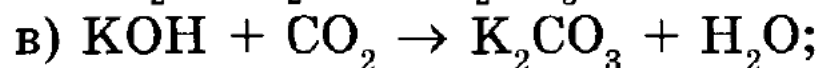
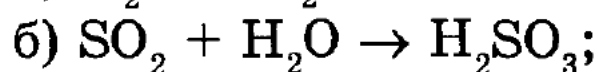
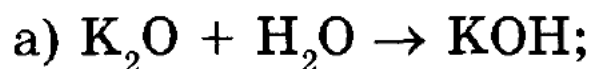


Пример 17. Напишите уравнения реакций соответствующие следующим схемам:





Решение.



Вычисления массы продукта реакции по известной массе исходного вещества, содержащего определенную массовую долю (%) примесей

Пример 1. Какой объем углекислого газа выделится (н.у.) при обжиге известняка массой 250 кг, содержащего массовую долю примесей 0,2 (20%)?

Решение.

1. Объем CO₂ можно рассчитать по уравнению реакции обжига карбоната кальция, но для этого надо знать массу чистого CaCO₃, ибо примеси не выделяют CO₂.

Используем формулу:

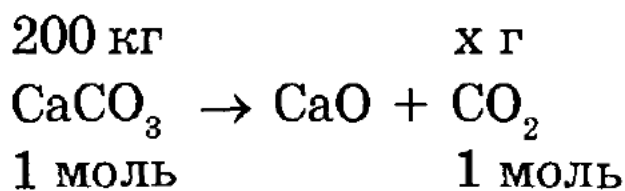
$$\omega(\text{примеси}) = m(\text{примеси})/m(\text{смеси}),$$

$$m(\text{примеси}) = \omega(\text{примеси}) \cdot m(\text{смеси}),$$

$$m(\text{примеси}) = 0,2 \cdot 250 \text{ кг} = 50 \text{ кг, тогда}$$

$$m(\text{CaCO}_3) = 250 \text{ кг} - 50 \text{ кг} = 200 \text{ кг.}$$

2. Составим уравнение реакции и рассчитаем объем газа:



$$100 \text{ г} = 0,1 \text{ кг} \quad 22,4 \text{ л}$$

$$x = 22,4 \text{ л} \cdot 200 \text{ кг} / 0,1 \text{ кг} = 44800 \text{ л} = 44,8 \text{ м}^3.$$

Ответ. Объем углекислого газа, выделившегося из известняка, составил 44,8 м³.

Пример 2. Вычислите массу оксида магния MgO, которая получается при обжиге карбоната магния массой 252 кг с массовой долей примесей в нем 3%.

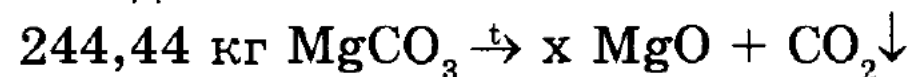
Решение.

1. Прежде чем составлять уравнение химической реакции и осуществить расчет по нему, нужно высчитать массу чистого карбоната:

$$\omega(\text{примесей}) = 3 \%, \text{ значит, } \omega(\text{MgCO}_3) = 97 \%, \text{ а}$$

$$m(\text{MgCO}_3) = 97 \% \cdot 252 \text{ кг} / 100 \% = 244,44 \text{ кг}.$$

2. Составить уравнение реакции, записать данные задачи:



1 моль	1 моль
--------	--------

$M = 84 \cdot 10^{-3} \text{ кг/моль}$	$M = 40 \cdot 10^{-3} \text{ кг/моль}$
--	--

$m = 84 \text{ кг}$	$m = 40 \text{ кг}$
---------------------	---------------------

Отсюда:

$$x = 244,44 \text{ кг} \cdot 40 \text{ кг} / 84 \text{ кг} = 116,4 \text{ кг (MgO)}.$$

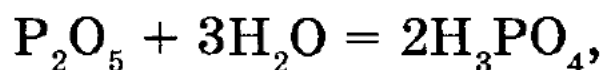
Ответ. Масса оксида магния, получившаяся при обжиге карбоната магния, составила 116,4 кг.

Пример 3. В обогащенном хибинском апатите в среднем массовая доля оксида фосфора (V) равна 40 %. Какая масса такого апатита потре-

буется для получения ортофосфорной кислоты массой 98 кг?

Решение.

1. Хотя в технике ортофосфорная кислота получается в результате взаимодействия $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ с серной кислотой, для решения рассматриваемой задачи достаточно представить себе, что ортофосфорная кислота есть продукт соединения оксида фосфора (V) с водой:



$$\text{Mr}(\text{P}_2\text{O}_5) = 142; \text{Mr}(\text{H}_3\text{PO}_4) = 98,$$

$$\text{M}(\text{P}_2\text{O}_5) = 142 \text{ г/моль}; \text{M}(\text{H}_3\text{PO}_4) = 98 \text{ г/моль},$$

$$\nu(\text{P}_2\text{O}_5) = 1 \text{ моль}; \nu(\text{H}_3\text{PO}_4) = 2 \text{ моль},$$

$$m(\text{P}_2\text{O}_5) = 142 \text{ г}; m(\text{H}_3\text{PO}_4) = 2 \text{ моль} \cdot 98 \text{ г/моль} = 196 \text{ г}.$$

2. Исходя из уравнения реакции, определяют массу P_2O_5 , необходимую для получения ортофосфорной кислоты массой 98 кг:

$$m(\text{P}_2\text{O}_5) = 142 \text{ г} \cdot 98 \text{ кг} / 196 \text{ г} = 71 \text{ кг}.$$

3. Определяют массу апатита с массовой долей P_2O_5 40%, необходимую для получения ортофосфорной кислоты массой 98 кг:

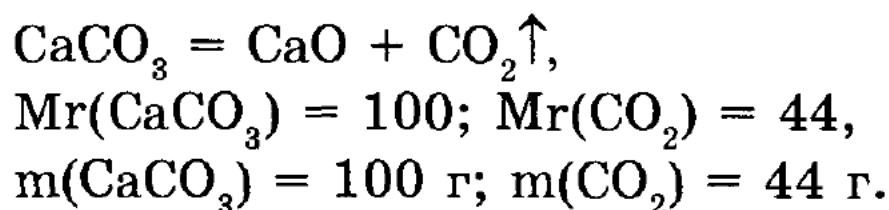
$$m(\text{апатита}) = 100\% \cdot 71 \text{ кг} / 40\% = 177,5 \text{ кг}.$$

Ответ. Масса, необходимая для получения ортофосфорной кислоты массой 98 кг, равна 177,5 кг.

Пример 4. При обжиге известняка массой 100 г получился оксид углерода (IV) массой 40 г. Определить массовую долю (%) карбоната кальция в этом известняке.

Решение.

1. Составляют уравнение реакции и подсчитывают относительные молекулярные массы веществ:



2. Вычисляют, какая масса карбоната кальция должна была разложиться, чтобы получился оксид углерода (IV) массой 40 г:

$$m(\text{CaCO}_3) = 100 \text{ г} \cdot 40 \text{ г} / 44 \text{ г} = 90,9 \text{ г}.$$

3. Определяют массовую долю (%) карбоната кальция в известняке. Поскольку карбонат кальция массой 90,9 г, образующийся при разложении оксида углерода (IV) массой 40 г, содержался в исходном известняке массой 100 г, последний имеет массовую долю карбоната кальция, равную 90,9 %.

Ответ. Массовая доля карбоната кальция в известняке равна 90,9 %.

1. Какой объем газа образуется при взаимодействии 353 г известняка, содержащего 15% примесей, с азотной кислотой?

2. Сколько граммов силиката натрия образуется при сплавлении 100 г песка, содержащего 92 % оксида кремния (IV) с избытком соды?

3. При сплавлении 300 кг известняка с песком получилось 29 кг силиката кальция. Определите процентное содержание карбоната кальция в известняке.

4. Сколько силиката натрия получится при сплавлении песка с 64,2 кг соды, содержащей 5 % примесей?

5. Сколько граммов меди и серы, содержащей 9 % примесей пустой породы, потребуется для получения 8,5 г сульфида меди?

6. Рассчитайте содержание серы в 25 г сульфида железа, содержащего 15 % примесей.

7. При анализе вещества, содержащего хлорид бария, из образца массой 20 г было получено под действием серной кислоты 17,5 г сульфата бария. Определите процентное содержание хлорида бария в веществе.

8. Какой объем кислорода (н.у.) потребуется для обжига железного колчедана массой 1 т, содержащего 84 % FeS_2 ?

9. Сколько оксида углерода (IV) выделится (в л) при обжиге 250 г известняка, содержащего 20 % примесей?

10. На 200 г 20 %-ного раствора карбоната натрия подействовали избытком раствора серной кислоты. Сколько оксида углерода (IV) при этом образовалось (в л)?

11. Сколько оксида углерода (II) образуется (в л) при сгорании 10 л смеси газов, состоящей на 95 % из метана CH_4 (остальное — азот)?

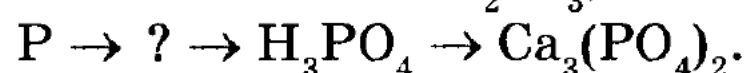
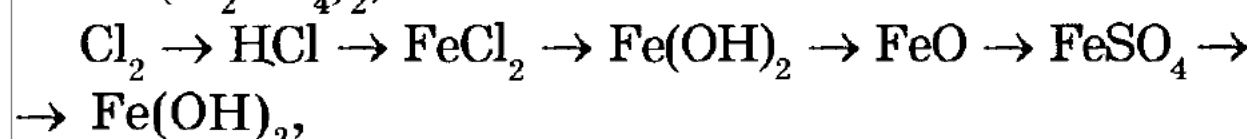
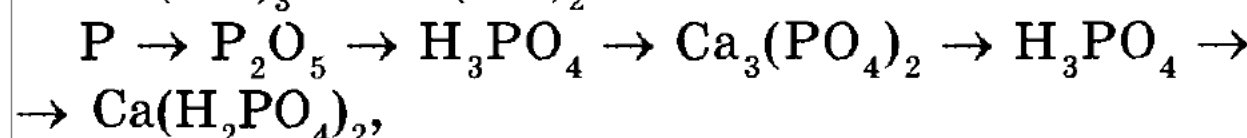
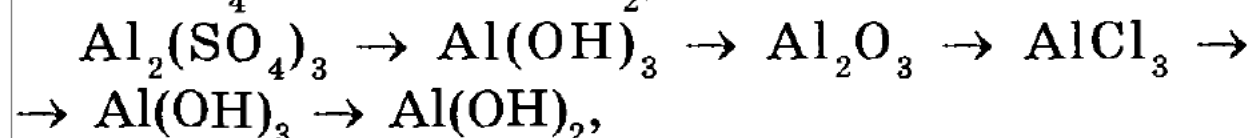
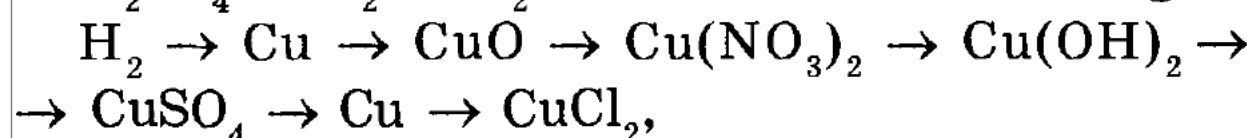
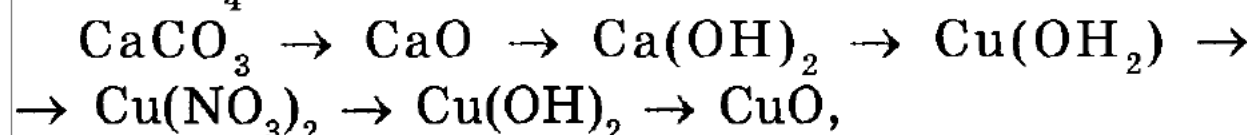
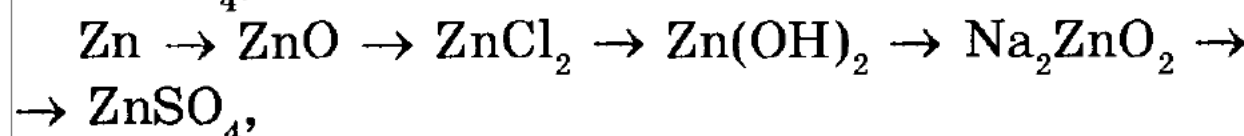
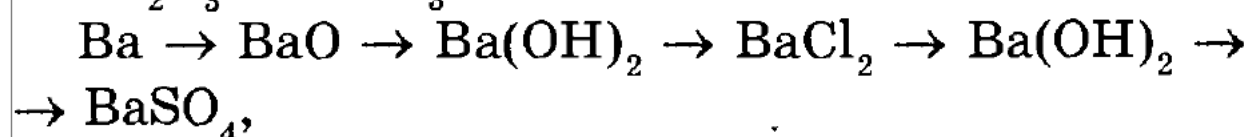
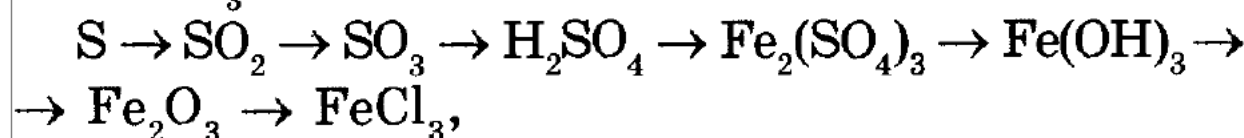
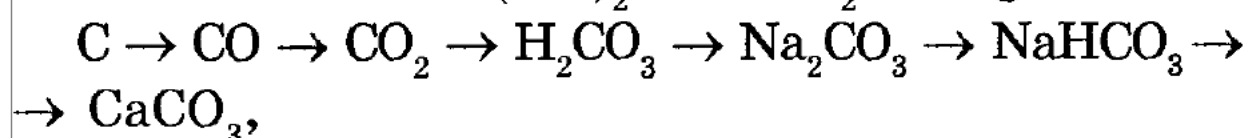
12. Сколько оксида углерода (IV) образуется (в л) при разложении 10 г смеси гидрокарбоната и карбоната натрия, содержащей 20 % карбоната натрия?

13. Сколько оксида углерода (IV) может быть получено (в л) при взаимодействии соляной кислоты с 5 г мрамора (карбоната кальция), содержащего 10% некарбонатных примесей?

14. Сколько оксида углерода (II) может быть получено (в л) при взаимодействии оксида углерода (IV) с 15 г кокса, содержащего 98 % углерода?

15. Сколько оксида углерода (IV) (н.у.) выделится (в л) при сплавлении карбоната натрия с 62 г кремнезема (оксид кремния (IV), содержащего 3% примесей соединений железа)?

16. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



ГЛАВА III. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА. СТРОЕНИЕ АТОМА. ЭЛЕКТРОННЫЕ КОНФИГУРАЦИИ АТОМОВ. АТОМНОЕ ЯДРО

Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева.

Строение атома. Химическая связь и валентность элементов.

Окислительно-восстановительные реакции.

ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

Современная формулировка периодического закона: свойства простых веществ и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от заряда ядра (атома) элемента.

Физический смысл периодичности химических свойств состоит в периодическом изменении конфигурации электронов на внешнем энергетическом уровне (валентных электронов) с увеличением заряда ядра. Графическим изображением периодического закона является периодическая таблица. Она состоит из 7 периодов и 8 групп.

Период — это совокупность элементов с одинаковым максимальным значением главного

квантового числа валентных электронов (с одинаковым номером внешнего энергетического уровня), равным номеру периода.

Периоды могут состоять из 2, 8, 18 или 32 элементов в зависимости от максимального числа электронов на внешнем энергетическом уровне. Малые периоды состоят из 8 и менее элементов (это I, II и III), большие — более 8 элементов (это IV—VII). В малых периодах металлические свойства ослабляются, а неметаллические усиливаются с увеличением порядкового номера элемента.

Группа — совокупность элементов с одинаковым числом валентных электронов, равным номеру группы. Валентные электроны *s* и *p* соответствуют элементам главных подгрупп, валентные электроны *d* и *f* — элементам побочных подгрупп.

Во всех группах металлические свойства усиливаются с увеличением порядкового номера. Все элементы побочных подгрупп являются металлами.

СТРОЕНИЕ АТОМА. ЭЛЕКТРОННЫЕ КОНФИГУРАЦИИ АТОМОВ. АТОМНОЕ ЯДРО

Планетарная модель строения атома была предложена известным физиком Резерфордом:

1. В центре атома находится положительно заряженное ядро, занимающее ничтожную часть пространства внутри атома.

2. Весь положительный заряд и почти вся масса атома сосредоточены в его ядре (масса электрона равна $1/1823$ а.е.м.).

3. Вокруг ядра по замкнутым орбитам вращаются электроны. Их число равно заряду ядра.

Ядро атома

Ядро атома состоит из протонов и нейтронов (общее название — нуклоны). Оно характеризуется тремя параметрами; A — массовое число; Z — заряд ядра, равный числу протонов, и N — число нейтронов в ядре. Эти параметры связаны между собой соотношением:

$$A = Z + N.$$

Число протонов в ядре равно порядковому номеру элемента.

Заряд ядра обычно пишут внизу слева от символа элемента, а массовое число — вверху слева (заряд ядра часто опускают).

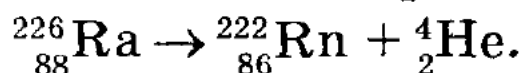
Пример. ${}^{40}_{18}\text{Ar}$; ядро этого атома содержит 18 протонов и 22 нейтрона.

Атомы, ядро которых содержит одинаковое число нейтронов, называют изотопами: ${}^1\text{H}$ — протий, ${}^2\text{D}$ — дейтерий, ${}^3\text{T}$ — тритий. *Химические свойства* изотопов *идентичны*, некоторые физические свойства очень незначительно различаются.

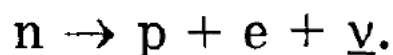
Радиоактивность. Существует *три* основных вида самопроизвольных ядерных превращений.

1. α -распад. Ядро испускает α -частицу, которая представляет собой ядро атома гелия ${}^4\text{He}$ и состоит из двух протонов и двух нейтронов.

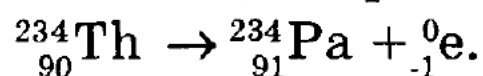
При α -распаде массовое число изотопа уменьшается на 4, а заряд ядра — на 2, например:



2. β -распад. В неустойчивом ядре нейтрон превращается в протон, при этом ядро испускает электрон (β -частицу) и антинейтрино:



При β -распаде массовое число изотопа не изменяется, поскольку общее число протонов и нейтронов сохраняется, а заряд ядра увеличивается на 1, например:



3. γ -распад. Возбужденное ядро испускает электромагнитное излучение с очень малой длиной волны и очень высокой частотой (γ -излучение), при этом энергия ядра уменьшается, массовое число и заряд ядра остаются неизменными.

Самопроизвольный распад всех ядер описывается одним и тем же уравнением:

$$m(t) = m(0) \cdot (1/2)^{t/T_{1/2}},$$

где $m(t)$ и $m(0)$ — массы изотопа в момент времени t и в начальный момент времени, $T_{1/2}$ — период полураспада, который является постоянным для данного изотопа. За время $T_{1/2}$ распадается ровно половина всех ядер данного изотопа.

Электронные конфигурации атомов

Теория Бора. Основные постулаты

1. Электрон может вращаться вокруг ядра по строго определенным (стационарным) круго-

вым орбитам. При движении по этим орбитам электрон не излучает энергию. Радиус орбиты r и скорость электрона связаны квантовым соотношением Бора:

$$mvr = nh/2\pi,$$

где m — масса электрона, n — номер орбиты, h — постоянная Планка ($h = 6,625 \cdot 10^{-34}$ Дж·с).

2. *Энергия* излучается и поглощается только при переходе с одной орбиты на другую. Частота излучения (поглощения) связана с энергией орбит соотношением:

$$E_1 - E_2 = h\nu.$$

Теория Бора справедлива только для атома водорода.

Квантовая теория строения атома. В основе современной теории строения атома (*квантовой механики атома*) лежат следующие основные положения:

1. *Электрон* имеет двойственную (корпускулярно-волновую) природу. Он может вести себя и как частица, и как волна. Длина волны электрона и его скорость связаны соотношением де Бройля:

$$\nu = h/mv,$$

где m — масса электрона.

2. *Для электрона* невозможно одновременно точно измерить координату и скорость. Чем точнее мы измеряем скорость, тем больше неопределенность в координате, и наоборот. Математическим выражением принципа неопределенности служит соотношение

$$\Delta x \cdot m \cdot \Delta v > h/4\pi,$$

где Δx — неопределенность положения координаты, Δv — погрешность измерения скорости.

3. *Электрон* в атоме не движется по определенной траектории, а может находиться в любой части околоядерного пространства. Пространство вокруг ядра, в котором вероятность нахождения электрона достаточно велика, называется *орбиталью*.

Квантовые числа электрона. Согласно квантовой механике, движение электрона в атоме описывается *пятью квантовыми числами*: главным n , побочным (орбитальным) l , магнитным m_l , спиновым s и проекцией спина (магнитным спиновым числом) m_{s_l} .

Главное квантовое число n определяет общую энергию электрона. Оно может принимать любые целые значения, начиная с единицы ($n = 1, 2, 3, \dots$).

Побочное (орбитальное) квантовое число l характеризует форму орбитали. Оно может принимать целые значения от 0 до $n-1$ ($l = 0, 1, \dots, n-1$). Обычно численные значения l принято изображать следующими буквенными символами.

Значение l	0	1	2	3	4.
--------------	---	---	---	---	----

Буквенное обозначение	s	p	d	f	g.
-----------------------	---	---	---	---	----

В этом случае говорят о s-, p-, d-, f-, g-орбиталях.

Набор орбиталей с одинаковыми значениями n называется *оболочкой* (или *энергетическим уровнем*), с одинаковыми значениями n и l —

подоболочкой (подуровнем), например, 2s-подуровень.

Магнитное квантовое число m_l характеризует направление орбитали в пространстве. Оно может принимать любые целые значения от $-l$ до $+l$, включая 0, т.е. всего $(2l + 1)$ значений. Например, при $l = 1$ $m_l = -1, 0, +1$. При заданном главном квантовом числе n возможна одна s-орбиталь, три p-орбитали, пять d-орбиталей и семь f-орбиталей.

Каждый электрон характеризуется *спиновым квантовым числом s*. Спин — это чисто квантовое свойство электрона, не имеющее классических аналогов. Для всех электронов абсолютное значение спина всегда равно $s = 1/2$. Проекция спина на ось Z (*магнитное спиновое число m_s*) может иметь лишь два значения: $m_s = +1/2$ или $m_s = -1/2$.

Принципы заполнения орбиталей

1. Принцип Паули. В атоме не может быть двух электронов, у которых все четыре квантовых числа (n, l, m_l, m_s) были бы одинаковы.

Эквивалентное определение: на каждой орбитали может находиться не более двух электронов.

2. Принцип наименьшей энергии. В основном состоянии атома каждый электрон располагается так, чтобы его энергия была минимальной.

Энергия орбиталей увеличивается в следующем порядке: $1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f < 5d < 6p < 7s < 5f < 6d < 7p$.

Как видно из этого ряда, чем меньше сумма $n+l$, тем меньше энергия орбитали. При заданном значении $n+l$ наименьшую энергию имеет орбиталь с наименьшим n .

3. Правило Гунда. В основном состоянии атом должен иметь максимально возможное число неспаренных электронов в пределах определенного подуровня.

Принцип наименьшей энергии и правило Гунда справедливы только для основных состояний атомов. В возбужденных состояниях электроны могут находиться на любых орбиталях атомов, если при этом не нарушается принцип Паули.

2. Периодический закон и периодическая система элементов Д. И. Менделеева

Тестовое задание

1. Отметьте правильные утверждения:

- а) период начинается щелочноземельным металлом;
- б) период завершается инертным газом;
- в) малыми периодами являются 1, 2, 3;
- г) номер периода равен числу электронов на внешнем энергетическом уровне.

2. Атом какого элемента имеет наибольший радиус:

- а) К, б) Na; в) Kr; г) Rb.

3. Какой порядковый номер элемента, имеющего электронную конфигурацию... $3d^{10}4s^2$

- а) 12; б) 18; в) 30; г) 38.

4. Охарактеризуйте электронное строение атома гелия:

- а) s-элемент;
- б) два неспаренных электрона;
- в) электроны имеют противоположные спины;
- г) первый энергетический уровень завершен.

5. Сколько энергетических уровней полностью заполнено в атоме элемента, имеющего 16 электронов:

- а) 1; б) 2; в) 3; г) 8.

6. В атомах каких элементов все электроны являются спаренными:

- а) Kr; б) Xe; в) Ca; г) H.

7. Сколько элементов включает пятый период:

- а) 5; б) 8; в) 18; г) 32.

8. Укажите ряды элементов, в которых возрастают неметаллические свойства:

- а) Na, K, Rb; б) K, Ca, Ga; в) Cl, Br, J;
- г) Mg, Al, Si.

9. Укажите общую формулу летучего водородного соединения для элементов главной подгруппы IV группы:

- а) RH_2 ; б) RH_3 ; в) RH_4 ; г) RH_5 ;

10. Отметьте правильные утверждения:

а) порядковый номер элемента равен числу протонов в ядре атома;

б) порядковый номер элемента равен числу электронов в атоме;

в) номер периода показывает число энергетических уровней;

г) номер группы равен числу электронов на внешнем энергетическом уровне для элементов главных подгрупп.

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
а)				+		+				+
б)	+				+	+		+		+
в)	+		+	+		+	+		+	+
г)		+		+				+		+

Пример 1. Объясните на основе строения атомов, у какого из элементов I группы — лития или калия — сильнее выражены металлические свойства.

Решение.

Расположение электронов по уровням в атомах этих элементов можно представить так: Li — 2.1 и K — 2.8.9.1 или $1s^2 2s^1$ и $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$. Отсюда видно, что в атоме калия внешний электрон находится дальше от ядра, чем у лития (у него больше радиус атома), и, следовательно, легче отрывается. Поскольку металлические свойства обуславливаются способностью отдавать электроны, они сильнее выражены у калия.

Пример 2. Исходя из положения в периодической системе фосфора, дать характеристику его химических свойств.

Решение.

Фосфор находится в III периоде и V группе главной подгруппе, порядковый номер 15, относительная атомная масса $A_r(P) = 31$ (округленно). Его 15 электронов расположены на трех энергетических уровнях, причем на внешнем уровне находится 5 электронов. Электронная формула:

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$. Ядро состоит из 15 протонов и $31 - 15 = 16$ нейтронов. Фосфор — неметалл, т.к. на внешнем энергетическом уровне содержится 5е. Максимальная степень окисления равна +5. Формула высшего оксида P_2O_5 — это кислотный оксид, а формула газообразного соединения с водородом — PH_3 .

Пример 3. Какими свойствами должен обладать элемент, порядковый номер которого 25? И к какому электронному типу (семейству) он относится?

Решение.

По периодической системе легко определить, что этот элемент находится в четном ряду большого (четвертого) периода. Значит, на внешнем энергетическом уровне у него находится два электрона (как и у атома железа), а всего уровней четыре. Расположение электронов по энергетическим уровням можно изобразить схемой: $2/8/(8+5)/2$, или электронной формулой: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$. Так как последним заполняется d-подуровень, то элемент относится к d-семейству. Он должен легко отдавать два электрона, проявляя металлические свойства. Формула соединения с кислородом RO и гидроксидом — $R(OH)_2$. Газообразных водородных соединений элемент не образует, т.к. состоит в побочной подгруппе. Поскольку элемент находится в VII группе, то от его атома могут быть оттянуты или отданы на образование электронных пар не только

электроны внешнего уровня ($4s^2$), но и сверхоктетные электроны (сверх восьми) второго снаружи уровня, т.е. еще пять электронов $3d^5$. В этом случае элемент образует соединение с кислородом состава $R_2 O_7$. Высший оксид обладает кислотными свойствами. По аналогии с хлорной кислотой можно написать формулу кислоты данного элемента: HRO_4 . В примере R — элемент марганец, тогда $HMnO_4$ — марганцевая кислота. Из примера видно, что в соединениях максимальной степени окисления элементы марганец и хлор проявляют сходные свойства.

Пример 4. Как изменяется первая энергия ионизации у элементов, принадлежащих:

- 1) к одному периоду;
- 2) к одной главной подгруппе?

Решение.

1. В периодах первая энергия ионизации атомов возрастает слева направо, т.к. увеличиваются заряды атомных ядер, что приводит к усилению притяжения электронов к ядру.

2. В главных подгруппах первая энергия ионизации убывает сверху вниз, т.к. возрастают радиусы атомов и усиливается экранирование ядер внутренними электронными слоями, что приводит к уменьшению притяжения электронов к ядру.

Пример 5. Открытый в 1869 году Д. И. Менделеевым периодический закон позволяет

предсказать свойства еще не открытых элементов. Пользуясь известными вам закономерностями, предскажите для элемента №114:

а) схему расположения электронов в атоме по энергетическим уровням;

б) электронную структуру внешнего и предвнешнего энергетических уровней;

в) физические и химические свойства простого вещества, состоящего из изотопов, не подвергающихся радиоактивному распаду.

Решение.

1. Элемент №114 расположен в 7 периоде, следовательно, у него 7 энергетических уровней. Заряд ядра +114. Распределение электронов по энергетическим уровням:

1 уровень — 2e	5 уровень — 32e
2 уровень — 8e	6 уровень — 18e
3 уровень — 18e	7 уровень — 4e.
4 уровень — 32e	

2. Структура предпоследнего уровня:

$6s^2 6p^6 6d^1$.

Структура внешнего уровня:

$7s^2 7p^2$.

3. По физическим и химическим свойствам элемент №114 должен напоминать свинец. Физические свойства: металл, с высоким удельным весом, мягкий.

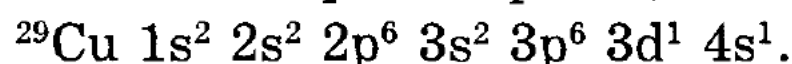
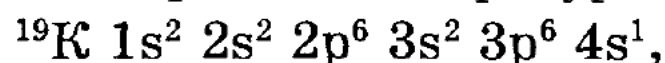
Химические свойства: в соединениях проявляет степени окисления +2 и +4. В степени окисления +2 образует соединения в катионной форме (оксид MeO , гидроксид $Me(OH)_2$, соли).

В степени окисления +4 образует соединения в анионной форме, очень неустойчивые, сильные окислители.

Пример 6. Объясните, почему два элемента, находящиеся в одной и той же группе и периоде, но в разных подгруппах, например, калий и медь, проявляют разные свойства.

Решение.

Электронная конфигурация атомов:



Общим у этих элементов является наличие одного электрона на внешнем энергетическом уровне. У калия перед ним находится восьмиэлектронная оболочка, а у меди — восемнадцатизэлектронная. Радиус атома калия — 0,236, а меди — 0,128. Все это приводит к резкой разнице в свойствах.

Пример 7. Определите место в периодической системе и относительную атомную массу элемента, образовавшегося из урана $^{238}_{92}\text{U}$ в результате потери 5 α -частиц и 1 β -частицы.

Решение.

При потере α -частицы атомная масса элемента уменьшается на 4, а заряд ядра — на 2. При потере β -частицы атомная масса не изменяется, а заряд ядра увеличивается на 1. Порядковый номер 92, потеря 5 α -частиц уменьшает заряд ядра на 10, а потеря β -частиц увеличивает его на 1; следовательно, порядковый номер но-

вого элемента будет $92 - 10 + 1 = 83$. Это висмут (Bi).

Положение нового элемента в периодической системе можно установить, не пользуясь таблицей. Рассуждает так: в первом периоде находится 2 элемента, во втором и третьем — по 8 и в четвертом и пятом — по 18. Таким образом, всего в пяти периодах содержатся $(2 + 8 + 8 + 18 + 18) = 54$ элемента. В шестом периоде находятся 32 элемента. Полученный элемент находится в шестом периоде и занимает $83 - 54 = 29$ место с начала этого периода. В 8-ом ряду содержится 24 элемента (14 элементов в III группе вместе с лантаном). Следовательно, элемент 83 занимает 5-е место в 9-м ряду, т.е. находится в V группе. Атомная масса урана — 238, потеря 5 α -частиц уменьшит ее на 40, а потеря β -частицы массу не изменит; следовательно, масса полученного изотопа висмута будет $238 - 40 = 198$.

Пример 8. Какие соединения с водородом образуют элементы главной подгруппы VI группы? Назовите наименее и наиболее прочное из них.

Решение.

Элементы главной подгруппы VI группы — р-элементы. У них на внешнем электронном уровне по 6 электронов: $6s^2 6p^4$. Следовательно, в соединениях с водородом они проявляют степень окисления — 2-. Формулы соединений: H_2O , H_2S , H_2Se , H_2Te , H_2Po . С ростом порядкового

номера элемента (от кислорода к полонию) увеличивается радиус атома, что обуславливает уменьшение прочности соединения с водородом (от H_2O к H_2Po). Таким образом, из названных соединений наиболее прочным является вода H_2O , наименее прочным — H_2Po .

Пример 9. Исходя из места в периодической системе, опишите химические свойства элемента с порядковым номером 23.

Решение.

По периодической системе определяем, что элемент с порядковым номером 23 находится в IV периоде и в побочной подгруппе V группы. Этот элемент ванадий (V). Электронная формула ванадия: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$. По электронной формуле заключаем, что ванадий — d-элемент.

Элемент может легко отдавать 2 электрона с 4s-подуровня, проявляя степень окисления +2.

При этом он образует оксид VO и гидроксид $\text{V}(\text{OH})_2$, проявляющие основные свойства. Газообразных водородных соединений ванадий не образует, т.к. расположен в побочной подгруппе.

Атом ванадия может также отдавать электроны с предвнешнего d-подуровня (3 электрона) и, таким образом, проявляет высшую степень окисления +5 (численно равную номеру группы, в которой расположен элемент). Оксид, соответствующий высшей степени окисления, V_2O_5 . Этот оксид обладает кислотными

свойствами. В качестве гидроксида ему соответствует неустойчивая метаванадиевая кислота HVO_3 (соли ее — ванадаты — устойчивые соединения).

Пример 10. Атомная масса хлора 35,453 у.е. Элемент состоит из двух устойчивых изотопов: хлор 35 и хлор 37. Определить процентное содержание каждого изотопа в элементе.

Решение.

Пусть изотопа ^{35}Cl было $x\%$, а изотопа ^{37}Cl — $y\%$. Составив и решив систему уравнений, получим ответ на поставленный вопрос:

$$\begin{cases} x + y = 100, \\ 35x/100 + 37/100 = 35,453. \end{cases}$$

Можно составить уравнение с одним неизвестным, тогда:

$$35x/100 + 37 \cdot (100-x)/100 = 35,453,$$

$$x = 77,35\%,$$

$$y = 22,65\%.$$

Пример 11¹. Природный калий состоит из трех изотопов. Часть атомов изотопа ^{40}K распадается с испусканием β -частиц. Изотоп какого элемента при этом получается?

Решение.

Калий имеет три изотопа: $^{39}_{19}\text{K}$, $^{40}_{19}\text{K}$, $^{41}_{19}\text{K}$. Естественной радиоактивностью обладает изотоп калия $^{40}_{19}\text{K}$.

При испускании атомом K^{40} β -частиц масса его остается неизменной, а заряд ядра увеличивается на единицу ($^1_0\text{n} \rightarrow ^1_1\text{p} + \beta$).

В результате β -распада ${}^{40}_{19}\text{K} - \beta \rightarrow {}^{40}_{20}\text{Э}$.
Этот изотоп — кальций, т.е. ${}^{40}_{20}\text{Ca}$.

Пример 11². Определить степень окисления хрома в соединении состава $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

Решение.

Рассмотрим условно молекулу $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, как бы состоящую из элементарных ионов калия, хрома и кислорода. Если кислород имеет степень окисления -2, а калий +1. Тогда имеем: заряд двух ионов калия равен $1 + 1 = +2$, заряд семи ионов кислорода равен $(-2) \cdot 7 = -14$, заряд двух ионов хрома равен x . Молекула электронейтральна, поэтому:

$$(2+) + (-14) + x = 0,$$

$$x = 12,$$

но это заряд двух ионов, тогда заряд одного иона хрома равен +6.

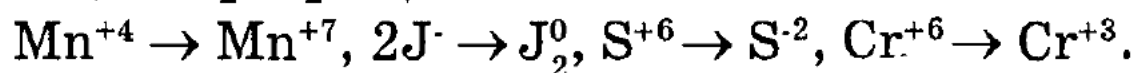
Пример 12. Пользуясь понятием степени окисления, определить ее величину и знак у марганца, хрома, хлора, фосфора в соединениях K_2MnO_4 , $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, KClO_3 , $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$.

Решение.

Сумма всех степеней окисления всех атомов, входящих в состав молекулы, должна быть равна нулю, т.к. у кислорода во всех соединениях степень окисления равна -2, а у калия +1, то у K_2MnO_4 сумма степеней окисления кислорода у калия будет $-42 + 21 = -6$, следовательно, у марганца степень окисления +6: $\overset{+1}{\text{K}}_2\overset{+6}{\text{Mn}}\overset{-2}{\text{O}}_4$.

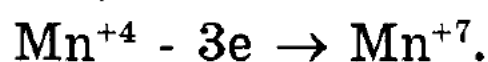
Аналогично находим степень окисления хрома в $(\overset{+1}{\text{N}}\overset{+6}{\text{H}}_4)_2\overset{-2}{\text{Cr}}_2\overset{-2}{\text{O}}_7$, хлора в $\overset{+1}{\text{K}}\overset{+5}{\text{Cl}}\overset{-2}{\text{O}}_3$, фосфора в $\overset{+1}{\text{H}}_4\overset{+5}{\text{P}}_2\overset{-2}{\text{O}}_7$.

Пример 13. Составить уравнение для следующих превращений:

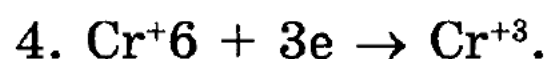
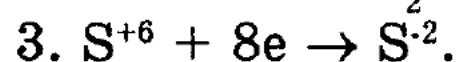
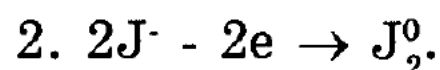


Решение.

Mn^{+4} — это атом марганца, потерявший четыре электрона. Для того чтобы Mn^{+4} превратился в Mn^{+7} , он должен потерять еще три электрона, т.е.:



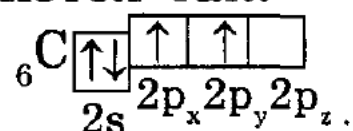
Аналогично:



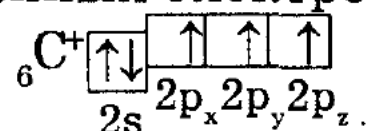
Пример 14. Почему углерод в большинстве своих соединений четырехвалентен?

Решение.

У углерода в невозбужденном (состоянии) атоме электроны на внешнем уровне распределяются так:



Согласно этой схеме, углерод двухвалентен, т.к. валентность в простейшем случае определяется числом неспаренных электронов. Но у атома углерода имеется одна свободная 2p-орбиталь, и при сравнительно небольшой затрате энергии один 2s-электрон переходит в 2p-состояние, в результате чего общее число неспаренных электронов увеличивается до четырех:



Энергия же, затрачиваемая для $2s \rightarrow 2p$ -перехода электрона, с избытком компенсируется энергией, которая выделяется при возникновении двух дополнительных связей.

Пример 15. Определить степень окисления азота в молекулах и ионе:

а) N_2O_4 ; б) $(NH_4)_2CO_3$; в) NO_2^- .

Решение.

1. Степень окисления азота x , кислорода -2. Исходя из нейтральности молекулы, составляем уравнение:

$$2x + 4 \cdot (-2) = 0,$$

откуда $x = +4$, т.е. степень окисления азота в N_2O_4 равна +4.

2. Степень окисления водорода равна +1, кислорода -2, углерода в карбонатах (соли угольной кислоты H_2CO_3) +4, азота x .

Составляем уравнение:

$$2x + 24 \cdot (+1) + (+4) + 3 \cdot (-2) = 0,$$

откуда $x = -3$, т.е. степень окисления азота в $(NH_4)_2CO_3$ равна -3.

Степень окисления кислорода и азота равны соответственно -2 и x . Учитывая, что заряд иона NO_2^- равен -1, составляем уравнение:

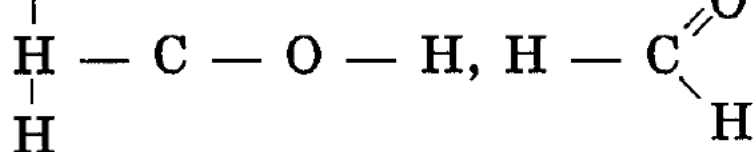
$$x + 2 \cdot (-2) = -1.$$

Откуда: $x = +3$, т.е. степень окисления азота в ионе NO_2^- равна +3.

Пример 16. Определите валентность и степень окисления углерода в соединениях HCN, CH_3OH , HCON.

Решение.

Из структурных формул этих соединений



следует, что углерод в этих соединениях четырехвалентен, а степень окисления его будет равна:

$$\text{в HCN: } 1 + x + (-3) = 0, x = +2;$$

$$\text{в CH}_3\text{OH: } x + 3(+1) + (-2) + 1 = 0, x = -2;$$

$$\text{в HCON: } 1 + x + (-2) + 1 = 0, x = 0.$$

Пример 17. Определите, как изменяется прочность соединений в ряду: HF, HCl, HBr, HI.

Решение.

У этих двухатомных молекул прочность связи зависит от длины связи. А поскольку радиус атома при переходе от фтора к йоду возрастает, то длина связи H-галоген в этом направлении возрастает, т.е. прочность соединений при переходе от фтора к йоду уменьшается.

Пример 18. Сера образует химические связи с калием, водородом, бромом и углеродом. Какие из связей наиболее и наименее полярны? Укажите, в сторону какого атома происходит смещение электронного обмена связи.

Решение.

Используем значения относительных электроотрицательностей серы и атомов, образующих с ней химическую связь (величину x):

$\Delta x_{S-K} = 2,6 - 0,91 = 1,60$, смещение в сторону атома серы S;

$\Delta x_{S-H} = 2,6 - 2,1 = 0,5$, смещение в сторону атома серы S;

$\Delta x_{S-Br} = 2,6 - 2,74 = -0,14$, смещение в сторону атома брома Br;

$\Delta x_{S-C} = 2,6 - 2,5 = 0,1$, смещение в сторону атома серы S.

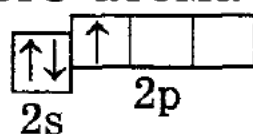
Чем больше по абсолютной величине Δx , тем более полярна связь. В данном примере наиболее полярной является связь сера — калий, S — K.

Пример 19. Какую форму имеет молекула BF_3 ?
Решение.

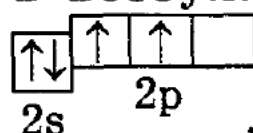
Определить форму молекулы можно с учетом ориентации атомных орбиталей, участвующих в образовании химических связей, центрального атома в молекуле — в данном случае атома В.

Электронная формула атома бора — $1s^2 2s^2 2p^1$.

Распределение электронов внешнего слоя такого атома в невозбужденном состоянии:



и в возбужденном состоянии:



Валентными являются один s- и два p-электрона. Атому с такими валентными электронами можно приписать тип гибридизации sp^2 . Такие гибридные облака должны быть ориентированы по осям, расположенным в одной

плоскости под углом 120° . Молекула имеет форму правильного треугольника.

3. Строение вещества

1. В каких соединениях имеется ионная связь:

а) NaF ; б) CaCl_2 ; в) NH_3 ; г) O_2 .

2. Охарактеризуйте ионную связь:

а) образуется между атомами типичных металлов и неметаллов;

б) атом металла приобретает положительный заряд;

в) в основе лежит электростатическое притяжение;

г) имеется в солях.

3. В каких соединениях имеется тройная ковалентная связь:

а) N_2 ; б) C_2H_2 ; в) Cl_2 ; г) HCl ?

4. В каких видах химической связи участвуют щелочные металлы:

а) металлическая;

б) ковалентная неполярная;

в) ковалентная полярная;

г) ионная?

5. Охарактеризуйте химическое строение молекулы аммиака:

а) три ковалентные полярные связи;

б) три σ -связи;

в) молекула имеет форму пирамиды;

г) угол $\text{H} - \text{N} - \text{H}$ равен 120° .

6. Какой вид гибридизации атомных орбиталей может иметь соединение, если его молекула

имеет плоскостное строение с валентными углами, равными 120° :

- а) sp ;
- б) sp^2 ;
- в) sp^3 ;
- г) $sp^3 d^2$?

7. Охарактеризуйте кристаллические решетки веществ:

- а) существуют у веществ в твердом состоянии;
- б) имеется два основных типа;
- в) имеется четыре основных типа;
- г) тип кристаллической решетки обуславливает физические свойства вещества.

8. Укажите вещества, которые образуют кристаллическую решетку, в узлах которой находятся молекулы:

- а) алмаз;
- б) йод;
- в) белый фосфор;
- г) лед.

9. Какие свойства имеют вещества с атомной кристаллической решеткой:

- а) тугоплавкость;
- б) прочность;
- в) летучесть;
- г) легко подвергаются электролитической диссоциации в растворах.

10. Отметьте правильные утверждения:

Водородная связь:

- а) Образуется между молекулами, содержащими водород и сильно электроотрицательный элемент;
- б) приводит к ассоциации молекул;

в) прочнее ковалентной связи;
 г) приводит к повышению температур кипения веществ.

Ответы:

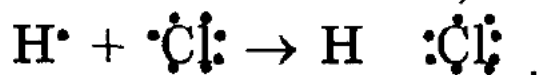
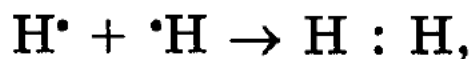
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
а)	+	+	+	+	+		+		+	+
б)	+	+	+		+	+		+	+	+
в)		+			+		+	+		
г)		+		+			+	+		+

ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ. ВАЛЕНТНОСТЬ ЭЛЕКТРОНОВ. ВИДЫ ХИМИЧЕСКОЙ СВЯЗИ

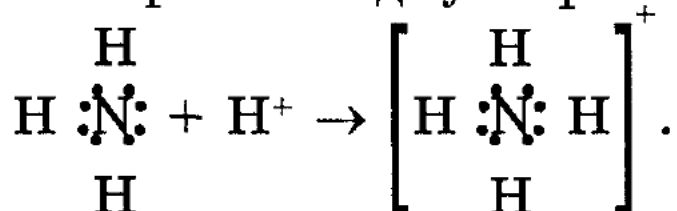
Химическая связь — это взаимодействие двух атомов, осуществляемое путем обмена электронами. При образовании химической связи атомы стремятся приобрести устойчивую восьмиэлектронную (октет) или двухэлектронную (дублет) оболочки. Различают следующие виды химической связи: ковалентная (полярная и неполярная; обменная и донорно-акцепторная), ионная, водородная, металлическая.

Ковалентная связь. Связь, осуществляемая за счет образования электронной пары, принадлежащей обоим атомам, называется ковалентной. Различают обменный и донорно-акцепторный механизмы образования ковалентной связи.

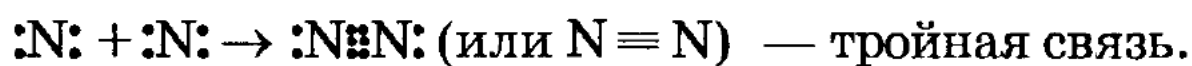
1. *Обменный механизм.* Каждый атом дает по одному неспаренному электрону в общую электронную пару:



2. *Донорно-акцепторный механизм.* Один атом (*донор*) предоставляет электронную пару, а другой атом (*акцептор*) предоставляет для этой пары свободную орбиталь:



Два атома могут обобществлять несколько пар электронов. В этом случае говорят о *кратных связях*:

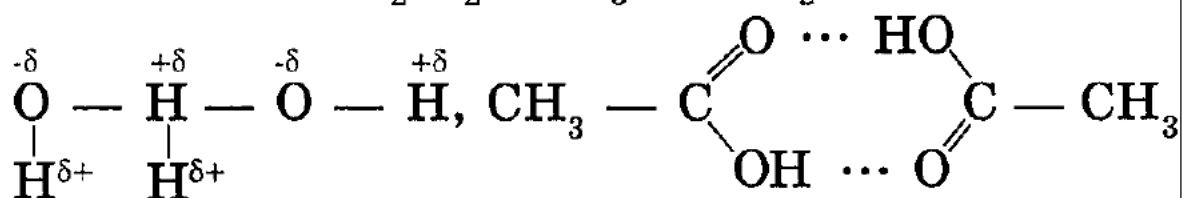


Если электронная плотность расположена симметрично между атомами, ковалентная связь называется *неполярной*. Если электронная плотность смещена в сторону одного из атомов, то ковалентная связь называется *полярной*. Полярность связи тем больше, чем больше разность электроотрицательностей атомов.

Электроотрицательность — это способность атомов притягивать электронную плотность от других атомов. Самый электроотрицательный элемент — фтор, самый электроположительный — цезий.

Ионная связь. Если разность электроотрицательностей атомов велика, то электронная пара, осуществляющая связь, переходит к одному из атомов, и оба атома превращаются в ионы. Химическая связь, осуществляемая за счет электростатического притяжения, называется *ионной связью*.

Водородная связь — это связь между положительно заряженным атомом водорода одной молекулы и отрицательно заряженным атомом другой молекулы. Водородная связь имеет *частично электростатический, частично донорно-акцепторный характер*.



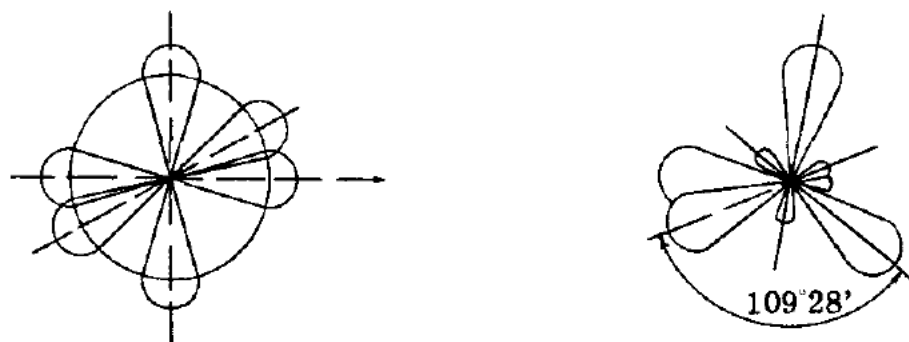
Водородная связь обозначена точками. Наличие водородной связи объясняет высокие температуры кипения воды, спиртов, карбоновых кислот.

Металлическая связь. Валентные электроны металлов достаточно слабо связаны со своими ядрами и могут легко отрываться от них. Поэтому металл содержит ряд положительных ионов, расположенных в определенных положениях кристаллической решетки, и большое количество электронов, свободно перемещающихся по всему кристаллу. Электроны в металле осуществляют связь *между всеми атомами* металла. Такой тип связи называется *металлической связью*.

Гибридизация орбиталей — это изменение формы некоторых орбиталей при образовании ковалентной связи для достижения более эффективного перекрывания орбиталей.

А. sp^3 -гибридизация. Одна s-орбиталь и три p-орбитали превращаются в четыре одинаковые «гибридные» орбитали; угол между осями которых равен $109,5^\circ$.

Молекулы, в которых осуществляется sp^3 -гибридизация, имеют *тетраэдрическую* геометрию (CH_4 , NH_3).



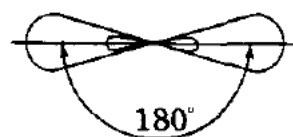
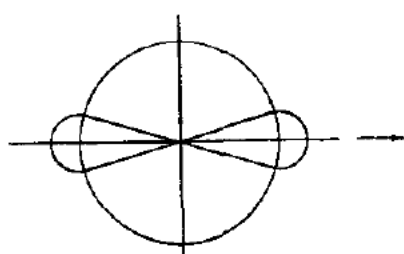
Б. sp^2 -гибридизация. Одна s-орбиталь и две p-орбитали превращаются в три одинаковые орбитали, угол между осями которых равен 120° .

Если связь образуется при перекрывании орбиталей *по линии*, соединяющей ядра атомов, она называется σ -связью. Если орбитали перекрываются *вне линии*, соединяющей ядра, то образуется π -связь.



При sp^2 -орбитали могут образовывать три σ -связи (BF_3 , $AlCl_3$). Еще одна связь (π -связь) может образоваться, если на p-орбитали, не участвующей в гибридизации, находится электрон. Пример — молекула C_2H_4 .

В. sp -гибридизация. Одна s-орбиталь и одна p-орбиталь превращаются в две одинаковые орбитали, угол между осями которых равен 180° .



Две s-орбитали могут образовывать две σ -связи (BeH_2 , ZnCl_2). Еще две π -связи могут образоваться, если на двух p-орбиталях, не участвующих в гибридизации, находятся электроны. Пример — молекула C_2H_2 .

Молекулы, в которых осуществляется sp-гибридизация, имеют *линейную* геометрию.

Валентность и степень окисления

Валентность — число химических связей, образованных данным атомом в соединении. Это понятие применимо только к соединениям с ковалентным типом связи или к молекулам в газовой фазе.

Степень окисления — условный заряд атома в молекуле, вычисленный в предположении, что все связи имеют ионный характер.

Правила определения степеней окисления

1. Степень окисления элемента в простом веществе равна 0.

2. Степень окисления фтора во всех соединениях, кроме F_2 , равна -1. Пример: $\text{S}^{+6} \text{F}_6^{-1}$.

3. Степень окисления кислорода во всех соединениях, кроме O_2 , O_3 , F_2O и перекисных соединений, равна -2. Примеры: $\text{C}^{+4} \text{O}_2^{-2}$, $\text{H}_2^{+1} \text{O}_2^{-1}$.

4. Степень окисления водорода равна +1, если в соединении есть хотя бы один неметалл: -1 в

соединениях с металлами (гидридах); O в H_2 . Примеры: $C^{-4}H_4^{+1}$, $Ba^{+2}H_2^{-1}$.

5. Степень окисления металлов всегда должна быть положительна (кроме простых веществ). Степень окисления металлов главных подгрупп всегда равна номеру группы. Степень окисления металлов побочных подгрупп может принимать разные значения. Примеры: $Na^{+1}Cl^{-1}$, $Al^{+3}_2O^{-2}_3$, $Cr^{+2}O^{-2}$, $Cr^{+3}_2O^{-2}_3$.

6. Максимальная положительная степень окисления равна номеру группы (исключения — Cu^{+2} , Au^{+3}). Минимальная степень окисления равна номеру группы минус восемь. Примеры: $H^{+1}N^{+5}O^{-2}_3$, $N^{-3}H^{+1}_3$.

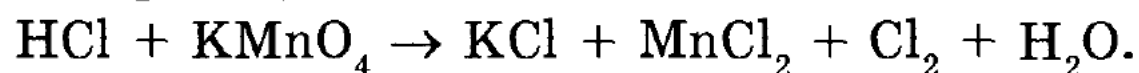
7. Сумма степеней окисления атомов в молекуле (ионе) равна 0 (заряду иона).

Окислительно-восстановительные реакции

Окислительно-восстановительными называют реакции, идущие с изменением степени окисления атомов элементов, входящих в состав реагирующих веществ. Процесс *окисления* сопровождается отдачей электронов, процесс *восстановления* — присоединением электронов. В окислительно-восстановительных реакциях эти процессы протекают одновременно — одно вещество окисляется, другое восстанавливается. Вещества, присоединяющие электроны, называют *окислителями*, вещества, отдающие электроны, — *восстановителями*. Общее число электронов, отданное в процессе реакции восстановителем, должно быть равно числу элек-

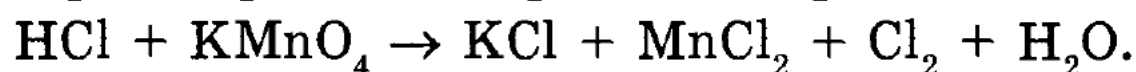
тронов, присоединенных окислителем. На этом основаны два метода составления уравнений окислительно-восстановительных реакций: *метод электронного баланса и ионно-электронный метод (полуреакций)*. Согласно методу электронного баланса, подсчет числа отданных и присоединенных электронов ведется с учетом степени окисления атомов элементов. Ионно-электронный метод применим для реакций, протекающих в водном растворе, и основан на составлении отдельных ионных уравнений для процессов окисления и восстановления с последующим суммированием их в общее уравнение окислительно-восстановительной реакции. При этом учитывают правила написания ионных уравнений, т.е. сильные электролиты записывают в виде ионов, слабые электролиты и неэлектролиты, газы и труднорастворимые вещества — в виде молекул. Сумма электрических зарядов в левой части уравнения должна быть равна сумме электрических зарядов в правой части.

Пример 1. Расставьте коэффициенты в уравнении реакции:

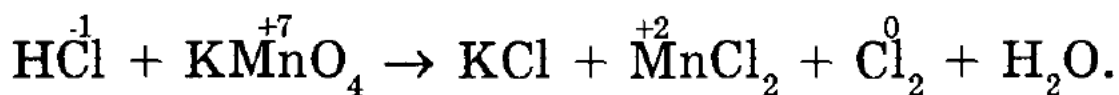


Решение.

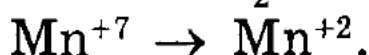
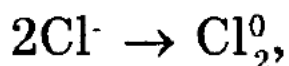
1. Пишут формулу реагирующих веществ, ставят стрелку, а за ней пишут формулы веществ, которые образуются при данной реакции:



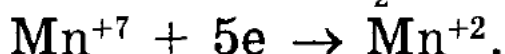
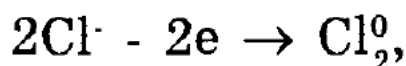
2. Проставляют степень окисления над знаками элементов, у которых она меняется:



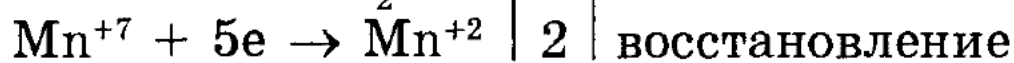
3. Выписывают химические знаки элементов, атомы или ионы которых меняют степень окисления:



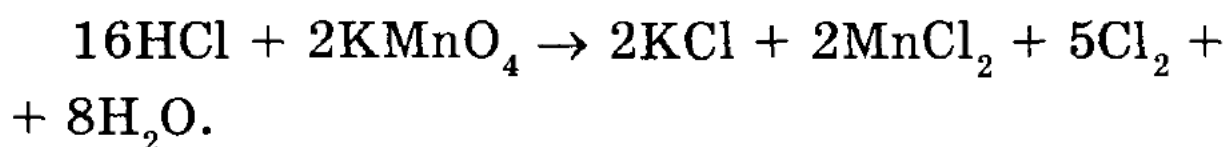
4. Находят, сколько электронов отдают или присоединяют соответствующие атомы или ионы:



5. Находят наименьшее общее кратное чисел отданных и присоединенных электронов (их число должно быть одинаково):

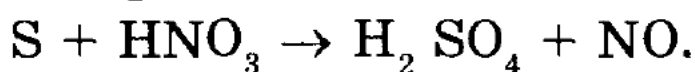


6. Найденные коэффициенты ставят перед соответствующими формулами в правой части уравнения:



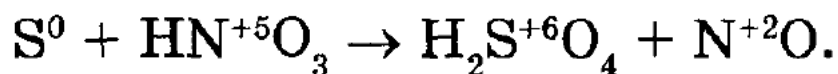
8. Проверяют, соответствует ли число атомов всех элементов в левой части уравнения числу атомов в правой части уравнения.

Пример 2. Расставьте коэффициенты в уравнении реакции:



Решение.

Коэффициенты находим методом электронного баланса. Определим степень окисления элементов:

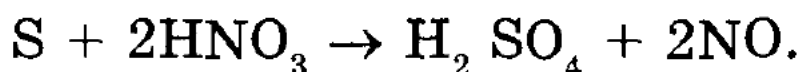


Составим электронные уравнения и находим коэффициенты:



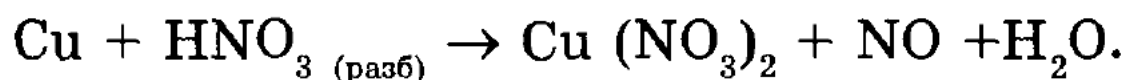
восстановитель — S, окислитель HNO_3 .

Расставим коэффициенты в уравнении реакции:



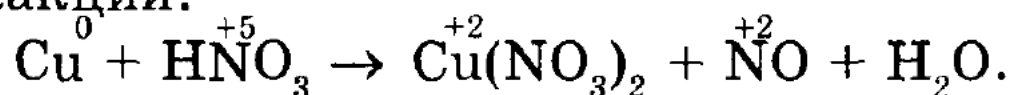
Проверяем правильность написания уравнения реакции.

Пример 3. Расставьте коэффициенты в уравнении реакции:



Решение.

В данном случае HNO_3 расходуется и в окислительно-восстановительном процессе (HNO_3 окисляет медь, восстанавливая до NO), и в обменной реакции (HNO_3 участвует в процессе солеобразования). Вначале найдем коэффициенты в окислительно-восстановительном процессе. Для этого определим степень окисления атомов элементов, изменяющих ее в ходе реакции:

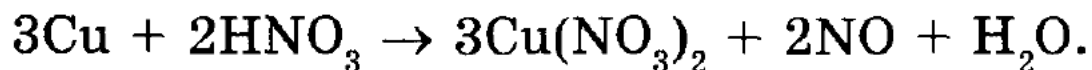


Напишем электронные уравнения:

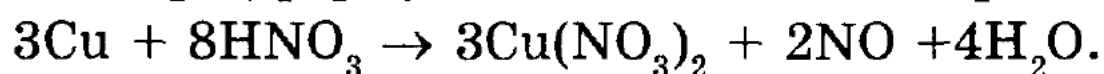


Cu — восстановитель, HNO_3 — окислитель.

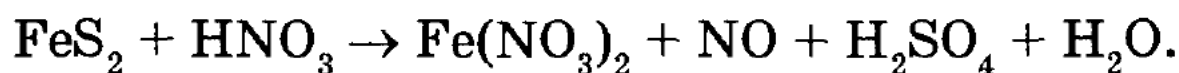
Расставим коэффициенты в уравнении реакции:



Учтем, что на образование 3 моль нитрата меди, согласно приведенной схеме, потребуется 6 молекул азотной кислоты. Суммарный коэффициент перед формулой азотной кислоты равен 8:



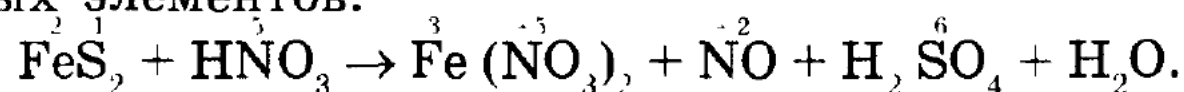
Пример 4. Расставьте коэффициенты в уравнении реакции:



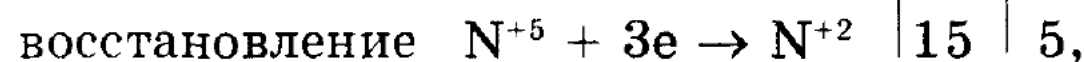
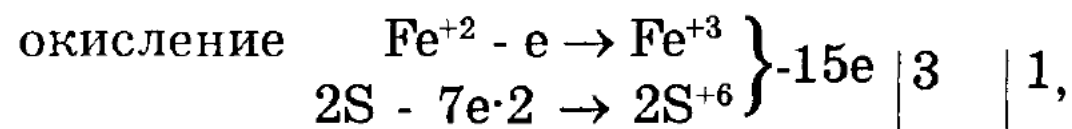
Решение.

При подборе коэффициентов следует учитывать суммарное число отданных (или, в других реакциях, принятых) электронов атомами различных элементов, входящими в состав одного соединения. В дисульфиде железа, который можно рассматривать как соль кислоты H_2S , степень окисления атомов серы -1, железа +2.

Определим степень окисления атомов остальных элементов:

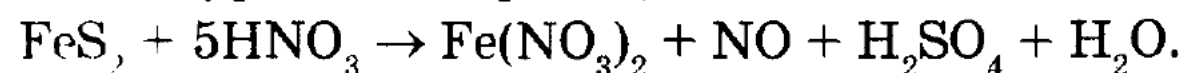


Напишем электронные уравнения:

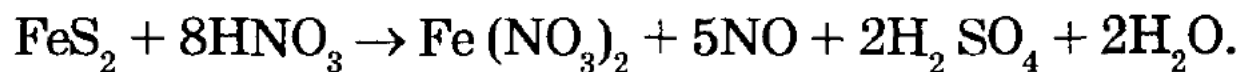


FeS_2 — восстановитель, HNO_3 — окислитель.

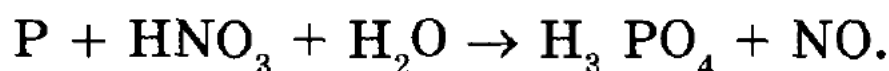
Схема уравнения реакции:



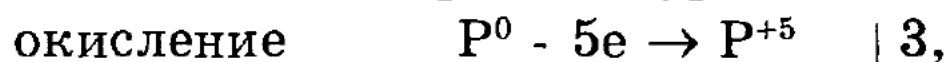
С учетом того, что в реакции расходуются 5 молекул азотной кислоты, составим окончательное уравнение:



Пример 5. Расставьте коэффициенты в уравнении реакции:

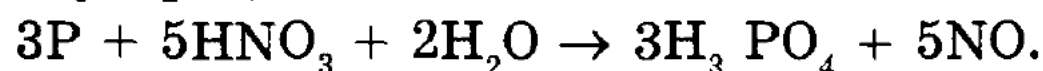


Напишем электронные уравнения:

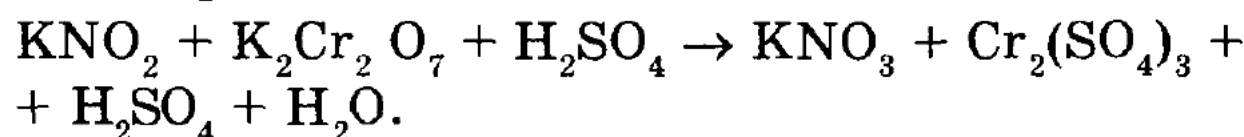


P — восстановитель, HNO₃ — окислитель.

Найденные коэффициенты проставляем в схему процесса:

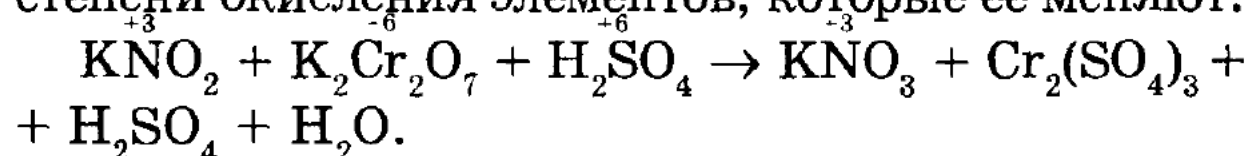


Пример 6. Расставьте коэффициенты в уравнении реакции:



Решение 1.

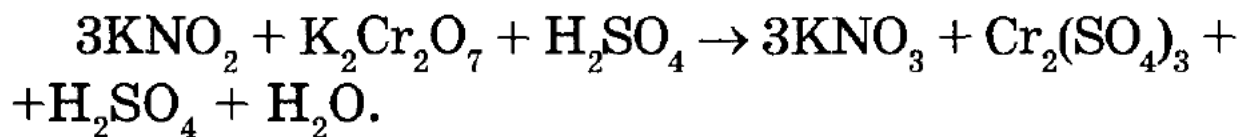
Находим коэффициенты методом электронного баланса. Записываем схему реакции с указанием степени окисления элементов, которые ее меняют:



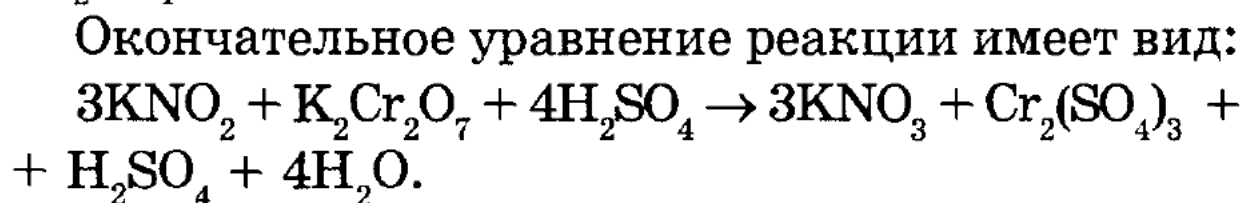
Здесь HNO₂ является восстановителем, а дихромат калия — окислителем. Составляем электронные уравнения, учитывая, что 1 молекула K₂Cr₂O₇ и 1 молекула Cr₂(SO₄)₃ содержат по 2 моль хрома:



Найденные коэффициенты подставляем в схему реакции:

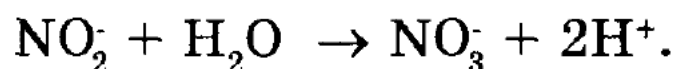


Остальные коэффициенты находим подбором в последовательности: соль (K_2SO_4), кислота (H_2SO_4), вода.

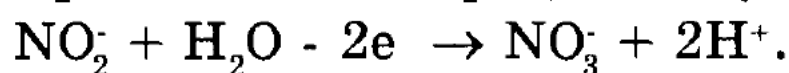


Решение 2.

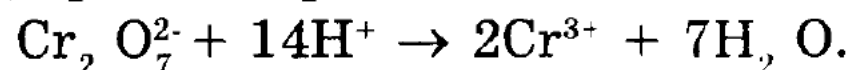
Найдем коэффициенты методом полуреакций. В первой полуреакции восстановитель — нитрит-ион NO_2^- — переходит в нитрат-ион NO_3^- , принимая один атом кислорода от молекул воды:



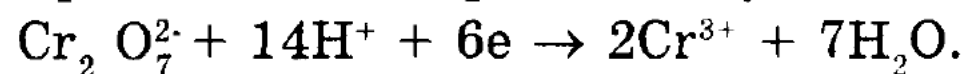
Уравняв число зарядов, получаем:



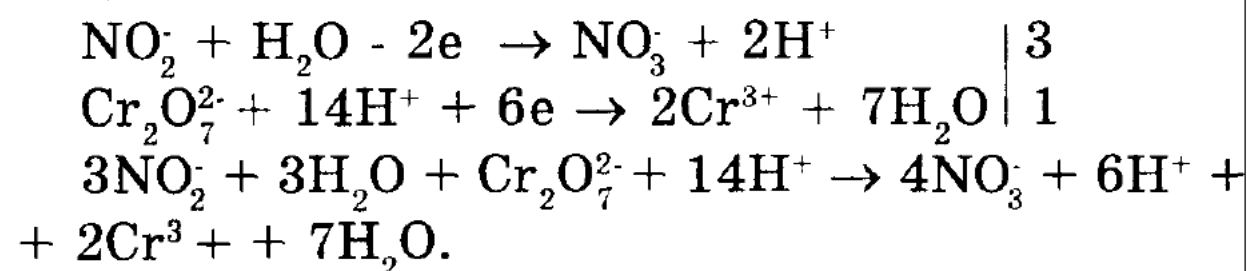
Во второй полуреакции окислитель — ион $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ переходит в ион Cr^{3+} , т.е. 7 атомов кислорода в кислой среде связываются с 14 ионами водорода с образованием воды:



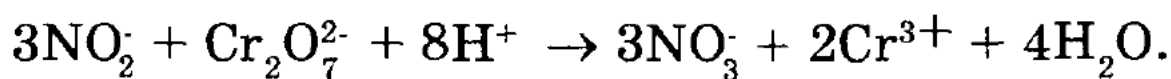
Уравняв число зарядов, получаем:



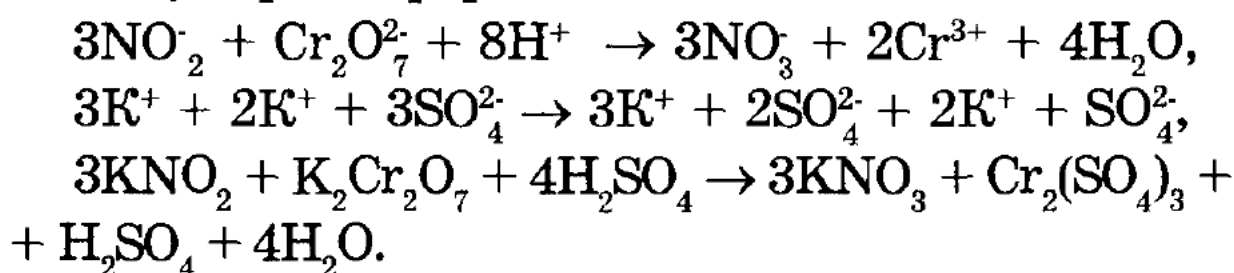
Составляем суммарное ионное уравнение реакции:



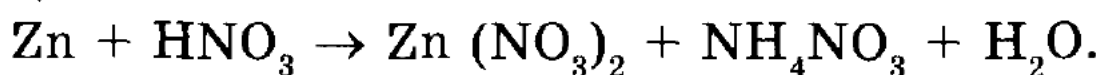
Сократив одинаковое число ионов водорода и молекул воды в левой и правой частях уравнения, получаем:



Прибавляя одинаковое число ионов к левой и правой частям, получаем уравнение реакции в молекулярной форме:

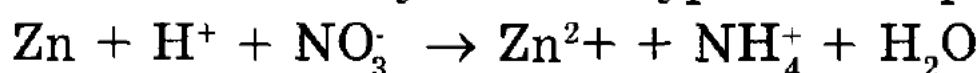


Пример 7. Используя ионно-электронный метод, расставьте коэффициенты в уравнении реакции:

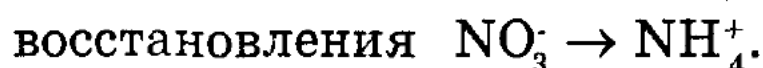


Решение.

Напишем схему ионного уравнения реакции:

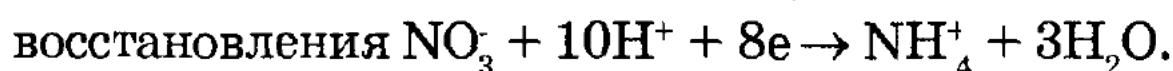


и схемы уравнений полуреакций окисления и восстановления:

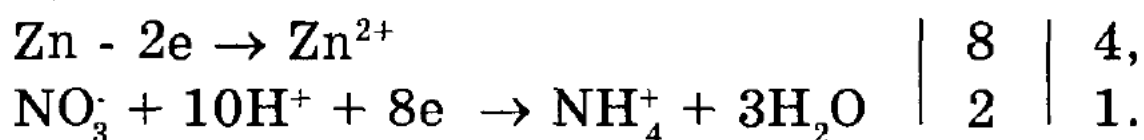


Из двух последних схем следует, что для баланса числа атомов и зарядов в первом случае в левой части уравнения надо вычесть 2 электрона; во втором — в левую часть уравнения включить 10 ионов H^+ для связывания из иона NO_3^- трех атомов кислорода (образуется $3\text{H}_2\text{O}$) и одного атома азота (образуется NH_4^+) и в эту же левую часть уравнения включить 8 электронов.

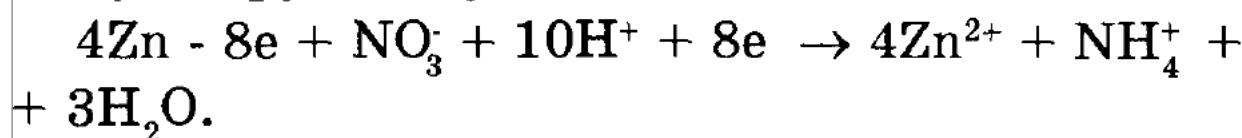
Напишем уравнение полуреакций окисления и восстановления:



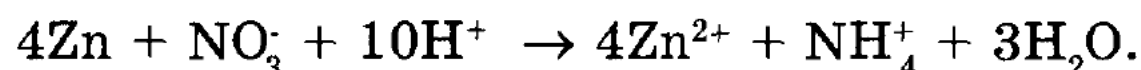
Учтя, что число отданных и принятых электронов должно быть одинаковым, найдем коэффициенты:



Суммируя, получим:

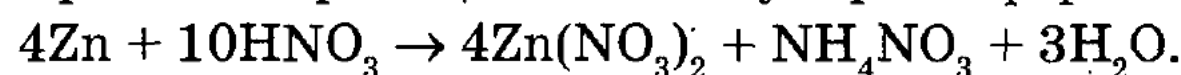


После сокращения подобных членов получим:



Правильность составленного уравнения проверяется по балансу числа атомов и зарядов в левой и правой частях уравнения.

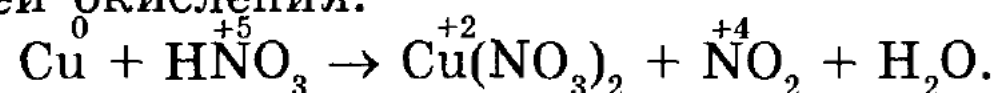
Уравнение реакции в молекулярной форме:



Пример 8. Написать уравнение реакции взаимодействия меди с концентрированной азотной кислотой.

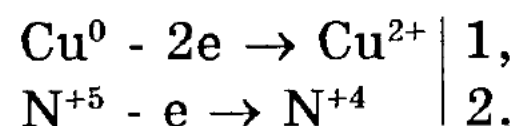
Решение.

Пишем формулы исходных и конечных веществ реакции с указанием изменения степеней окисления:



Здесь HNO_3 — окислитель, Cu — восстановитель.

На основе электронных уравнений находим коэффициенты при восстановителе и окислителе:

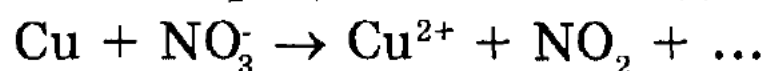


После подбора коэффициентов для других реагирующих веществ напишем окончательное уравнение реакции:



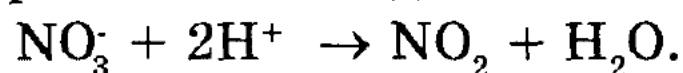
Проверяем правильность написания уравнения реакции. Число атомов каждого элемента в левой части уравнения равно числу атомов тех же элементов в правой части уравнения. Теперь составим уравнение этой реакции методом полуреакций.

Схема процесса имеет вид:

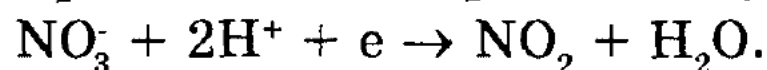


Уравнение первой полуреакции — окисление восстановителя: $\text{Cu} - 2e \rightarrow \text{Cu}^{2+}$.

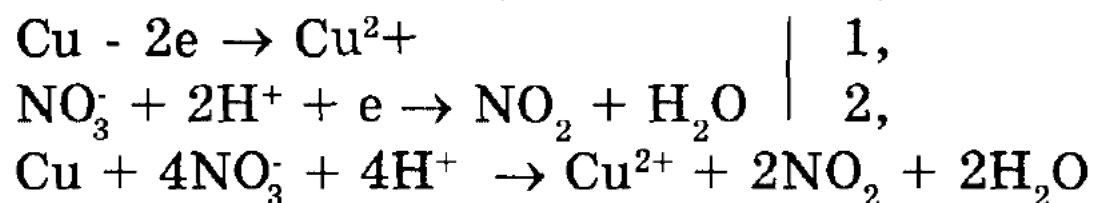
Уравнение второй полуреакции — восстановление окислителя — составили так: ион NO_3^- превращается в NO_2 , т.е. один атом кислорода в кислой среде связывается ионами водорода с образованием воды:



Уравняв число зарядов, получим:



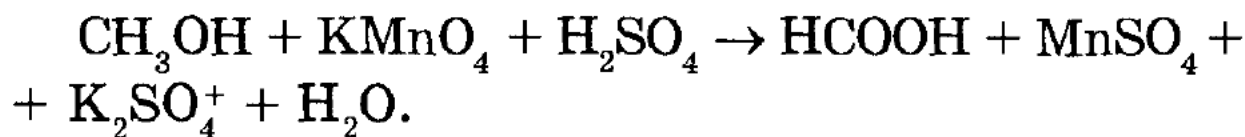
Составляем суммарное ионное уравнение:



или

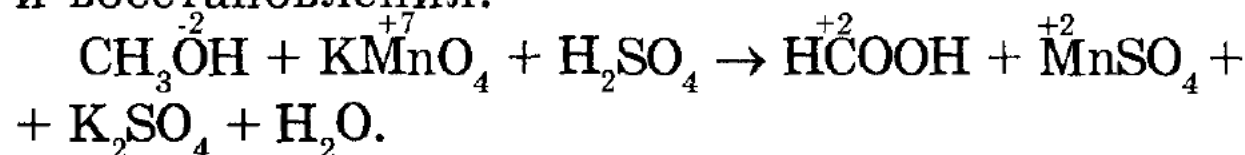


Пример 9. Подберите коэффициенты в окислительно-восстановительной реакции с участием органических соединений:

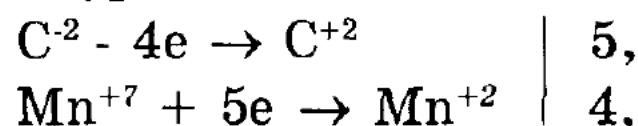


Решение.

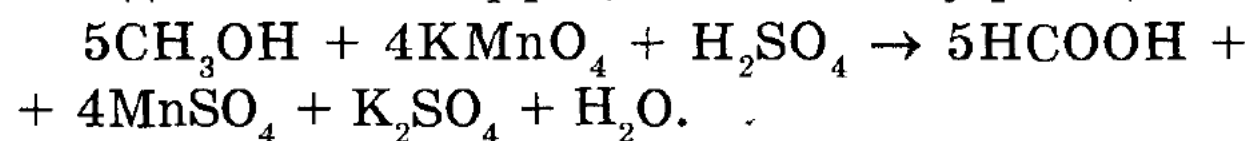
Составляем схему реакции с указанием степеней окисления атомов в молекулах восстановителя, окислителя и продуктов их окисления и восстановления:



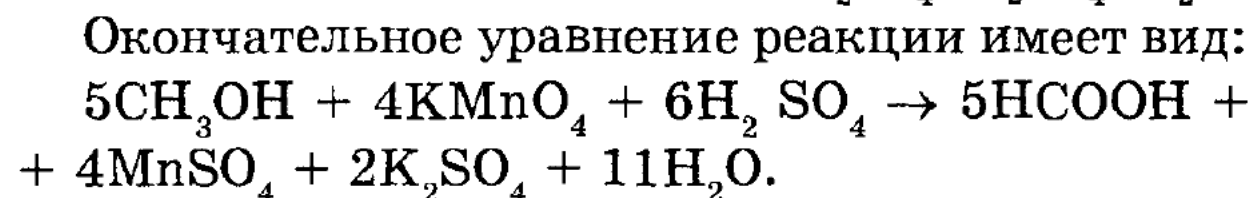
Отсюда видно, что CH_3OH — восстановитель, а KMnO_4 — окислитель. Составляем электронные уравнения:



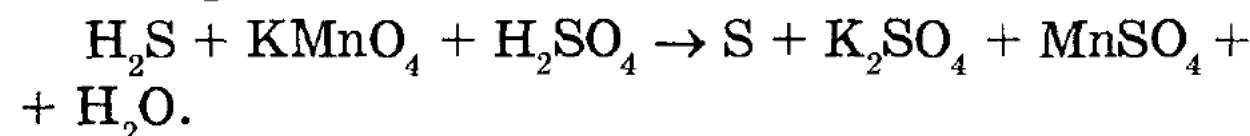
и подставляем коэффициенты в схему реакций:



Остальные коэффициенты находим подбором в обычной последовательности: K_2SO_4 , H_2SO_4 , H_2O .

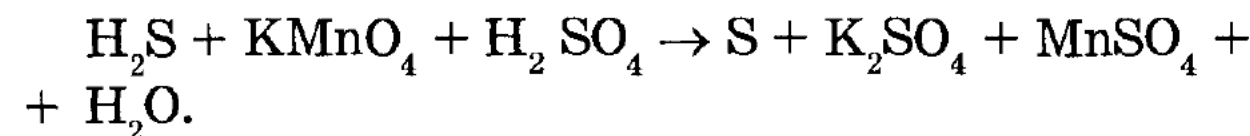


Пример 10. Расставьте коэффициенты в уравнении реакции:

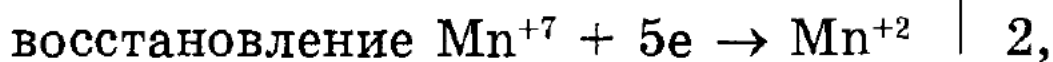
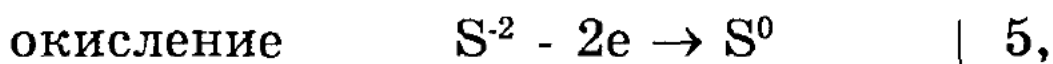


Решение.

Определяем степень окисления атомов, которые ее меняют:

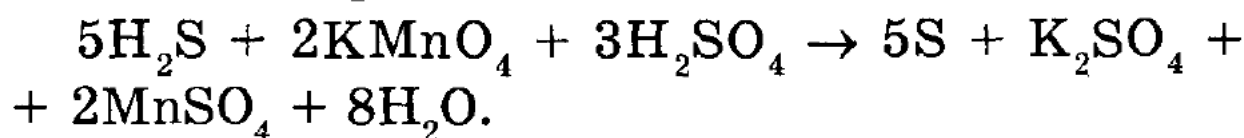


Напишем электронные уравнения:

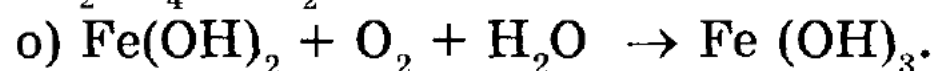
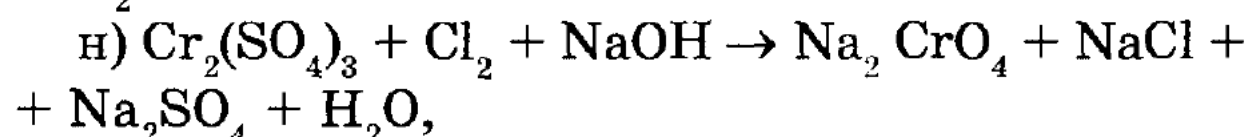
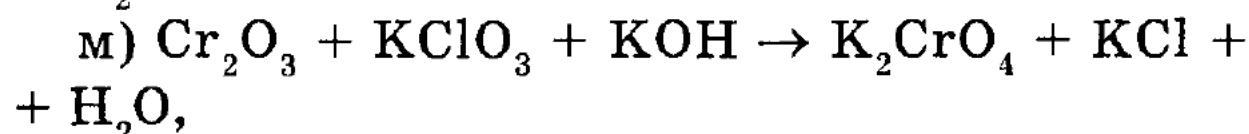
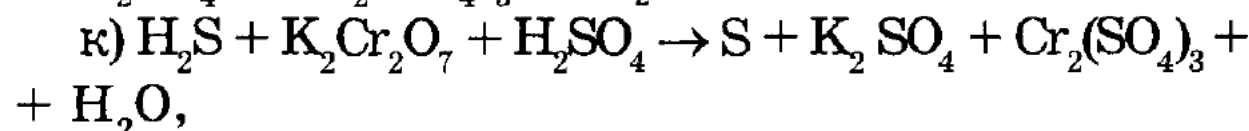
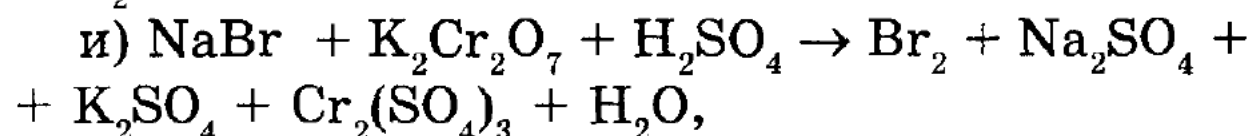
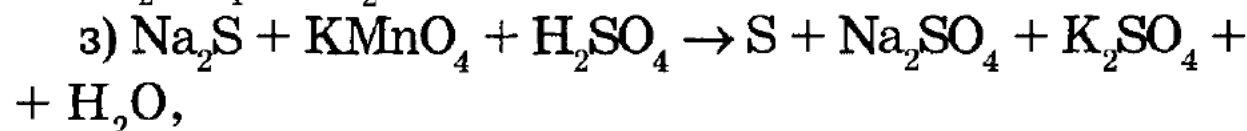
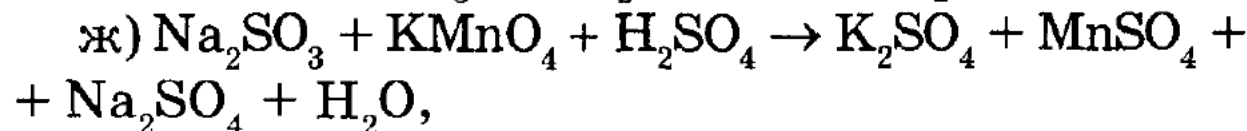
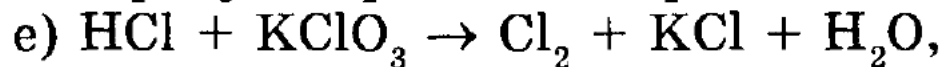
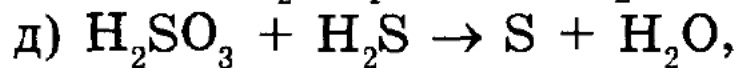
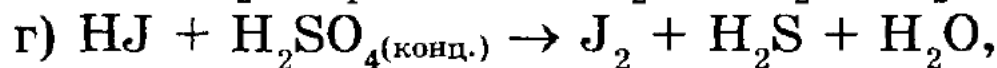
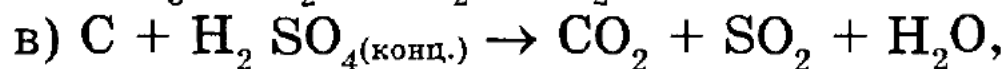
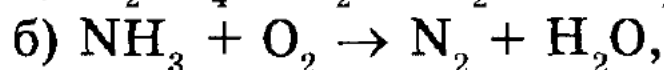
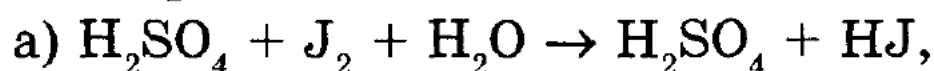


H_2S — восстановитель, KMnO_4 — окислитель.

Найденные коэффициенты проставляем в схему процесса, а остальные коэффициенты находим подбором:



Расставьте коэффициенты в следующих уравнениях реакций:



ГЛАВА IV. СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ И ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Скорость химических реакций.

Химическое равновесие.

Вычисление массы (объема или количества вещества) продукта реакции, если одно из исходных веществ взято в избытке.

СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

На практике встречаемся с реакциями, которые протекают в растворах и в газообразном состоянии, например, между азотом и водородом при синтезе аммиака. В этих случаях среда однородная, т.е. гомогенная. Известны реакции, в которых реагирующие вещества не образуют гомогенную среду. Например, горение угля и других твердых веществ, т.е. речь идет о неоднородной, гетерогенной среде.

Скорость гомогенной реакции измеряется числом молей веществ, вступивших в реакцию или образующихся в результате реакции за единицу времени в единице объема.

$$v_{\text{гомог.}} = -\Delta v / V \Delta t,$$

где $v_{\text{гомог.}}$ — скорость реакции в гомогенной среде;

v — число молей одного из вступивших в

реакцию или образующихся в результате реакции вещества;

V — объем газа; t — время; $\Delta V = \Delta V_1 - \Delta V_2$ — изменение числа молей за время Δt .

Т.к. отношение числа молей к объему представляет собой концентрацию C , то $\frac{\Delta v}{V} = \Delta C$.

Следовательно, $v_{\text{гомог.}} = -\Delta C / \Delta t$ скорость химической реакции выражают в $\frac{\text{моль}}{\text{л}}$.

Скорость гетерогенной реакции определяется числом молей веществ, вступивших в реакцию или образующихся в результате реакции в единицу времени на единице поверхности.

$$v_{\text{гет}} = -\frac{\Delta v}{S \Delta t}, \text{ где } S \text{ — площадь поверхности.}$$

Скорость химической реакции зависит от природы и концентрации реагирующих веществ, температуры, давления (для реакций с участием газообразных веществ), присутствия катализатора.

Для большого числа химических реакций при повышении температуры на каждые 10°C скорость увеличивается в 2 — 4 раза.

Катализаторы — вещества, способные изменять скорость химической реакции, оставаясь после реакции в неизменном количестве. В присутствии катализатора реакция обычно идет через стадию образования промежуточного соединения с катализатором.



Вещества, которые замедляют скорость химических реакций, называются *ингибиторами*.

Явление замедления химических реакций — *ингибирование*.

Влияние концентрации реагирующих веществ

Чтобы осуществлялось химическое взаимодействие веществ А и В, их молекулы (частицы) должны столкнуться. Чем больше столкновений, тем быстрее протекает реакция. А число столкновений тем больше, чем выше концентрация реагирующих веществ. Отсюда и сформулирован *основной закон химической кинетики*: скорость химической реакции пропорциональна произведению концентраций исходных веществ в степенях равных их стехеометрическим коэффициентам.

$v = K \cdot c[A]^m \cdot c[B]^n$, где $c[A]$ и $c[B]$ — молярные концентрации веществ А и В, K — коэффициент пропорциональности, называемый константой скорости реакции.

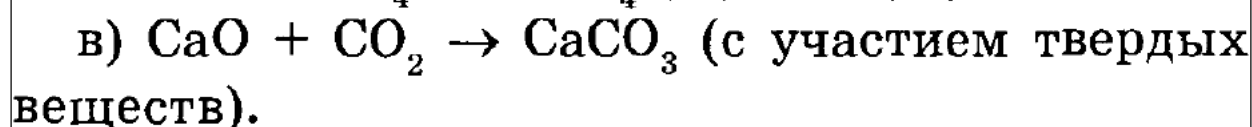
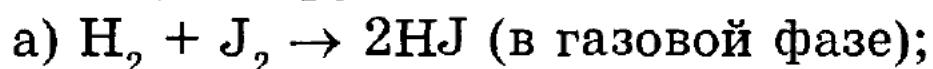
Влияние температуры

Зависимость скорости реакции от температуры определяется правилом Вант-Гоффа, согласно которому при повышении температуры на каждый 10°C скорость большинства реакций увеличивается в 2—4 раза. Математически эта зависимость выражается соотношением:

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

где и v_{t_1} , v_{t_2} — скорости реакции соответственно при начальной (t_1) и конечной (t_2) температурах, а γ — температурный коэффициент скорости реакции, который показывает, во сколько раз увеличивается скорость реакции с повышением температуры реагирующих веществ на 10°C .

Пример 1. Напишите выражение зависимости скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ для процессов:



Решение.

$$v = K \cdot c(\text{H}_2) \cdot c(\text{J}_2);$$

$$v = K \cdot c(\text{Ba}^{2+}) \cdot c(\text{SO}_4^{2-});$$

$$v = K \cdot c(\text{CO}_2).$$

Пример 2. Как изменится скорость реакции $2\text{A} + \text{B}_2 \rightleftharpoons 2\text{AB}$, протекающей непосредственно между молекулами в закрытом сосуде, если увеличить давление в 4 раза?

Решение.

По закону действия молекул скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению молярных концентраций реагирующих веществ: $v = K \cdot c[\text{A}]^m \cdot c[\text{B}]^n$. Увеличивая в сосуде давление, мы тем самым увеличиваем концентрацию реагирующих веществ.

Пусть начальные концентрации А и В равнялись $c[\text{A}] = a$, $c[\text{B}] = b$. Тогда $v = K a^2 b$. Вслед-

ствие увеличения давления в 4 раза увеличилась концентрация каждого из реагентов тоже в 4 раза и стали $c[A] = 4a$, $c[B] = 4b$.

При этих концентрациях:

$$v_1 = K(4a)^2 \cdot 4b = K64a^2b.$$

Значение K в обоих случаях одно и тоже. Константа скорости для данной реакции есть величина постоянная, численно равная скорости реакции при молярных концентрациях реагирующих веществ, равных 1. Сравнивая v и v_1 , видим, что скорость реакции возросла в 64 раза.

Пример 3. Во сколько раз увеличится скорость химической реакции при повышении температуры с 0°C до 50°C , принимая температурный коэффициент скорости равный трем?

Решение.

Скорость химической реакции зависит от температуры, при которой она протекает. При повышении температуры на 10°C , скорость реакции увеличится в 2—4 раза. В случае понижения температуры — она во столько же раз уменьшается. Число, показывающее, во сколько раз увеличивается скорость реакции при повышении температуры на 10°C , называется температурным коэффициентом реакции.

В математической форме зависимость изменения скорости реакции от температуры выражается уравнением:

$$v_{t_1} = v_{t_n} \cdot \gamma^{\frac{t_1 - t_n}{10}}.$$

Температура увеличивается на $50\text{ }^{\circ}\text{C}$, а $\gamma=3$.
Подставляем эти значения

$$v_{50^{\circ}\text{C}} = v_{0^{\circ}\text{C}} \cdot 3^{\frac{50-0}{10}} = v_{0^{\circ}\text{C}} \cdot 3^5 = v_{0^{\circ}\text{C}} \cdot 243.$$

Скорость увеличивается в 243 раза.

Пример 4. Реакция при температуре $50\text{ }^{\circ}\text{C}$ протекает за 3 мин 20 с. Температурный коэффициент скорости реакции равен 3. За сколько времени закончится эта реакция при 30 и $100\text{ }^{\circ}\text{C}$?

Решение.

При увеличении температуры от 50 до $100\text{ }^{\circ}\text{C}$ скорость реакции возрастает в соответствии с правилом Вант-Гоффе в следующее число раз:

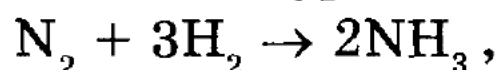
$$\frac{v_{t_2}}{v_{t_1}} = \gamma^{\frac{t_2-t_1}{10}} = 3^{\frac{100-50}{10}} = 3^5 = 243 \text{ раза.}$$

Если при 50°C реакция заканчивается за 200 с (3 мин 20 с), то при $100\text{ }^{\circ}\text{C}$ она закончится за $200/243 = 0,82$ с. При $30\text{ }^{\circ}\text{C}$ скорость реакции уменьшится в $3^{\frac{50-30}{10}} = 3^2 = 9$ раз и реакция закончится через $200 \cdot 9 = 1800$ с, т.е. через 30 мин.

Пример 5. Исходные концентрации азота и водорода соответственно равны 2 и 3 моль/л. Каковы будут концентрации этих веществ в тот момент, когда прореагировало 0,5 моль/л азота?

Решение.

Напишем уравнение реакции:



коэффициенты показывают, что азот реагирует с водородом в молярном отношении 1 : 3. Основываясь на этом, составляем соотношение:

1 моль азота реагирует с 3 моль водорода.

0,5 моль азота реагирует с x моль водорода.
Откуда $\frac{1}{3} = \frac{0,5}{x}$; $x = \frac{3 \cdot 0,5}{1} = 1,5$ моль.

Не прореагировало 1,5 моль/л ($2 - 0,5$) азота и 1,5 моль/л ($3 - 1,5$) водорода.

Пример 6. Во сколько раз увеличится скорость химической реакции, идущей при столкновении одной молекулы вещества А и двух молекул вещества В:

$A_{(2)} + 2B_{(2)} \rightarrow C_{(2)} + D_{(2)}$, при увеличении концентрации вещества В в 3 раза?

Решение.

Напишем выражение зависимости скорости данной реакции от концентрации веществ:

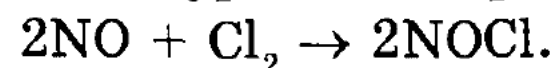
$$v = K \cdot c(A) \cdot c^2(B),$$

где K — константа скорости.

Примем исходные концентрации веществ $c(A) = a$ моль/л, $c(B) = b$ моль/л. При этих концентрациях скорость реакции равна $v_1 = Kab^2$. При увеличении концентрации вещества В в 3 раза $c(B) = 3b$ моль/л. Скорость реакции будет равна $v_2 = Ka(3b)^2 = 9Kab^2$.

Увеличение скорости $v_2 : v_1 = 9Kab^2 : Kab^2 = 9$.

Пример 7. Оксид азота и хлор взаимодействуют по уравнению реакции:



Во сколько раз нужно увеличить давление каждого из исходных веществ при неизменном давлении второго вещества, а также давления во всей системе, чтобы скорость реакции возросла в 16 раз?

Решение.

Запишем выражение закона действия масс для этой реакции:

$$V = K \cdot c[\text{NO}]^2 \cdot c[\text{Cl}_2].$$

Для газообразных веществ давление пропорционально их концентрации. Допустим, давление NO возрастает в x раз, тогда $16V = K \cdot c[x \text{ NO}]^2 \cdot c[\text{Cl}_2]$.

Следовательно,
$$\frac{16V}{V} = \frac{Kc[x\text{NO}]^2 \cdot c[\text{Cl}_2]}{Kc[\text{NO}]^2 \cdot c[\text{Cl}_2]}.$$

Так как концентрация Cl_2 и константа скорости остаются неизменными, то $x^2 = 16$, или $x = 4$, т.е. давление NO необходимо увеличить в 4 раза.

Поскольку концентрация Cl_2 входит в выражение закона действия масс в первой степени, то очевидно, что для увеличения скорости в 16 раз давление хлора также необходимо увеличить в 16 раз.

При увеличении давления во всей системе в x раз получим:

$$16V = Kc \cdot [x \text{ NO}]^2 \cdot c [x \text{ Cl}_2].$$

Отсюда
$$\frac{16V}{V} = \frac{Kc[x\text{NO}]^2 \cdot c[x\text{Cl}_2]}{Kc[\text{NO}]^2 \cdot c[\text{Cl}_2]};$$

$x^3 = 16$, $x = 2,52$, т.е. давление в системе надо увеличить в 2,52 раза.

ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Многие химические реакции обратимы, т.е. они не доходят до конца и одновременно протекают в противоположных направлениях. Состояние, при котором скорость прямой и обрат-

ной реакции равны, называется *химическим равновесием*. Химическое равновесие можно охарактеризовать с помощью константы (K) химического равновесия. Константа химического равновесия зависит от природы реагентов и температуры и не зависит от концентрации реагентов. При химическом равновесии концентрации веществ, вступивших в реакцию и образующихся в результате реакции, остаются постоянными, если не изменяются условия. При изменении условий — температуры, давления, концентрации реагирующих веществ — химическое равновесие смещается, происходит увеличение или уменьшение скорости прямой или обратной реакции. Направление смещения химического равновесия при изменениях концентрации реагирующих веществ, температуры и давления (в случае газовых реакций) определяется общим положением, известным под названием принципа подвижного равновесия или *принципа Ле Шателье*: если на систему, находящуюся в равновесии, производится какое-либо внешнее воздействие (изменяется концентрация, температура, давление), то оно благоприятствует протеканию той из двух противоположных реакций, которая ослабляет воздействие.

Если внешнее воздействие выразится в *увеличении концентрации* исходных веществ, равновесие смещается вправо (в сторону образования продуктов реакции), при уменьшении — влево (в сторону образования исходных веществ).

Повышение температуры вызывает сдвиг равновесия в сторону эндотермической реакции, понижение — в сторону экзотермической реакции.

При *увеличении давления* равновесие смещается в сторону образования меньшего количества газообразных веществ, при *уменьшении* — в сторону образования большего их количества.

Пример 1. В какую сторону сместится равновесие реакции:



- а) при повышении температуры;
- б) при повышении давления;
- в) при увеличении концентрации азота, водорода, аммиака?

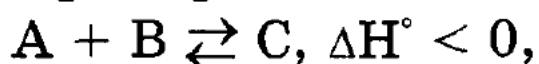
Решение.

1. При повышении температуры равновесие реакции сместится влево, в сторону эндотермической реакции, т.е. разложения NH_3 .

2. При повышении давления — вправо, в сторону образования NH_3 (меньшего числа молекул газообразных веществ).

3. При увеличении концентрации азота и водорода равновесие реакции сместится вправо, в сторону образования аммиака, при увеличении концентрации аммиака — влево, в сторону образования исходных веществ.

Пример 2. В системе:



где А, В и С — газообразные вещества, установилось равновесие.

Какое влияние на равновесную концентрацию вещества С окажут:

- а) увеличение давления;
- б) увеличение концентрации вещества А;
- в) повышение температуры?

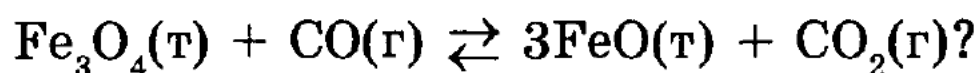
Решение.

1. При протекании реакции общее число молей газообразных веществ уменьшается с 2 до 1. В соответствии с принципом Ле Шателье повышение давления приведет к смещению равновесия в сторону меньшего числа молей газообразных веществ (т.е. в сторону образования вещества С), следовательно, [С] увеличится.

2. Увеличение концентрации вещества А приведет к смещению равновесия в сторону образования продукта С, т.е. [С] увеличится.

3. Так как $\Delta H^\circ < 0$, теплота выделяется, реакция — экзотермическая. Обратная реакция обязательно будет эндотермической. Повышение температуры всегда благоприятствует протеканию реакции с поглощением теплоты, т.е. равновесие сместится в сторону веществ А и В и концентрация [С] уменьшится.

Пример 3. Как повлияет увеличение давления на химическое равновесие в обратимой системе:



Решение.

Запишем выражение для скорости прямой (пр.) и обратной (обр.) реакций:

$$v_{\text{(пр.)}} = K_{\text{пр.}} \cdot [\text{CO}], \quad v_{\text{(обр.)}} = K_{\text{обр.}} \cdot c^2[\text{CO}].$$

Скорости прямой и обратной реакций не зависят от концентрации твердых веществ. При увеличении давления в 2 раза в такое же число раз увеличится концентрация CO и CO₂. Следовательно, скорости прямой и обратной реакций увеличатся в одинаковое число раз и равновесие в системе не сместится.

Пример 4. При некоторой температуре равновесные концентрации в системе

$\text{H}_2 + \text{J}_2 \rightleftharpoons 2\text{HJ}$ следующие: $c(\text{H}_2) = 0,15$ моль/л, $c(\text{J}_2) = 0,1$ моль/л; $c(\text{HJ}) = 0,3$ моль/л. Вычислите исходные концентрации H_2 и J_2 .

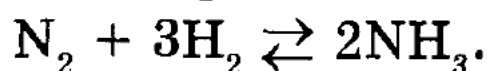
Решение.

Согласно уравнению реакции, на образование $\text{HJ}(0,3 \text{ моль/л})$ потребовалось H_2 и J_2 по $0,15$ моль/л. Следовательно, исходные концентрации этих веществ:

$$c(\text{H}_2) = 0,3 \text{ моль/л } (0,15 + 0,15),$$

$$c(\text{J}_2) = 0,25 \text{ моль/л } (0,1 + 0,15).$$

Пример 5. Реакция соединения азота и водорода обратима и описывается уравнением



При состоянии равновесия концентрации участвующих в ней веществ были: $c(\text{N}_2) = 0,01$ моль/л, $c(\text{H}_2) = 2,0$ моль/л, $c(\text{NH}_3) = 0,40$ моль/л. Вычислите константу равновесия и исходные концентрации азота и водорода.

Решение.

Обратимыми называют реакции, протекающие одновременно в двух взаимно противоположных направлениях. При равенстве скоростей обеих реакций устанавливается химическое равновесие. Оно является динамическим равновесием. Равновесие наступает тогда, когда произведение молярных концентраций образующихся веществ, деленное на произведение молярных концентрация веществ, вступающих в реакцию, станет равно некоторой постоянной для данной реакции при данной температуре величине, которая называется константой равновесия. Ее физический смысл состоит в том, что она показывает, во сколько раз прямая реакция идет быстрее обратной при одинаковой температуре и молярных концентрациях, равных единице.

Для приведенной реакции

$$K_{\text{равн.}} = \frac{c(NH_3)^2}{c(N_2) \cdot c(H_2)^3}.$$

Подставляя значение равновесных концентраций, получим:

$$K_{\text{равн.}} = \frac{(0,4)^2}{0,01 \cdot (2,0)^3} = 2.$$

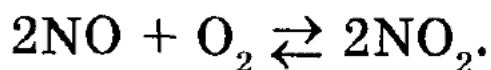
Согласно уравнению реакции, из 1 моль азота и 3 моль водорода получаем 2 моль аммиака; следовательно, на образование 0,4 моль аммиака пошло 0,2 моль азота и 0,6 моль водорода.

Таким образом, исходные концентрации будут:

$$c(N_2) = 0,01 + 0,2 = 0,21 \text{ (моль/л)},$$

$$c(H_2) = 2,0 + 0,6 = 2,6 \text{ (моль/л)}.$$

Пример 6. Реакция образования оксида азота (IV) выражается уравнением:



Как изменится скорость прямой и обратной реакций, если увеличить давление в 2 раза, а температуру оставить постоянной? Вызовет ли это изменение скоростей смещение равновесия?

Решение.

Пусть равновесные концентрации до увеличения давления оксида азота (II), кислорода и оксида азота (IV) были: $c(\text{NO}) = a$, $c(\text{O}_2) = b$, $c(\text{NO}_2) = c$, тогда скорость прямой реакции $v_1 = K a^2 b$, скорость обратной реакции $v_2 = K_1 c^2$.

При увеличении давления в 2 раза во столько же раз увеличится концентрация всех реагентов: $c(\text{NO}) = 2a$, $c(\text{O}_2) = 2b$, $c(\text{NO}_2) = 2c$.

Скорость прямой реакции $v'_1 = K (2a)^2 2b$.

Скорость обратной реакции $v'_2 = K_1 (2c)^2$.

$$\frac{v'_1}{v_1} = \frac{K(2a)^2 \cdot 2b}{K \cdot a^2 b} = \frac{K \cdot 8a^2 b}{K \cdot a^2 b} = 8.$$

Скорость прямой реакции увеличилась в 8 раз.

$$\frac{v'_2}{v_2} = \frac{K_1(2c)^2}{K_1 \cdot c^2} = \frac{K_1 \cdot 4c^2}{K_1 \cdot c^2} = 4.$$

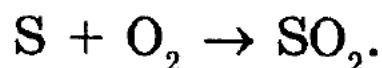
Скорость обратной реакции увеличилась в 4 раза.

Равновесие существует только при равенстве скоростей прямой и обратной реакций, поэтому равновесие нарушится и начнет смещаться в сторону реакции, которая протекает с большей скоростью, т.е. в сторону образования NO_2 . Это будет продолжаться до тех пор, пока не выровняются скорости прямой и обратной реакций.

Пример 7. Как зависит скорость горения серы от давления кислорода?

Решение.

Запишем уравнение реакции горения серы:



Так как сера вещество твердое, то выражение закона действия масс для этой реакции запишется в виде:

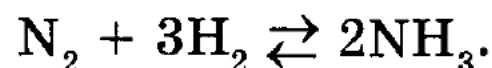
$$V = K \cdot c(\text{O}_2).$$

Отсюда следует, что скорость горения серы будет прямо пропорциональна давлению кислорода.

Пример 8. Исходные концентрации азота и водорода в реакционной смеси для синтеза аммиака составляли 4 и 10 моль/л соответственно. Каковы будут равновесные концентрации в этой смеси, если к моменту наступления равновесия прореагировало 50 % азота (объем реакционной смеси не изменяется)?

Решение.

Запишем уравнение реакции синтеза аммиака:



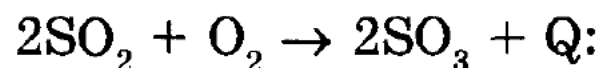
Затем будем рассуждать следующим образом: если к моменту наступления равновесия прореагировало 50 % азота, т.е. 2 моль, то должно образоваться 4 моль NH_3 , водорода в равновесной смеси останется 4 моля (10—23). Таким образом, концентрации реагирующих веществ в равновесной смеси будут:

$$c(\text{N}_2) = 2 \text{ моль/л},$$

$c(\text{H}_2) = 4 \text{ моль/л,}$
 $c(\text{NH}_3) = 4 \text{ моль/л.}$

Тестовое задание по теме «Химические реакции»

1. Охарактеризуйте химическую реакцию



- а) экзотермическая;
- б) необратимая;
- в) соединения;
- г) окислительно-восстановительная.

2. Какие факторы могут смещать химическое равновесие:

- а) добавление исходных веществ;
- б) нагревание;
- в) добавление продуктов реакции;
- г) охлаждение.

3. Какие воздействия смещают вправо равновесие реакции синтеза аммиака из азота и водорода:

- а) добавление катализатора;
- б) увеличение давления;
- в) повышение температуры;
- г) удаление аммиака из равновесной смеси?

4. Какие факторы влияют на скорость химической реакции:

- а) природа реагирующих веществ;
- б) температура;
- в) концентрация исходных веществ;
- г) присутствие катализатора?

5. Отметьте правильные утверждения. Катализатор:

- а) увеличивает скорость химической реакции;
- б) образует с исходными веществами промежуточные продукты;
- в) не расходуется в процессе реакции;
- г) может быть твердым, жидким или газообразным веществом.

6. Какие факторы влияют на скорость гомогенной химической реакции:

- а) концентрация исходных веществ;
- б) температура;
- в) добавление ингибитора;
- г) химическое строение реагирующих веществ?

7. Во сколько раз возрастет скорость химической реакции при повышении температуры от 20 °С до 40 °С, если температурный коэффициент равен 2,5:

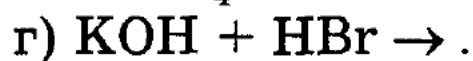
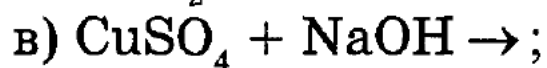
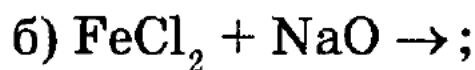
- а) 2,5;
- б) 5;
- в) 6,25;
- г) 50?

8. Какие реакции осуществляют в присутствии катализатора:

- а) гидрирование этилена;
- б) бромирование этилена;
- в) синтез аммиака;
- г) получение серного ангидрида из сернистого газа?

9. Какие реакции ионного обмена, схемы которых приведены ниже, являются необратимыми:

- а) $\text{NaCl} + \text{KNO}_3 \rightarrow$;



10. Какие пары ионов не могут совместно находиться в растворе:

а) Ba^{2+} и PO_4^{3-} ; б) H^+ и OH^- ; в) Pb^{2+} и NO_3^- ;
г) Cu^{2+} и OH^- ?

Ответ.

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
а)	+	+		+	+	+		+		+
б)		+	+	+	+	+			+	+
в)	+	+		+	+	+	+	+	+	
г)	+	+	+	+	+	+		+	+	+

Вычисление массы (объема или количества вещества) продукта реакции, если одно из исходных веществ взято в избытке

Пример 1. Вычислите массу хлорида серебра, выпадающего в осадок при сливании растворов, содержащих соответственно нитрат серебра массой 34 г и хлороводород массой 8 г.

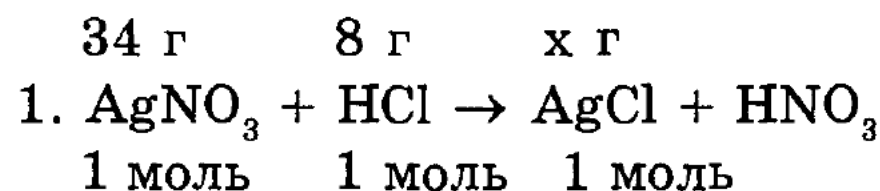
Дано:

$$m(\text{AgNO}_3) = 34 \text{ г},$$

$$m(\text{HCl}) = 8 \text{ г}.$$

Найти: $m(\text{AgCl})$.

Решение.



2. Раньше мы считали массу продукта реакции по известной массе одного из реагирующих веществ, а в данной задаче известны элементы обоих реагирующих веществ. Возникает вопрос, по какому из них считать массу продукта. Полностью ли реагируют оба исходных вещества? Для этого найдем количество вещества AgNO_3 и HCl , взятых для реакции (по формуле).

$$M_r(\text{AgNO}_3) = 108 + 14 + 163 = 170.$$

$$M(\text{AgNO}_3) = 170 \text{ г/моль}.$$

$$M_r(\text{HCl}) = 35,5 + 1 = 36,5.$$

$$M(\text{HCl}) = 36,5 \text{ г/моль}.$$

$$\nu(\text{AgNO}_3) = \frac{34\text{г}}{170\text{г} / \text{моль}} = 0,2 \text{ моль}.$$

$$\nu(\text{HCl}) = \frac{8\text{г}}{36,5\text{г} / \text{моль}} = 0,21 \text{ моль}.$$

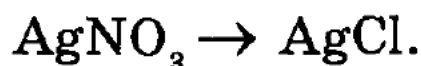
3. По уравнению реакции исходные вещества реагируют равными количествами веществ:

$$\nu(\text{AgNO}_3) : \nu(\text{HCl}) = 1 \text{ моль} : 1 \text{ моль},$$

тогда на 0,2 моль AgNO_3 израсходуется 0,2 моль HCl , а 0,01 моль не прореагирует, т.е. HCl — взят в избытке, AgNO_3 прореагирует полностью, поэтому массу полученной соли считают по AgNO_3 .

4. Находим массу остатка:

$$0,2 \text{ моль} \quad 0,2 \text{ моль}$$



$$1 \text{ моль} \quad 1 \text{ моль}$$

$$M_r(\text{AgCl}) = 108 + 35,5 = 143,5.$$

$$M(\text{AgCl}) = 143,5 \text{ г/моль}.$$

$$m(\text{AgCl}) = M = 143,5 \text{ г/моль} \cdot 0,2 \text{ моль} = 28,7 \text{ г}.$$

Ответ. Масса осадка должна быть 28,7 г.

Пример 2. Оксид кальция массой 14 г обработали раствором, содержащим азотную кислоту массой 35 г. Какова масса образовавшегося нитрата кальция?

Дано:

$$m(\text{CaO}) = 14 \text{ г},$$

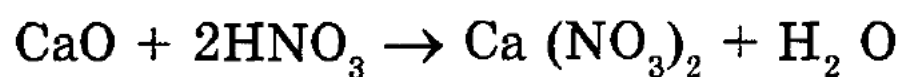
$$m(\text{HNO}_3) = 35 \text{ г}.$$

Найти: $m[\text{Ca}(\text{NO}_3)_2]$.

Решение.

1. Составляем уравнение реакции и подсчитываем величины молярных масс вещества:

$$14 \text{ г} \quad 35 \text{ г} \quad \quad \quad \text{х г}$$



$$1 \text{ моль} \quad 2 \text{ моль} \quad \quad 1 \text{ моль}$$

$$Mr(\text{CaO}) = 40 + 16 = 56$$

$$M(\text{CaO}) = 56 \text{ г/моль}$$

$$Mr(\text{KNO}_3) = 1 + 14 + 163 = 63$$

$$M(\text{HNO}_3) = 63 \text{ г/моль}$$

$$Mr[\text{Ca}(\text{NO}_3)_2] = 40 + 142 + 166 = 164$$

$$M[\text{Ca}(\text{NO}_3)_2] = 163 \text{ г/моль}.$$

2. Определяем, какому количеству вещества соответствует оксид кальция массой 14 г и азотная кислота массой 35 г:

$$v(\text{CaO}) = \frac{14\text{г}}{56\text{г/моль}} = 0,25 \text{ моль}.$$

$$v(\text{HNO}_3) = \frac{35\text{г}}{63\text{г/моль}} = 0,555 \text{ моль}.$$

3. Основываясь на том, что оксид кальция количеством вещества 1 моль взаимодействует по уравнению реакции с азотной кислотой количеством вещества 2 моль, определяют, какое вещество остается в избытке.

С оксидом кальция количеством вещества 0,25 моль должна взаимодействовать азотная кислота количеством вещества 0,5 моль. Следовательно, имеется в избытке HNO_3 количеством вещества 0,055 моль.

4. Исходя из количества вещества оксида кальция, полностью затрачиваемого на реакцию, выясняют, какова масса получаемого нитрата кальция.

Из 1 моль CaO получают 1 моль $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$.

Из 0,25 моль CaO получают 0,25 моль $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$.

5. Это составляет массу:

$$m[\text{Ca}(\text{NO}_3)_2] = M \cdot \nu = 164 \text{ г/моль} \cdot 0,25 \text{ моль} = 41 \text{ г}$$

Ответ. Масса образовавшегося нитрата кальция 41 г.

Пример 3. К азотной кислоте массой 140 г прибавили медные стружки массой 32 г. Какова масса полученного нитрата меди?

Дано:

$$m(\text{HNO}_3) = 140 \text{ г},$$

$$m(\text{Cu}) = 32 \text{ г}.$$

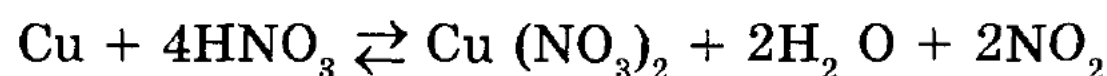
Найти:

$$m[\text{Cu}(\text{NO}_3)_2].$$

Решение.

1. Составляют уравнение реакции, указывают величину молярных масс веществ:

$$32 \text{ г} \quad 140 \text{ г} \quad \text{х г}$$



$$1 \text{ моль} \quad 4 \text{ моль} \quad 1 \text{ моль}$$

$$64 \text{ г} \quad 252 \text{ г} \quad 188 \text{ г}$$

$$Mr(\text{KNO}_3) = 1 + 14 + 163 = 63$$

$$M(\text{KNO}_3) = 63 \text{ г/моль}$$

$$Mr[\text{Cu}(\text{NO}_3)_2] = 64 + 142 + 166 = 188$$

$$M[\text{Cu}(\text{NO}_3)_2] = 188 \text{ г/моль.}$$

2. Определяют, какому количеству вещества соответствует медь массой 32 г и азотная кислота массой 140 г.

$$\nu(\text{Cu}) = \frac{m}{M} = \frac{32 \text{ г}}{64 \text{ г/моль}} = 0,5 \text{ моль.}$$

$$\nu(\text{HNO}_3) = \frac{m}{M} = \frac{140 \text{ г}}{63 \text{ г/моль}} = 2,2 \text{ моль.}$$

3. Основываясь на том, что медь количеством вещества 1 моль взаимодействует (по уравнению реакции) с азотной кислотой количеством вещества 4 моль, можно определить, какое вещество остается в избытке.

С 0,5 моль Cu должны взаимодействовать 2 моль HNO_3 . Следовательно, азотной кислоты имеется 0,2 моль в избытке.

4. Исходя из числа молей меди, полностью затрачиваемого на реакцию, определяют массу получающегося нитрата меди.

Из 1 моль Cu получается 1 моль $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$.

Из 0,5 моль Cu получается 0,5 моль $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$.

Это составляет массу:

$$m[\text{Cu}(\text{NO}_3)_2] = M = 188 \text{ г/моль} \cdot 0,5 \text{ моль} = 94 \text{ г.}$$

Ответ. Масса получающегося нитрата меди составит 94 г.

Пример 4. Вычислите массу аммиака, который образуется при взаимодействии 30 г раствора хлорида аммония с массовой долей его

15 % и 30 г раствора гидроксида калия с массовой долей 20 %.

Дано:

$$m_{\text{р-ра}}(\text{NH}_4\text{Cl}) = 30 \text{ г}$$

$$\omega(\text{NH}_4\text{Cl}) = 0,15 (15 \%)$$

$$m_{\text{р-ра}}(\text{KOH}) = 30 \text{ г}$$

$$\omega(\text{KOH}) = 0,3 (30 \%).$$

Найти: $m(\text{NH}_3)$.

Решение.

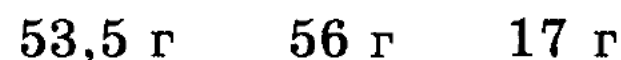
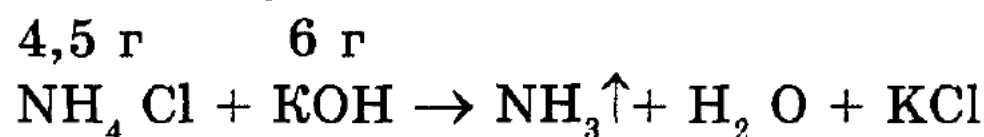
1. Следует использовать знание о массовой доле (%) растворимого вещества в растворе, найти массы реагирующих веществ, а затем определить, какое вещество дано в избытке:

$$\omega = \frac{m(\text{в} - \text{ва})}{m(\text{р-ра})},$$

$$m(\text{NH}_4\text{Cl}) = m_{\text{р-ра}} \cdot \omega = 30 \cdot 0,15 = 4,5 \text{ (г)},$$

$$m(\text{KOH}) = m_{\text{р-ра}} \cdot \omega = 30 \cdot 0,2 = 6 \text{ (г)}.$$

2. Составляют уравнение реакции, указывают величину молярных масс:



$$M_r(\text{NH}_4\text{Cl}) = 14 + 14 + 35,5 = 53,5$$

$$M(\text{NH}_4\text{Cl}) = 53,5 \text{ г/моль}$$

$$M_r(\text{KOH}) = 39 + 16 + 1 = 56$$

$$M(\text{KOH}) = 56 \text{ г/моль}$$

$$M_r(\text{NH}_3) = 14 + 13 = 17$$

$$M(\text{NH}_3) = 17 \text{ г/моль}.$$

3. Определяют, какому количеству вещества соответствует хлорид аммония массой 4,5 г и гидроксид калия массой 6 г:

$$\nu(\text{NH}_4\text{Cl}) = 0,084 \text{ моль}$$

$$\nu(\text{KOH}) = 0,107 \text{ моль.}$$

4. Исходя из уравнения реакции:

с 1 моль NH_4Cl взаимодействует 1 моль KOH ,

с 0,084 моль NH_4Cl взаимодействует 0,084 моль KOH .

Следовательно, 0,023 моль KOH имеется в избытке.

5. Из 1 моль NH_4Cl получают 1 моль NH_3 .

Из 0,084 моль NH_4Cl получают 0,084 моль NH_3 .

Это составляет массу:

$$m(\text{NH}_3) = M \cdot \nu = 17 \cdot 0,084 \approx 1,43 \text{ (г) } \text{NH}_3.$$

Ответ. Масса выделившегося аммиака составит 1,43 г.

Пример 5. Вычислите объем водорода, выделившегося при взаимодействии натрия массой 9,2 г с этиловым спиртом $\rho = 0,84 \text{ г/см}^3$) объемом 100 мл с массовой долей $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ 96%?

Дано:

$$m(\text{Na}) = 9,2 \text{ г}$$

$$V(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 100 \text{ мл}$$

$$\rho(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 0,84 \text{ г/см}^3$$

$$\omega(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 96\% (0,96).$$

Найти: $V(\text{H}_2)$.

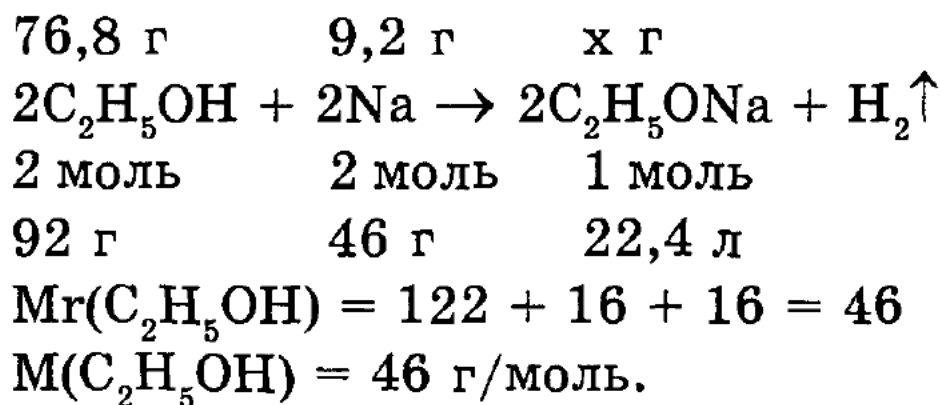
Решение.

1. Исходя из объема и плотности, находят массу этилового спирта, вступившего в реакцию:

$$m(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = V \cdot \rho = 100 \cdot 0,8 = 80 \text{ (г)}$$

$$m(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = m_{\text{р-ра}} \cdot \omega = 80 \cdot 0,96 = 76,8 \text{ (г)}.$$

2. Составляют уравнение реакции и указывают величину молярных масс веществ:



3. Определяют, какому количеству вещества соответствует натрий массой 9,2 г и этиловый спирт массой 76,8 г.

$$\nu(\text{Na}) = \frac{m}{M} = \frac{9,2}{23} = 0,4 \text{ моль,}$$

$$\nu(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = \frac{m}{M} = \frac{76,8}{46} = 1,7 \text{ моль.}$$

4. Основываясь на том, что с 2 моль Na взаимодействует 2 моль $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, а с 0,4 моль Na взаимодействует 0,4 моль $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$.

Следовательно, этилового спирта 1,3 моль (1,7 — 0,4) в избытке.

5. Исходя из числа молей натрия, полностью затрачиваемого на реакцию, определяем объем выделившегося водорода.

При взаимодействии 2 моль Na выделяется 1 моль водорода, а при взаимодействии 0,4 моль Na выделяется 0,2 моль H_2 .

Это составит объем:

$$V(\text{H}_2) = V_m \cdot \nu = 22,4 \cdot 0,2 = 4,48 \text{ (л).}$$

Ответ. Объем выделившегося H_2 составит 4,48 л.

Задача 1. Для получения азотной кислоты в лаборатории взяли нитрат натрия массой 17 г и чистую серную кислоту массой 20 г. Какова

масса получившейся азотной кислоты, какое вещество осталось в избытке? Какова его масса?

Задача 2. Аммиак массой 85 г был пропущен через азотную кислоту массой 330 г. Какова масса получившегося нитрата аммония?

Задача 3. Достаточно ли азотной кислоты массой 60 г для полного взаимодействия с раствором гидроксида кальция массой 370 г с массовой долей гидроксида кальция 10 %? Какова масса получившегося нитрата кальция?

ГЛАВА V. РАСТВОРЫ.

ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ

Растворимость веществ в воде. Концентрация растворов.

Диссоциация солей, кислот и оснований в воде.

Ионные уравнения. Условия протекания реакций обмена до конца.

Гидролиз солей.

РАСТВОРИМОСТЬ ВЕЩЕСТВ В ВОДЕ

Раствор, в котором данное вещество при данной температуре больше не растворяется, называется *насыщенным*.

Раствор, в котором данное вещество при данной температуре еще может растворяться, называется *ненасыщенным*.

Раствор с большим содержанием растворенного в нем вещества называется *концентрированным*, с малым — *разбавленным*.

Растворимостью, или коэффициентом растворимости, называется отношение массы вещества, образующего насыщенный раствор при данной температуре, к объему растворителя. Растворимость выражается в г/л, а также в граммах вещества, которое может содержаться в 100 г насыщенного раствора.

Отношение массы растворенного вещества к массе раствора называют массовой долей растворенного вещества.

Массовую долю выражают обычно в долях единицы или в процентах.

Формулы для расчета:

$$\omega(\text{р.в.}) = \frac{m(\text{р.в.})}{m(\text{р-ра})}; \quad m(\text{р.в.}) = m(\text{р-ра}) \cdot \omega(\text{р.в.}),$$

$$m(\text{р-ра}) = \frac{m(\text{р.в.})}{\omega(\text{р.в.})}.$$

Пример 1. В воде массой 100 г растворили соль массой 10 г. Определите массовую долю соли в полученном растворе.

Дано:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 100 \text{ г},$$

$$m(\text{соли}) = 10 \text{ г}.$$

Найти:

$$\omega(\text{соли}).$$

Решение.

$$\omega(\text{соли}) = \frac{m(\text{соли})}{m(\text{р-ра})},$$

$$m(\text{р-ра}) = m(\text{соли}) + m(\text{H}_2\text{O}),$$

$$\begin{aligned} \omega(\text{соли}) &= \frac{m(\text{соли})}{m(\text{соли}) + m(\text{H}_2\text{O})} = \frac{10 \text{ г}}{100 \text{ г} + 10 \text{ г}} = \\ &= 0,05 \cdot 100 = 5 \%. \end{aligned}$$

Ответ. Массовая доля соли в полученном растворе равна 0,05 (5%).

Пример 2. Необходимо приготовить раствор воды массой 200 г с массовой долей соды 0,02 (2%) для школьной аптечки. Вычислить массу соды, необходимой для этого.

Дано:

$$\omega(\text{соды}) = 0,02 \text{ (2 \%)},$$

$$m(\text{р-ра}) = 200 \text{ г.}$$

Найти: $m(\text{соды})$.

Решение.

$$m(\text{соды}) = \omega(\text{соды}) \cdot m(\text{р-ра})$$

$$m(\text{соды}) = 0,02 \cdot 200 \text{ г} = 4 \text{ г.}$$

Ответ. Для приготовления раствора необходимо взять соду массой 4 г.

Пример 3. Сколько фосфата натрия (в г) необходимо растворить в 0,25 л воды для приготовления насыщенного при 40 °С раствора, если растворимость соли при указанной температуре равна 233 г/л?

Решение.

Учитывая растворимость соли, составляем соотношение:

в 1 л воды растворяется 233 г Na_3PO_4 ,

в 0,25 л растворяется x г Na_3PO_4 .

$$\text{Откуда } \frac{1}{0,25} = \frac{233}{x}; \quad x = \frac{0,25 \cdot 233}{1} = 58,25 \text{ (г).}$$

Ответ. 58,25 Na_3PO_4 необходимо растворить.

Пример 4. Какова растворимость нитрата калия при 25 °С, если в 300 г насыщенного раствора 82,45 г соли?

Решение.

Вычислим, сколько соли (в г) растворителя в 1 л воды. По условию задачи 82,45 г соли растворено в 217,55 г (300 - 82,45), или 0,218 л ($\rho = 1 \text{ г/см}^3$) воды. Следовательно, в 0,218 л растворяется 82,45 г KNO_3 , а в 1 л растворяется x г KNO_3 .

$$\text{Откуда } \frac{0,218}{1} = \frac{82,45}{x}; \quad x = \frac{1 \cdot 82,45}{0,218} = 379,95 \text{ (г)}.$$

Ответ. Растворимость KNO_3 379,95 г.

Пример 5. Сколько сульфата лития и воды (в г) необходимо взять для приготовления 600 г насыщенного при 30°C раствора?

Растворимость соли при этой температуре равна 341 г/л.

Пример 6. Растворимость безводного карбоната натрия при 20°C составляет 218 г/л. Какой минимальный объем воды необходимо будет взять, чтобы при 20°C растворить 29,4 г кристаллической соды?

Решение.

Учитывая, что молярные массы кристаллического и безводного карбоната натрия равны:

$$M_r = (\text{Na}_2\text{CO}_3) = 23 \cdot 2 + 12 + 16 \cdot 3 = 106$$

$$M = (\text{Na}_2\text{CO}_3) = 106 \text{ г/моль}$$

$$M_r = (\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 23 \cdot 2 + 12 + 16 \cdot 3 + 10 \cdot (1 \cdot 2 + 16) = 286$$

$$M = (\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 286 \text{ г/моль},$$

найдем, сколько карбоната натрия и воды содержится в 29,4 г кристаллогидрата.

В 286 г $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ содержится 106 г Na_2CO_3 ,
в 29,4 г $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ содержится x г Na_2CO_3 .

$$\text{Откуда } \frac{28,6}{29,4} = \frac{106}{x}; \quad x = \frac{29,4 \cdot 106}{286} = 10,9 \text{ (г)}.$$

Масса воды, содержащейся в кристаллогидрате, равна $29,4 - 10,9 = 18,5$ г, или 18,5 мл.

Зная растворимость карбоната натрия, вычислим, сколько воды потребуется для растворения 10,9 г Na_2CO_3 :

218 г Na_2CO_3 растворяется в 1 л H_2O ,
10,9 г Na_2CO_3 растворяется в y л H_2O .

$$\text{Откуда } \frac{218}{1} = \frac{10,9}{y}; \quad y = \frac{1 \cdot 10,9}{218} = 0,05 \text{ (л)}.$$

Вычислим объем воды, который необходимо взять для растворения соли:

$$50 \text{ мл} - 18,5 \text{ мл} = 31,5 \text{ мл}.$$

Ответ. $V(\text{H}_2\text{O}) = 31,5$ мл.

Пример 7. Растворимость нитрата калия при 60° и 20°C соответственно равна 1101 и 316 г/л. Сколько нитрата калия (в г) из 40 г насыщенного при 60°C раствора, если его охладить до 20°C ?

Решение.

Учитывая, что масса насыщенного при 60°C раствора в расчете на 1000 г воды равна $2101 = (1000 + 1101)$, определим, сколько нитрата калия и воды содержится в 40 г такого раствора.

В 2101 г раствора содержится 1101 г KNO_3 .

В 40 г содержится x г KNO_3 .

$$\text{Откуда } \frac{2101}{1101} = \frac{40}{x}; \quad x = \frac{40 \cdot 1101}{2101} = 20,96 \text{ г.}$$

В 40 г раствора содержится $40 - 20,96 \text{ г} = 19,04 \text{ г}$ воды.

Вычислим, сколько KNO_3 (в г) может раствориться при 20°C 19,04 г воды.

В 1000 г воды растворяется 316 г KNO_3 ,
в 19,04 г воды растворяется y г KNO_3 .

$$\text{Откуда } \frac{1000}{316} = \frac{19,04}{y}; \quad y = \frac{19,04 \cdot 316}{1000} = 6,02 \text{ (г).}$$

При охлаждении раствора нитрата калия выделяется:

$$20,96 - 6,02 = 14,94 \text{ (г).}$$

Ответ. Выделится 14,94 нитрата калия.

Пример 8. В 500 г воды растворили 100 г медного купороса ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$). Вычислите массовую долю сульфата меди в растворе.

Решение.

Масса раствора равна 600 г ($100 + 500$). Найдем массу безводного сульфата меди, содержащегося в 100 г медного купороса, учитывая, что молярные массы $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ и CuSO_4 соответственно равны 250 и 160 г/моль.

В 250 г $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ содержится 160 г CuSO_4 ,
в 100 г $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ содержится x г CuSO_4 .

$$\text{Откуда } \frac{250}{160} = \frac{100}{x}; \quad x = \frac{100 \cdot 160}{250} = 64 \text{ г.}$$

Вычислим массовую долю сульфата меди в растворе:

$$\omega(\text{CuSO}_4) = \frac{64 \text{ г}}{600 \text{ г}} = 0,11.$$

Пример 9. Какова массовая доля карбоната калия в насыщенном при 10°C растворе, если растворимость соли при этой температуре равна 1092 г/л ?

Решение.

Учитывая, что масса насыщенного при 10°C раствора карбоната калия в расчете на 1000 г воды равна 2092 г ($1000 + 1092$), найдем массовую долю карбоната калия в растворе:

$$\omega(\text{K}_2\text{CO}_3) = \frac{1092 \text{ г}}{2092 \text{ г}} = 0,52.$$

Пример 10. В 800 г раствора содержится 40 г поваренной соли. Какова массовая доля соли в растворе?

Решение.

Задачу можно решить, используя формулу:

$$\omega = \frac{m(\text{вещества})}{m(\text{раствора})} = \frac{40 \text{ г}}{800 \text{ г}} = 0,05.$$

Пример 11. Какова массовая доля соли в растворе, полученном растворением 20 г нитрата калия в 180 г воды?

Решение.

Учитывая, что масса раствора равна 200 г ($20 +$

+ 180), найдем массовую долю нитрата калия в растворе?

$$\omega(\text{KNO}_3) = \frac{20 \text{ г}}{200 \text{ г}} = 0,1.$$

Пример 12. В 1 л воды растворили 3 л сероводорода (при н.у.). Какова массовая доля сероводорода в растворе?

Решение.

Учитывая, что масса 22,4 л (молярный объем) H_2S равна 34 г, найдем массу 3 л H_2S .

Масса 22,4 л H_2S равна 34 г, а масса 3 л H_2S x г.

$$\text{Откуда } \frac{22,4}{34} = \frac{3}{x}; \quad x = \frac{34 \cdot 3}{22,4} = 4,55 \text{ (г)}.$$

Принимая плотность воды 1 г/см³, найдем, что масса 1 л воды равна 1000 г. Масса всего раствора $4,55 + 1000 = 1004,55$ (г). Вычислим массовую долю сероводорода:

$$\omega(\text{H}_2\text{S}) = \frac{4,55 \text{ г}}{1004,55 \text{ г}} = 0,0045.$$

Пример 13. После частичного уваривания 400 г 15%-ного раствора поваренной соли было получено 300 г раствора. Вычислить массовую долю поваренной соли в растворе.

Решение.

Вычислим, сколько поваренной соли (в г) содержится в 400 г 15%-ного раствора.

В 100 г раствора содержится 15 г NaCl,

в 400 г раствора содержится x г NaCl.

$$\text{Откуда } \frac{100}{15} = \frac{400}{x}, \quad x = \frac{400 \cdot 15}{100} = 60 \text{ (г)}.$$

Учитывая, что после упаривания 60 г поваренной соли содержится в 300 г раствора, найдем массовую долю NaCl:

$$\omega = \frac{60}{300} = 0,2.$$

Пример 14. Какова масса 8% -ного раствора сульфата натрия, в котором содержится 40 г этой соли?

Решение.

Учитывая, что раствор 8% -ный, составим соотношение:

8 г Na_2SO_4 содержится в 100 г раствора,

40 г Na_2SO_4 содержится в x г раствора.

$$\text{Откуда } \frac{8}{100} = \frac{40}{x}; \quad x = \frac{100 \cdot 40}{8} = 500 \text{ (г)},$$

или по формуле вычисляем:

$$m(\text{р-ра}) = \frac{m(\text{в-ва})}{\omega(\text{в-ва})} = \frac{40}{0,8} = 500 \text{ (г)}.$$

Ответ. Масса 8% -ного раствора 500 г.

Пример 15. К 300мл ($\rho = 1,07 \text{ г/см}^3$) 10 %-ного раствора серной кислоты добавили 179 г воды. Какова массовая доля серной кислоты в полученном растворе?

Решение.

Масса 300 мл 10% -ного раствора серной ки-

слоты равна $300 \cdot 1,07 = 321$ (г). Найдем массу серной кислоты, содержащейся в этом растворе.

В 100 г раствора содержится 10 г H_2SO_4 ,
в 321 г раствора содержится x г H_2SO_4 .

$$\text{Откуда } \frac{100}{10} = \frac{321}{x}; \quad x = \frac{321 \cdot 10}{100} = 32,1 \text{ г.}$$

Масса полученного раствора равна $321 + 179 = 500$ (г). Найдем массовую долю серной кислоты в нем:

$$\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{32,1}{500} = 0,06.$$

Пример 16. Сколько сахара и воды (в г) необходимо взять для приготовления 600 г 20% -ного раствора?

Дано:

$$m(\text{р-ра}) = 600 \text{ г,}$$

$$\omega = 20\% (0,2).$$

Найти:

$$m(\text{сахара}),$$

$$m(\text{H}_2\text{O}).$$

Решение.

$$m_{\text{р.в.}} = m(\text{р-ра}) \cdot \omega = 600 \cdot 0,2 = 120 \text{ (г) сахара,}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{р-ра}) - m_{\text{р.в.}} = 600 - 120 = 480 \text{ (г).}$$

Ответ. Масса сахара — 120 г, а масса воды — 480 г.

Пример 17. Сколько надо взять воды и кристаллогидрата $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, чтобы приготовить

200 мл раствора хлорида бария с массовой долей BaCl_2 20 % ($V = 1,204$ мл)?

Решение.

1. Находим массу 200 мл BaCl_2 :

$$m(\text{р-ра}) = V \cdot \rho = 200 \cdot 1,2 = 240 \text{ г.}$$

2. Находим массу хлорида бария в растворе:

$$m(\text{BaCl}_2) = m(\text{р-ра}) \cdot \omega = 240 \cdot 0,2 = 48 \text{ г.}$$

3. Далее определим массу кристаллогидрата $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, содержащую 48 г BaCl_2 :

$$M_r(\text{BaCl}_2) = 137 + 35,5 \cdot 2 = 208$$

$$M(\text{BaCl}_2) = 208 \text{ г/моль}$$

$$M_r(\text{BaCl}_2 (2\text{H}_2\text{O})) = 137 + 35,5 \cdot 2 + 2 \cdot (1 \cdot 2 + 16) = 244$$

$$M(\text{BaCl}_2 (2\text{H}_2\text{O})) = 244 \text{ г/моль}$$

244 г $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ содержат 208 г BaCl_2

x г $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ содержат 48 г BaCl_2

$$x = \frac{244 \cdot 48}{208} = 56,3 \text{ г BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}.$$

Нужно взять 56,3 $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, а воды $240 - 56,3 = 183,7$ г.

Ответ. $m(\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = 56,3$ г, $m(\text{H}_2\text{O}) = 183,7$ г.

Пример 18. Сколько миллилитров воды необходимо добавить к 100 мл 60% -ного раствора фосфорной кислоты (плотность $1,434 \text{ г/см}^3$), чтобы получить 40% -ный раствор?

Дано:

$$V(\text{р-ра}) = 100 \text{ мл,}$$

$$\omega_1 = 60 \% (0,06),$$

$$\rho = 1,43 \text{ г/см}^3,$$

$$\omega_2 = 40 \% (0,4).$$

Найти: $m(\text{H}_2\text{O})$.

Решение.

I способ:

1. Находим массу раствора H_3PO_4 :

$$m(\text{р-ра}) = 100 \cdot 1,73 = 143 \text{ г.}$$

2. Находим массу растворителя H_3PO_4 :

$$m(\text{в-ва}) = m(\text{р-ра}) \cdot \omega = 143 \cdot 0,6 = 85,8 \text{ г.}$$

Обозначим массу добавленной воды через x г, тогда масса конечного раствора равна $(143 + x)$ г, т.к. конечный раствор 40% -ный, то:

в 100 г р-ра содержится 40 г H_3PO_4 ,

в $(143 + x)$ г раствора содержится 85,8 г H_3PO_4 .

$$(143 + x) \cdot 40 = 100 \cdot 85,8$$

$$x = 71,5 \text{ (г) воды, объем воды 71,5 мл.}$$

II способ:

Находим массу раствора H_3PO_4 :

$$m(\text{р-ра}) = 100 \cdot 1,43 = 143 \text{ г.}$$

Определим массу H_3PO_4 в 143 г 60% -ного раствора:

$$m(\text{H}_3\text{PO}_4) = m(\text{р-ра}) \cdot \omega = 143 \cdot 0,6 = 85,8 \text{ г.}$$

Определяем массу 40% -ного раствора H_3PO_4 (после растворения масса вещества не изменяется):

$$m(\text{р-ра}) = \frac{m(\text{в-ва})}{\omega_2} = \frac{85,8}{0,4} = 214,5 \text{ г.}$$

Определяем, сколько воды нужно добавить:

$$214,5 - 143 = 71,5 \text{ г, или 71,5 мл.}$$

Ответ. Объем воды 71,5 мл.

Пример 19. Сколько граммов гидроксида калия нужно добавить к 200 мл 15% -ного раствора ($\rho = 1,12 \text{ г/см}^3$), чтобы приготовить 20% -ный раствор.

Дано:

$$V(\text{р-ра}) = 200 \text{ мл},$$

$$\rho = 1,12 \text{ г/см}^3,$$

$$\omega_1 = 15 \% (0,15),$$

$$\omega_2 = 20 \% (0,2).$$

Найти:

$$m(\text{КОН}).$$

Решение.

Определяем массу исходного раствора:

$$m(\text{р-ра}) = V \cdot \rho = 200 \cdot 1,12 = 224 \text{ (г)}.$$

Вычислим содержание в нем гидроксида калия:

$$m(\text{КОН}) = m_{\text{р-ра}} \cdot \omega = 224 \cdot 0,15 = 33,6 \text{ (г)}.$$

Обозначим массу добавляемого твердого КОН через x г. Тогда масса полученного раствора равна $(224 + x)$ г, а масса растворенного в нем вещества (КОН) равна $(33,6 + x)$ г. Так как раствор должен быть 20% -ным, в формулу подставляем значение:

$$\omega_{\text{р.в.}} = \frac{m_{\text{р.в.}}}{m_{\text{р-ра}}}, \quad 0,2 = \frac{33,6 + x}{224 + x},$$

$$x = 14 \text{ г}.$$

Ответ. Нужно добавить 14 г КОН.

Пример 20. Какие объемы 40% -ного раствора азотной кислоты (плотность $1,25 \text{ г/см}^3$) и 10% -ного раствора этой же кислоты (плотность $1,06 \text{ г/см}^3$) необходимо взять для приготовления 2 л 15% -ного раствора (плотность $1,08 \text{ г/см}^3$).

Дано:

$$\omega_1 = 40 \% (0,4),$$

$$\rho_1 = 1,25 \text{ г/см}^3,$$

$$\omega_2 = 10 \% (0,1),$$

$$\rho_2 = 1,06 \text{ г/см}^3,$$

$$\omega_3 = 15 \% (0,15),$$

$$\rho_3 = 1,08 \text{ г/см}^3,$$

$$V_3 = 2 \text{ л.}$$

Найти: V_1, V_2 .

Решение.

Определяем массу конечного раствора:

$$m_3(\text{р-ра}) = V_3 \cdot \rho_3 = 2 \text{ л} \cdot 1,08 = 2,16 \text{ кг.}$$

Определяем массу растворенного вещества (HNO_3) в конечном растворе:

$$m_3(\text{р.в.}) = m_3(\text{р-ра}) \cdot \omega_3 = 2,16 \cdot 0,15 = 0,324 \text{ кг.}$$

При смешивании двух растворов сумма объемов их не всегда равна суммарному объему полученного раствора. Поэтому расчет следует вести по массе. Обозначим массу 40 % и 10%-ного растворов соответственно через x кг и y кг, тогда:

$$x + y = 2,16 \quad (1).$$

В x кг 40% раствора содержится $0,4x$ кг кислоты, в y кг 10% раствора содержится $0,1y$ кг кислоты.

Всего кислоты:

$$0,4x + 0,1y = 0,324 \quad (2).$$

Решая систему (1) и (2), находим:

$$x = 0,36 \text{ кг, } y = 1,8 \text{ кг.}$$

Разделить полученные количества на соответствующие плотности р-ров, найдем:

$$V_1 = \frac{0,36}{1,25} = 0,288 \text{ (л)},$$

$$V = \frac{1,8}{1,06} = 1,698 \text{ (л)}.$$

Ответ. Нужно смешать 0,288 л 40%-ного раствора HNO_3 и 1,698 10%-ного раствора HNO_3 .

Пример 21. В каком соотношении масс нужно смешать воду и 30%-ный раствор соляной кислоты, чтобы получить 10%-ный раствор?

Решение.

Допустим, что нужно взять x г воды и y г раствора, тогда масса конечного раствора равна $(x + y)$ г. Вычислим содержание кислоты в исходном растворе.

В 100 г раствора содержится 30 г HCl ,

в y г раствора содержится a г HCl .

$a = 0,3y$ г HCl .

Так как конечный раствор должен быть 10%-ным, то:

в 100 г раствора содержится 10 г HCl ,

в $(x + y)$ г раствора содержится $0,3y$ г HCl .

Откуда $x : y = 2 : 1$.

Пример 22. К A г $B\%$ -ного раствора некоторого вещества добавили C г $D\%$ -ного раствора его. Вычислите процентную концентрацию его.

Дано:

$m_1(\text{р-ра}) = A$ г

$\omega_1 = B\%$

$m_2(\text{р-ра}) = C$ г

$\omega_2 = D\%$

Найти: ω_3

Решение.

$m_1(\text{р.в.}) = 0,01 \cdot A \cdot B$ (г),

$m_2(\text{р.в.}) = 0,01 \cdot C \cdot D$ (г).

Вычислим процентную концентрацию полученного раствора.

$$\omega_3 = \frac{0,01(A \cdot B + C \cdot D)}{A + C}.$$

Пример 23. Какие массы 10 % и 20% -ного растворов NaCl необходимо взять, чтобы получить раствор массовой долей соли 12 % массой 300 г?

Дано:

$$\omega_1 = 10\% (0,1),$$

$$\omega_2 = 20\% (0,2),$$

$$\omega_3 = 12\% (0,12),$$

$$m_3(\text{р-ра}) = 300 \text{ г.}$$

Найти: $m_1(\text{р-ра})$, $m_2(\text{р-ра})$.

Решение.

$$\omega(x) = \frac{m(x)}{m(\text{р-ра})}.$$

Пусть m_1 — масса 10% -ного раствора NaCl,

m_2 — масса 20% ного раствора NaCl,

тогда:

$$m_1 + m_2 = 300 (1).$$

Из формулы: $\omega = \frac{m(\text{в-ва})}{m(\text{р-ра})}$, находим:

0,1 m_1 — масса NaCl в 10% -ном растворе,

0,2 m_2 — масса NaCl в 20% -ном растворе,

подставляя значения в формулу, получаем:

$$0,12 = \frac{0,1m_1 + 0,2m_2}{300};$$

$$0,1m_1 + 0,2m_2 = 36;$$

$$m_1 + 2m_2 = 360 \quad (2).$$

После решения системы (1) и (2) находим, что:

$$m_1 = 240 \text{ (г)},$$

$$m_2 = 60 \text{ (г)}.$$

Ответ. Необходимо взять 240 г 10% -ного и 60 г 20% -ного растворов NaCl.

Пример 24. В 1 л воды растворено 300 л хлористого водорода (условия нормальные). Определить процентную концентрацию полученного раствора.

Решение.

Сначала нужно найти массу 300 л хлористого водорода. Для этого воспользуемся следствием закона Авогадро:

22,4 л HCl весят 36,5 г (моль HCl = 36,5 г),

300 л HCl имеют массу x г,

$$x = \frac{300 \cdot 36,5}{22,4} = 488,8 \text{ (г)}.$$

Литр воды имеет массу 1000 г. Тогда всего раствора получено 1488,8 г (1000 + 488,8). Найдем процентную концентрацию.

В 1488,8 г раствора содержится 488,8 г HCl.

В 100 г раствора содержится x г HCl.

$$x = \frac{100 \cdot 488,8}{1488,8} = 32,8 \text{ (г)}.$$

Ответ. Раствор 32,8% -ный.

Пример 25. При выпаривании 16% -ного раствора едкого натра из каждого килограмма рас-

твора удалено 200 г воды. Каково процентное содержание едкого натра в растворе после выпаривания?

Решение.

Допустим, что имеется 1 кг 16% -ного раствора. В 1 кг этого раствора содержится 160 г едкого натра.

После выпаривания 200 г воды из раствора масса его стала 800 г (1000 - 200), а количество NaOH осталось прежним, т.е. 160 г. Найдем концентрацию раствора после выпаривания воды.

В 800 г раствора содержится 160 г NaOH.

В 100 г раствора содержится x г NaOH.

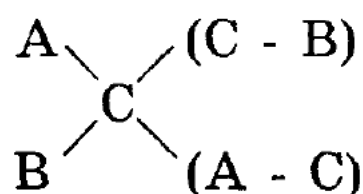
$$x = \frac{100 \cdot 160}{800} = 20 \text{ (г)}.$$

Раствор 20% -ный.

* * *

При решении задач на смешивание и разбавление растворов широко применяют такие известные приемы, как «правило креста», решение квадрата Пирсона, решение посредством диагональных схем и т.д.

Практически применяют схемы:



с описанием ее использования: по диагоналям из большей величины вычитают меньшую (А — большая, В — меньшая, С — искомая массовая доля растворенного вещества в растворе).

Задачи на смешивание и разбавление растворов (по массе) можно разделить на следующие типы:

1. Задачи на разбавление, решаемые по следующей формуле:

$$\omega' = \frac{m(\text{р.в.})}{m(\text{р-ра}) + m(\text{H}_2\text{O})} \quad (1).$$

2. Задачи, связанные с выпариванием раствора, которые можно решить по формуле:

$$\omega' = \frac{m(\text{р.в.})}{m(\text{р-ра}) - m(\text{H}_2\text{O})} \quad (2).$$

3. Задачи, связанные со смешиванием растворов, решаемые по формуле:

$$\omega' = \frac{m^k(\text{р.в.}) + m^p(\text{р.в.})}{m^k(\text{р-ра}) + m^p(\text{р-ра})} \quad (3),$$

где ω' — массовая доля растворенного вещества в растворе после смешивания (конечном), $m^k(\text{р.в.})$ — масса вещества в концентрированном исходном растворе, $m^p(\text{р.в.})$ — масса в разбавленном исходном растворе, $m^k(\text{р-ра})$ — масса исходного концентрированного раствора, $m^p(\text{р-ра})$ — масса исходного разбавленного раствора.

Рассмотрим задачи, связанные со смешиванием растворов. Формулу (3) преобразуем следующим образом.

Умножаем знаменатель на ее левую часть, получаем:

$$\omega' \cdot m^k(\text{р-ра}) + \omega' \cdot m^p(\text{р-ра}) = m^k(\text{р.в.}) + m^p(\text{р.в.}),$$

а так как $m(p.v.) = \omega \cdot m(p-ra)$, то в полученном растворе заменяем $m^k(p.v.)$ и $m^p(p.v.)$ на их значения:

$$\omega' \cdot m^k(p-ra) + \omega' \cdot m^p(p-ra) = \omega^k m^k(p-ra) + \omega^p m^p(p-ra).$$

Умножаем правую и левую часть на -1 и преобразуем его следующим образом:

$$\omega^k m^k(p-ra) - \omega' m^k(p-ra) = \omega' m^p(p-ra) + \omega^p m^p(p-ra), \text{ или:}$$

$$(\omega^k - \omega') \cdot m^k(p-ra) = (\omega' - \omega^p) \cdot m^p(p-ra).$$

Получаем окончательное уравнение для решения задач на смешивание растворов:

$$\frac{m^k(p-ra)}{m^p(p-ra)} = \frac{\omega' - \omega^p}{\omega^k - \omega'} \quad (4).$$

Уравнение (4) — математическое выражение правила (закона) смешивания для вычисления соотношений, в которых следует брать исходные растворы для получения раствора с заданной массовой долей растворенного вещества. При вычислении соотношений, в которых следует смешивать два раствора, используют так называемое правило креста или находят их с помощью диагональной схемы. Схему решения задач этим способом можно представить следующим образом:

$$\begin{array}{ccc} \omega^k & \diagdown & (\omega' - \omega^p) \cdot 100 = m^k(p-ra) \\ & \omega' & \\ \omega^p & \diagup & (\omega^k - \omega') \cdot 100 = m^p(p-ra). \end{array}$$

Составляющие элементы этой схемы (они заключены в рамки) входят в состав уравнения (4).

Пример 1. Смешали 100 г раствора с массовой долей гидроксида натрия, равный 0,05 с 200 г раствора с массовой долей гидроксида натрия 0,15. Вычислите массовую долю гидроксида натрия в полученном растворе.

Дано: $\omega^к = 0,15$, $\omega^р = 0,05$, $m^к(\text{р-ра}) = 200$ г, $m^р(\text{р-ра}) = 100$ г. Найти: ω' .

Способ I.

Находим массу гидроксида натрия в растворе с массовой его долей 0,15:

$$200 \text{ г} \cdot 0,15 = 30 \text{ г}, \quad \omega = \frac{m(\text{р.в.})}{m(\text{р-ра})}.$$

Находим массу гидроксида натрия в растворе с массовой его долей 0,05: $100 \text{ г} \cdot 0,05 = 5 \text{ г}$.

Находим массу гидроксида натрия в смеси:

$$30 \text{ г} + 5 \text{ г} = 35 \text{ г}.$$

Находим массу раствора после смешивания двух растворов: $100 \text{ г} + 200 \text{ г} = 300 \text{ г}$.

Находим массовую долю гидроксида в смеси: $\omega' = 35 \text{ г} / 300 \text{ г} = 0,117$ или 11,7 %.

Способ II.

Решаем задачу по формуле (3), которую преобразуем, заменив $m^к(\text{р.в.})$ и $m^р(\text{р.в.})$ на их значения $\omega^к \cdot m^к(\text{р-ра})$ и $\omega^р \cdot m^р(\text{р-ра})$, получаем удобную для расчетов формулу:

$$\omega' = \frac{\omega^к \cdot m^к(\text{р-ра}) + \omega^р \cdot m^р(\text{р-ра})}{m^к(\text{р-ра}) + m^р(\text{р-ра})} \quad (3a),$$

$$\omega' = \frac{0,15 \cdot 200 + 0,05 \cdot 100}{200 + 100} = 0,117, \text{ или } 11,7 \ \%.$$

Пример 2. Сколько раствора серной кислоты с массовой долей ее, равной 0,2, следует добавить к 500 г раствора этой кислоты с массовой долей H_2SO_4 0,5, чтобы получить раствор серной кислоты с массовой долей ее, равной 0,3?

Дано: $m^{\text{к}}(\text{р-ра}) = 500 \text{ г}$, $\omega^{\text{к}} = 0,5$, $\omega^{\text{р}} = 0,2$, $\omega' = 0,3$.

Найти: $m^{\text{р}}(\text{раствора})$.

Способ I.

Решаем задачу по уравнению формулы (3а):

$$0,3 = \frac{0,5 \cdot 500 + 0,2 \cdot m^{\text{р}}(\text{р-ра})}{500 + m^{\text{р}}(\text{р-ра})}.$$

Отсюда: $m^{\text{р}}(\text{р-ра}) = 1000 \text{ г}$.

Способ II.

Решаем задачу по уравнению (4):

$$\frac{500}{m^{\text{р}}(\text{р-ра})} = \frac{0,3 - 0,2}{0,5 - 0,3}.$$

Отсюда: $m^{\text{р}}(\text{р-ра}) = 1000 \text{ г}$.

Способ III.

Массы смешиваемых растворов обратно пропорциональны разности массовых долей смеси и смешиваемых растворов (уравнение (4)):

$$\frac{m^{\text{к}}(\text{р-ра})}{m^{\text{р}}(\text{р-ра})} = \frac{0,3 - 0,2}{0,5 - 0,3} = \frac{0,1}{0,2} = \frac{1}{2}.$$

Так как было 500 г раствора серной кислоты с массовой долей ее 0,5, то раствора серной кислоты с массовой долей ее 0,2, согласно соотношению (1: 2), надо взять в 2 р. больше, т.е. 1000 г.

Способ IV.

Задачу можно решить посредством «правила креста». В точке пересечения двух прямых обозначают массовую долю раствора серной кислоты в смеси, слева у концов прямых от точки пересечения указывают массовые доли составных частей смеси, а справа указывают разности массовых долей смеси и ее составных частей. Для решения данной задачи схема имеет вид:

$$\begin{array}{ccc} 0,5 & \diagdown & 0,1 \cdot 100 \\ & 0,3 & \\ 0,2 & \diagup & 0,2 \cdot 100 \end{array} \quad \begin{array}{l} (0,3 - 0,2) \cdot 100 \\ \\ (0,5 - 0,3) \cdot 100. \end{array}$$

Из схемы следует, что для приготовления раствора серной кислоты с массовой долей ее 0,3 требуется взять 10 г раствора с массовой долей H_2SO_4 , равной 0,5, и 20 г раствора с массовой долей H_2SO_4 , равной 0,2. Если обозначить массу раствора с массовой долей H_2SO_4 , равной 0,2, через x , можно составить следующую пропорцию:

$$\frac{500}{x} = \frac{0,1}{0,2}.$$

Отсюда $x = 1000$ г.

Пример 3. В каких соотношениях надо взять растворы серной кислоты с массовыми долями H_2SO_4 , равными 0,5 и 0,25, чтобы получить 100 г раствора серной кислоты с массовой долей ее 0,4?

Дано: $\omega^k = 0,5$, $\omega^p = 0,25$, $\omega' = 0,4$, $m'(\text{р-ра}) = 100$ г.

Найти: $m^k(\text{p-ра})$, $m^p(\text{p-ра})$

Решение.

По формуле (3а) находим соотношение растворов:

$$\frac{m^k(\text{p-ра})}{m^p(\text{p-ра})} = \frac{0,4 - 0,25}{0,5 - 0,4} = \frac{0,15}{0,1}.$$

Для приготовления раствора с массовой долей H_2SO_4 , равной 0,4, необходимо смешать 15 г раствора серной кислоты с массовой долей ее, равной 0,5, и 10 г раствора с массовой долей H_2SO_4 , равной 0,25. Для того чтобы приготовить 100 г раствора с массовой долей H_2SO_4 , равной 0,4, необходимо взять:

$$100 \text{ г} \cdot \frac{0,15}{0,25} = 60 \text{ г}$$

раствора с массовой долей H_2SO_4 , равной 0,5, и

$$100 \text{ г} \cdot \frac{0,1}{0,25} = 40 \text{ г}$$

раствора с массовой долей H_2SO_4 , равной 0,25.

Данные соотношения составляем следующим образом. Общее число частей $0,15 + 0,10 = 0,25$.

Составляем пропорции из соотношений:

$$\frac{100 - 0,25}{x - 0,15} \quad \frac{100 - 0,25}{x - 0,1}.$$

При решении задач на разбавление формулу (1) преобразуем следующим образом:

$$\omega' \cdot m(\text{p-ра}) + \omega' \cdot m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{p.в.}).$$

Заменив $m(\text{p.в.})$ на $\omega \cdot m(\text{p-ра})$, запишем:

$$\omega' \cdot m(\text{p-ра}) + \omega' \cdot m(\text{H}_2\text{O}) = \omega \cdot m(\text{p-ра}).$$

Преобразуем равенство следующим образом:

$$\frac{\omega - \omega'}{\omega' - 1} = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{m(\text{p-ра})} \quad (5),$$

где ω' — массовая доля растворенного вещества в разбавленном растворе $\omega' < \omega$; $m(\text{p-ра})$ — масса исходного раствора, $m(\text{H}_2\text{O})$ — масса воды, 0 — вода (растворитель) считается за второй раствор с массовой долей вещества, равной 0 .

Пример 4. Сколько воды надо добавить к 100 г раствора хлорида натрия с массовой долей NaCl , равной $0,02$, чтобы получить раствор с массовой долей NaCl , равной $0,005$?

Дано: $\omega = 0,02$, $\omega' = 0,005$, $m(\text{p-ра}) = 100$ г.

Найти: $m(\text{H}_2\text{O})$.

Способ I:

Находим массу хлорида натрия, содержащегося в растворе с массовой долей NaCl , равной $0,02$:

$$100 \text{ г} \cdot 0,02 = 2 \text{ г}.$$

Находим массу раствора с массовой долей хлорида натрия $0,005$:

$$100 \text{ г} + m(\text{H}_2\text{O}) \text{ г}.$$

Подставляем данные этой задачи в формулу (1) находим массу воды, необходимо для получения раствора с массовой долей NaCl , равной $0,005$:

$$0,005 = \frac{2 \text{ г}}{100 \text{ г} + m(\text{H}_2\text{O}) \text{ г}}.$$

Отсюда $m(\text{H}_2\text{O}) = 300$ г.

Способ II:

Задачу можно решить по уравнению (5):

$$\frac{0,02 - 0,005}{0,005 - 0} = \frac{x}{100}.$$

Способ III.

Пользуясь «правилом креста», определяем соотношения исходного раствора и воды:

$$\begin{array}{ccc} 0,02 & & 0,005 \\ & \diagdown & / \\ & 0,005 & \\ & / & \diagdown \\ 0 & & 0,015 \end{array}$$

$$\text{т.е. } \frac{m(\text{р-ра})}{m(\text{H}_2\text{O})} = \frac{0,005}{0,015}.$$

Из соотношения на 0,005 г раствора с массовой долей 0,02 приходится 0,015 г воды, а на 100 г такого же раствора — x г воды. Составляем пропорцию:

$$\frac{0,005}{100} = \frac{0,015}{x}.$$

Ответ. $x = 300$ г.

При решении задач по формуле (2) проводим преобразования, заменив в ней $m(\text{р.в.})$ на $\omega \cdot m(\text{р-ра})$. Получаем:

$$\omega' = \frac{\omega \cdot m(\text{р-ра})}{m(\text{р-ра}) - m(\text{H}_2\text{O})}.$$

Умножаем левую часть равенства на знаменатель:

$$\begin{aligned} \omega' \cdot m(\text{р-ра}) - \omega' \cdot m(\text{H}_2\text{O}) &= \omega \cdot m(\text{р-ра}), \text{ или} \\ \omega' \cdot m(\text{р-ра}) - \omega \cdot m(\text{р-ра}) &= \omega' \cdot x, \end{aligned}$$

$$x = m(\text{H}_2\text{O}).$$

В окончательном виде уравнение можно записать так:

$$\frac{\omega' - \omega}{\omega' - 0} = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{m(\text{р-ра})} \quad (6),$$

где ω' — массовая доля растворенного вещества в растворе после выпаривания $\omega' > \omega$.

Пример 5. Сколько воды в г следует выпарить из 1 т раствора серной кислоты с массовой долей H_2SO_4 , равной 0,6, чтобы получить раствор серной кислоты с массовой долей ее 0,96?

Дано:

$$\omega = 0,6,$$

$$\omega' = 0,96,$$

$$m(\text{р-ра}) = 1 \text{ т.}$$

Найти:

$$m(\text{H}_2\text{O}).$$

Способ I.

Находим массу серной кислоты в растворе с массовой долей ее 0,6:

$$0,6 \cdot 1 \text{ т} = 0,6 \text{ т.}$$

Находим массу раствора серной кислоты с массовой долей H_2SO_4 , равной 0,96:

$$0,96 = \frac{0,6 \text{ т}}{m(\text{р-ра})}.$$

$$\text{Ответ. } m(\text{раствора}) = 0,625 \text{ т.}$$

Находим массу воды, которую следует выпарить:

$$1 \text{ т} - 0,625 \text{ т} = 0,375 \text{ т, или } 375 \text{ кг.}$$

Способ II.

Эту задачу можно решить по уравнению (6):

$$\frac{0,96 - 0,6}{0,96} = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{1 \text{ т}}.$$

Ответ. $m(\text{H}_2\text{O}) = 0,375 \text{ т}$.

Способ III.

Определяем соотношения исходного раствора и воды, пользуясь «правилом креста»:

$$\begin{array}{ccc} 0,6 & & 0,96 \\ & \diagdown & \diagup \\ & 0,96 & \\ & \diagup & \diagdown \\ 0 & & 0,36, \end{array}$$

$$\text{т.е. } \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{m(\text{р-ра})} = \frac{0,36}{0,96} = \frac{3}{8}.$$

Из соотношения следует, что из 8 т раствора серной кислоты надо выпарить 3 т воды, а из 1 т раствора серной кислоты x т воды.

Составляем пропорцию:

$$\frac{8}{1} = \frac{3}{x}, \text{ отсюда } x = 0,375 \text{ т}.$$

Задачи, связанные с добавлением в раствор одноименного вещества, решают по формуле:

$$\omega' = \frac{m(\text{р.в.}) + m(\text{соли})}{m(\text{р-ра}) + m(\text{соли})} \quad (7).$$

Задачи, связанные с выделением растворенного вещества, решаются по формуле:

$$\omega' = \frac{m(\text{р.в.}) - m(\text{соли})}{m(\text{р-ра}) - m(\text{соли})} \quad (8),$$

где ω' — массовая доля растворенного вещества в конечном растворе; $m(\text{р.в.})$ — масса растворенного вещества в исходном растворе; $m(\text{р-ра})$ — масса исходного раствора; $m(\text{соли})$ — масса добавляемой соли.

Рассмотрим решение задач, связанных с добавлением в раствор одноименной соли.

Преобразуем уравнение (7) в более удобную для расчетов формулу, для чего умножим знаменатель на левую часть уравнения:

$$\omega' \cdot m(\text{р-ра}) + \omega' \cdot m(\text{соли}) = m(\text{р.в.}) + m(\text{соли}).$$

Заменяя в полученном равенстве $m(\text{р.в.})$ на $\omega \cdot m(\text{р-ра})$, получим уравнение:

$$\omega' \cdot m(\text{р-ра}) + \omega' \cdot m(\text{соли}) = \omega \cdot m(\text{р-ра}) + m(\text{соли}),$$

которое после преобразований:

$$\omega' \cdot m(\text{р-ра}) - \omega \cdot m(\text{р-ра}) = m(\text{соль}) - \omega' \cdot m(\text{соли}), \text{ или:}$$

$$(\omega' - \omega) \cdot m(\text{раствор}) = (1 - \omega') \cdot m(\text{соль}) \text{ в окончательной формуле имеет вид:}$$

$$\frac{\omega' - \omega}{1 - \omega'} = \frac{m(\text{соль})}{m(\text{р-ра})} \quad (9).$$

Пример 6. Сколько хлорида натрия следует добавить к 450 г раствора этой соли с массовой долей NaCl, равной 0,08, чтобы получить раствор с массовой долей NaCl, равной 0,12?

Дано:

$$m(\text{р-ра}) = 450 \text{ г},$$

$$\omega = 0,08,$$

$$\omega' = 0,12.$$

Найти:

$$m(\text{NaCl}).$$

Способ I.

Обозначим массу соли, которую надо добавить к раствору с массовой долей NaCl, равной 0,08, через x .

Находим массу NaCl, содержащегося в растворе, с массовой долей его 0,08:

$$0,08 \cdot 450 \text{ г} = 36 \text{ г}.$$

Находим массу NaCl, содержащегося в растворе, с массовой долей его, равной 0,12:

$$m'(\text{р.в.}) = 36 \text{ г} + x.$$

Находим массу раствора с массовой долей NaCl, равной 0,12:

$$m'(\text{р-ра}) = 450 \text{ г} + x.$$

Из соотношения:

$$\omega' = \frac{m'(\text{р.в.})}{m'(\text{р-ра})}.$$

Находим массу соли:

$$0,12 = \frac{36 + x}{450 + x}.$$

Ответ. $x = 20,45 \text{ г}$.

Способ II.

Заменив в формуле (7) $m(\text{р.в.})$ на $\omega \cdot m(\text{р-ра})$, получаем формулу:

$$\omega' = \frac{\omega \cdot m(\text{р-ра}) + m(\text{NaCl})}{m(\text{р-ра}) + m(\text{NaCl})} \quad (7a).$$

Подставляем данные задачи в формулу (7a) и находим массу соли:

$$0,12 = \frac{0,08 \cdot 450 + x}{450 + x}.$$

Ответ. $x = 20,45$ г.

Способ III.

Решаем задачу по формуле (9), позволяющей узнать, в каких соотношениях следует брать исходный раствор и соль для получения раствора с заданной массовой долей растворенного вещества:

$$\frac{0,12 - 0,08}{1 - 0,12} = \frac{x}{450}.$$

Ответ. $x = 20,45$ г.

Способ IV.

Решаем задачу с помощью «правила креста».

Решение.

$$\begin{array}{ccc} 1 & \diagdown & \omega' \\ & \omega' & \\ \omega & \diagup & \end{array} \begin{array}{l} (\omega' - \omega) \cdot 100 = m(\text{NaCl}) \\ (1 - \omega') \cdot 100 = m(\text{р-ра}). \end{array}$$

Подставляем в схему данные задачи:

$$\begin{array}{ccc} 1 & \diagdown & 0,04 \\ & 0,12 & \\ 0,08 & \diagup & 0,88 \end{array} \quad \text{или} \quad \frac{1}{22} = \frac{m(\text{NaCl})}{m(\text{р-ра})}.$$

На 22 г раствора надо взять 1 г соли, а на 450 г раствора x г соли.

Составляем пропорцию:

$$\frac{22}{450} = \frac{1}{x}.$$

Ответ. $x = 20,45$.

При решении задач, связанных с выделением растворенного вещества, применяют формулу (8), которая после преобразований примет следующий вид:

$$\frac{\omega' - \omega}{\omega' - 1} = \frac{m(\text{соли})}{m(\text{р-ра})}.$$

Пример 7. 400 г раствора с массовой долей хлорида натрия 0,1 охладили. При охлаждении выделилось 10 г хлорида натрия. Определите массовую долю хлорида натрия в охлажденном растворе.

Дано: $\omega = 0,01$, $m(\text{р-ра}) = 400$ г, $m(\text{NaCl}) = 10$ г.

Найти: ω' .

Способ I.

Находим массу хлорида натрия, содержащегося в растворе до охлаждения:

$$0,1 \cdot 400 \text{ г} = 40 \text{ г}.$$

Находим массу хлорида натрия, оставшегося в растворе после его охлаждения:

$$40 \text{ г} - 10 \text{ г} = 30 \text{ г}.$$

Находим массу раствора после охлаждения:

$$400 \text{ г} - 10 \text{ г} = 390 \text{ г}.$$

Находим массовую долю хлорида натрия в растворе после охлаждения:

$$\omega' = \frac{30}{390} = 0,077 \text{ или } 7,7\%.$$

Способ II.

Решаем задачу по формуле (8), заменив в ней $m(\text{р.в.})$ на $\omega \cdot m(\text{р-ра})$:

$$\omega' = \frac{\omega \cdot m(\text{р-ра}) - m(\text{NaCl})}{m(\text{р-ра}) - m(\text{NaCl})} \quad (8a).$$

Подставляем данные задачи в формулу (8a):

$$\omega' = \frac{0,1 \cdot 400 - 10}{400 - 10} = 0,077 \text{ или } 7,7 \, \%.$$

Способ III.

Решаем задачу по формуле (10):

$$\frac{\omega' - 0,1}{\omega' - 1} = \frac{10}{400}.$$

Ответ: $\omega' = 0,077?$ или $7,7 \, \%$.

1. Какова масса 150 мл некоторого раствора, если плотность его $1,044 \text{ г/см}^3$?

Ответ. 156 г.

2. Какой объем (в мл) занимают 480 г раствора, если плотность его $1,14 \text{ г/см}^3$?

Ответ. 436,4 мл.

3. Какова массовая доля соли в растворе, полученном при растворении 50 г хлорида калия в 350 г воды?

Ответ. 0,125.

4. Какова массовая доля сульфата натрия в растворе, полученном при растворении в 300 г воды 1 моль $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$?

Ответ. 0,27.

5. Какова масса 15%-ного раствора, в котором содержится 60 г соли?

Ответ. 400 г.

6. Сколько хлорида калия и воды (в г) необходимо взять для приготовления 500 г 12%-ного раствора?

Ответ. 40 г KCl.

7. Сколько воды (в г) необходимо взять для растворения 14,3 г кристаллической соды $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, чтобы приготовить 5,3% -ный раствор Na_2CO_3 ?

Ответ. 85,7.

8. После частичного упаривания 800 г 4% -ного раствора сульфата меди получили раствор, масса которого 500 г. Вычислите массовую долю сульфата меди в полученном растворе.

Ответ. 0,06.

9. К 400 г 10% -ного раствора нитрата кальция добавили 100 г воды. Вычислите массовую долю нитрата кальция в растворе.

Ответ. 0,08.

10. В 500 г 4% -ного раствора сульфата меди растворили 25 г $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Вычислите массовую долю CuSO_4 в растворе.

Ответ. 0,07.

11. К 300 г 15% -ного раствора гидроксида калия добавили 200 г 7,5% -ного раствора этого же вещества. Какова массовая доля KOH в растворе?

Ответ. 0,12.

12. Сколько 8% -ного раствора серной кислоты можно приготовить из 600 г 50% -ного ее раствора?

Ответ. 3,75 кг.

13. Сколько 60% -ного ($\rho = 1,4 \text{ г/см}^3$) и 6% -ного ($\rho = 1,03 \text{ г/см}^3$) растворов азотной кислоты (в мл) необходимо взять, чтобы приготовить 2 л 10 % -ного раствора ее ($\rho = 1,06 \text{ г/см}^3$)?

Ответ. 112,2 мл (60 %) и 1905,8 мл (6 %)

14. Сколько медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (г) необходимо добавить к 200 г 5% -ного раствора

сульфата меди, чтобы приготовить 9% -ный раствор этой соли?

Ответ. 14,55 г.

15. Смешали 800 кг 30% -ного раствора серной кислоты с 200 кг 20% -ного раствора азотной кислоты. Вычислите процентную концентрацию серной и азотной кислоты в смеси.

Ответ. 4 % HNO_3 , 24 % H_2SO_4 .

16. Сколько миллилитров воды необходимо добавить к 200 мл 10% -ного раствора гидроксида натрия (плотность 1,1 г/см³), чтобы получить 5% -ный раствор?

Ответ. 220 мл.

17. При упаривании 76,336 л 28% -ного раствора гидроксида натрия (плотность 1,31 г/см³) получено 70 кг раствора. Какова его процентная концентрация?

Ответ. 40 %.

18. Сколько литров фтороводорода, измеренного при н.у., нужно растворить в 1 л воды, чтобы получить 2,44% -ный раствор фтороводородной кислоты?

Ответ. 28 л.

19. К какому количеству 5% -ного раствора гидроксида натрия нужно добавить 10 г NaOH, чтобы приготовить 10% -ный его раствор?

Ответ. 180 г.

20. К 250 г 10% -ного раствора серной кислоты добавили 500 г раствора этой же кислоты неизвестной концентрации. Получился 25% -ный раствор. Вычислите концентрацию добавленного раствора.

Ответ. 32,5 %.

21. В каком отношении масс нужно смешать растворы 10%-ной и 40%-ной серной кислоты для получения 1 л 20%-ного раствора ($\rho = 1,14 \text{ г/см}^3$)? Можно ли решить задачу, исключив объем и плотность конечного раствора?

Ответ. 2 : 1.

22. Сколько 11,2%-ного раствора гидроксида калия (в г) потребуется для нейтрализации 300 г 19,6%-ного раствора серной кислоты.

Ответ. 600 г.

23. Сколько 9%-ного раствора карбоната калия и 12%-ного раствора хлорида кальция (в г) потребуется для получения 30 г карбоната кальция?

Ответ. 460 г K_2CO_3 ; 277,5 г CaCl_2 .

24. Сколько гидроксида магния (в г) образуется, если к 320 г 15%-ного раствора сульфата магния добавить 250 г 16%-ного раствора гидроксида натрия?

Ответ. 23,2 г.

25. К 200 мл 40%-ного раствора NaOH прилили 150 мл воды. Определите массовую долю NaOH в полученном растворе. Плотность воды 1 г/см^3 , плотность NaOH $1,44 \text{ г/см}^3$.

Ответ. 26,3 %.

26. Определите растворимость и процентную концентрацию раствора, если в 42,34 г насыщенного раствора содержится 7,28 г растворенного вещества.

Ответ. 17,2 %; 20,8 г.

27. Определите процентную концентрацию раствора соли, получающегося при растворении

5,72 г кристаллической соды в 44,28 мл воды.

Ответ. 4,24 %.

28. 25 г соли $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ растворено в 300 мл воды. Рассчитать, сколько молей CaCl_2 содержится в 1 л раствора (плотность 1,08 г/см³).

Ответ. 0,38 моль.

29. 3,72 г смеси азотнокислого натрия и хлорида натрия растворили в 21,28 мл воды. При действии на этот раствор избытка раствора азотнокислого серебра получено 2,86 г осадка. Найти процентный состав смеси и определить процентное содержание каждой из солей в приготовленном растворе.

Ответ. NaCl — 4,7%, NaNO_3 — 10,2%.

30. Сколько гидроксида натрия надо прибавить к 1 л 25% -ного раствора (плотность 1,22), чтобы получить 35% -ный раствор?

Ответ. 188 г NaCl .

ДИССОЦИАЦИЯ СОЛЕЙ, КИСЛОТ И ОСНОВАНИЙ В ВОДЕ. ИОННЫЕ УРАВНЕНИЯ. УСЛОВИЯ ПРОТЕКАНИЯ РЕАКЦИЙ ОБМЕНА ДО КОНЦА

Электролиты — это вещества, водные растворы или расплавы которых проводят электрический ток. Электролитами являются соединения с ионной или полярной связью — соли, кислоты, основания.

Процесс распада электролита на ионы при растворении в воде или расплавлении называется *электролитической диссоциацией*.

Ионы — это атомы или группа атомов, обла-

дающие положительным (катионы) или отрицательным (анионы) зарядом.

При пропускании постоянного электрического тока через этот раствор или расплав положительно заряженные ионы (катионы) движутся к катоду (отрицательно заряженному электроду), а отрицательно заряженные ионы (анионы) — к аноду (положительно заряженному электроду).

Кислоты — это сложные вещества, при диссоциации которых в водных растворах образуются катионы H^+ и анионы кислотных остатков. Основность кислот определяется количеством ионов H^+ , способных отщепляться при диссоциации.

Основания — это сложные вещества, при диссоциации которых в водных растворах образуются анионы OH^- и катионов металлов. Растворимые в воде основания называют *щелочами*.

Средние соли — это сложные вещества, при диссоциации которых в водных растворах образуются положительно заряженные ионы металлов и отрицательно заряженные ионы кислотных остатков.

Кислые соли — это сложные вещества, которые в водных растворах диссоциируют на положительно заряженные ионы металлов и водорода и отрицательно заряженные ионы кислотных остатков.

Все электролиты делятся на сильные и слабые. Количественно силу электролитов оценивают по (степени) величине их диссоциации.

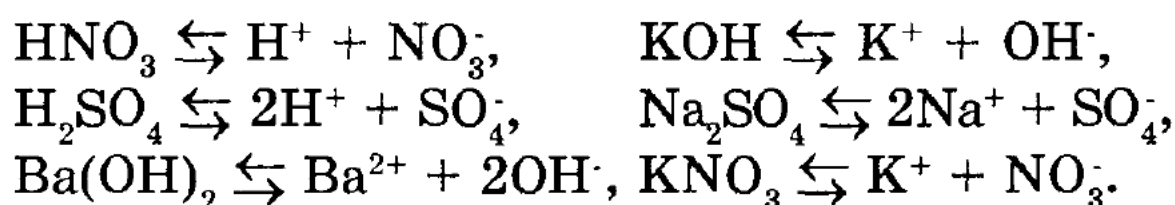
Степень диссоциации электролита (α) — это отношение числа его молей (n), распавшихся в растворе на ионы, к общему числу молей (v) растворенного вещества:

$$\alpha = \frac{n}{v}, \text{ или } \alpha = \frac{n}{v} \cdot 100 \%$$

К числу сильных электролитов относятся практически все растворимые соли, многие кислоты (например, HCl , HNO_3 , H_2SO_4) и щелочи (например, NaOH , KOH , Ca(OH)_2 , Ba(OH)_2). Слабые электролиты, содержащие многозарядные ионы, диссоциируют ступенчато, по стадиям. При этом легче идет диссоциация по первой ступени.

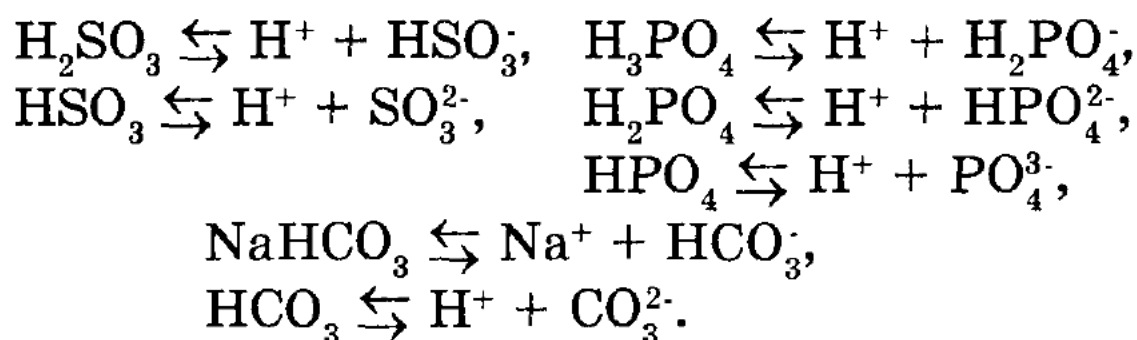
Пример 1. Напишите уравнения электролитической диссоциации сильных электролитов: HNO_3 , H_2SO_4 , Ba(OH)_2 , KOH , Na_2SO_4 , KNO_3 .

Решение.



Пример 2. Напишите уравнение электролитической диссоциации слабых электролитов H_2SO_3 , H_3PO_4 , NaHCO_3 .

Решение.



Пример 3. Как можно объяснить, что одно и то же вещество, растворенное в одном растворителе, диссоциирует, в другом — нет? В каком растворителе: а) водном (молекулы H_2O полярны); б) бензольном (молекулы C_6H_6 неполярны) — диссоциирует CuCl_2 ?

Решение.

Учтите, что возможность электростатического взаимодействия полярных молекул растворителя с молекулами растворенного вещества способствует их диссоциации.

Пример 4. Почему не проводит электрический ток чистая вода?

Решение.

В воде (слабый электролит) концентрация ионов, способных быть переносчиками электрических зарядов, очень мала.

Пример 5. Почему жидкие HCl и SO_2 не проводят, а их водные растворы проводят электрический ток?

Решение.

В жидком HCl самоионизация молекул $\text{HCl} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{Cl}^-$ очень мала, поэтому мала и концентрация ионов, способных быть переносчиками электрических зарядов. В водном растворе молекулы HCl хорошо диссоциируют (сильный электролит). При большой концентрации ионов раствор хорошо проводит электрический ток. При растворении SO_2 в воде идет реакция образования сернистой кислоты. Сернистая кисло-

та — электролит, она диссоциирует на ионы. Наличие в растворе ионов обуславливает электропроводность раствора.

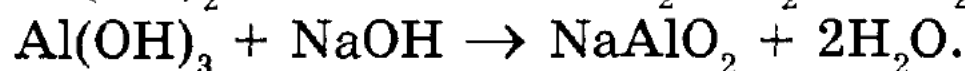
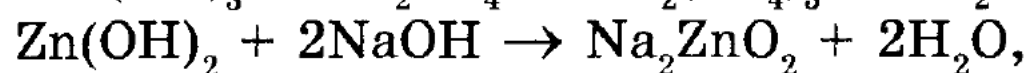
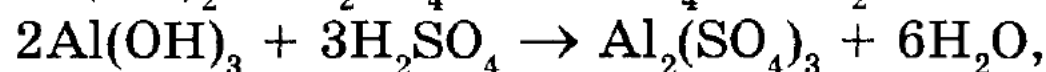
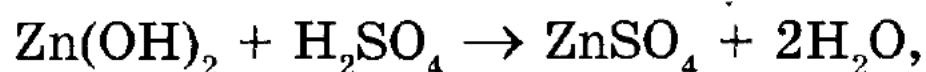
Пример 6. Как можно объяснить наличие амфотерных свойств у ряда гидроксидов? Как практически подтверждается амфотерный характер гидроксидов?

Решение.

Амфотерные свойства проявляются в способности гидроксидов ступать в реакцию нейтрализации как с кислотами, так и с основаниями.

Пример 7. Напишите уравнения реакций, иллюстрирующих амфотерные свойства гидроксидов цинка и алюминия.

Решение.



Пример 8. Как изменяются основные свойства гидроксидов элементов периодической системы с увеличением их порядкового номера: а) в периоде; б) в группе?

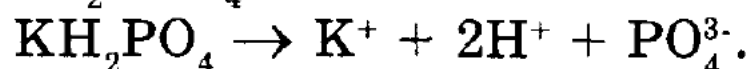
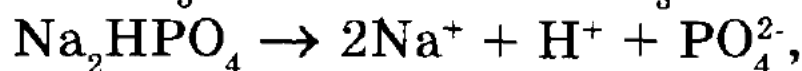
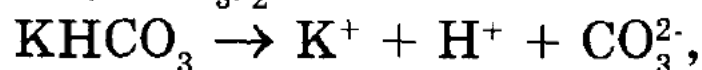
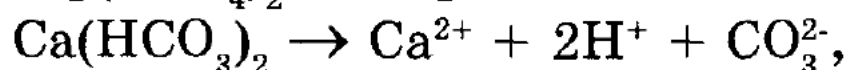
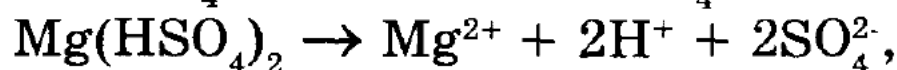
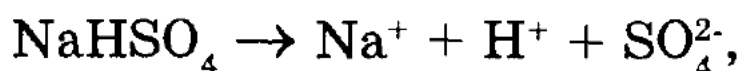
Решение.

В периоде атомный радиус элементов уменьшается и растет их электронейтральность. В результате полярности связи Э — ОН в гидроксидах элементов понижается (электронная пара, осуществляющая химическую связь, все труд-

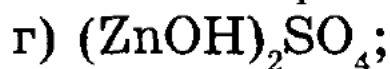
нее смещается от атома элемента к атому кислорода) и затрудняется способность этих веществ диссоциировать в водном растворе с отщеплением ионов OH^- , сила оснований уменьшается. В группе, наоборот, увеличивается атомный радиус и уменьшается электроотрицательность элемента, повышается полярность связи $\text{Э} - \text{OH}$, увеличивается сила оснований.

Пример 9. Напишите уравнения электролитической диссоциации кислых солей: а) гидросульфата натрия; б) гидросульфата магния; в) гидрокарбоната кальция; г) гидрокарбоната калия; д) дигидрофосфата калия; е) гидрофосфата натрия.

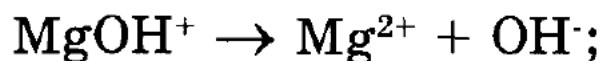
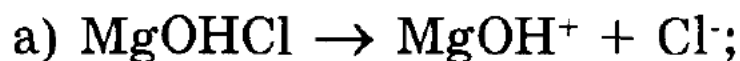
Решение.



Пример 10. Напишите уравнения электролитической диссоциации основных солей:



Решение.



б) $\text{Al(OH)}_2\text{NO}_3 \rightarrow \text{Al(OH)}_2^+ + \text{NO}_3^-$, дальше попробуйте продолжить сами.

1. Какие вещества в водном растворе образуют ионы: Na^+ , Cl^- , Ca^{2+} , NO_3^- , Al^{3+} , SO_4^{2-} .

2. Сколько моль ионов OH^- образуется при диссоциации 0,05 моль Ca(OH)_2 ?

Ответ. 0,1 моль.

3. Сколько моль ионов NO_3^- образуется при полной диссоциации 0,01 $\text{Mg(NO}_3)_2$?

Ответ. 0,02 моль.

4. Сколько моль ионов H^+ образуется в растворе, содержащем 0,01 моль H_2S , если степень диссоциации сероводородной кислоты в растворе по первой ступени равна 0,3 % (диссоциацией по второй ступени пренебречь)?

Ответ. $3 \cdot 10^{-5}$ моль/л.

5. Вычислите концентрацию ионов Cl^- (в моль/л) в 1,14% -ном растворе MgCl_2 , приняв плотность раствора равной 1 г/см³.

Ответ. 0,24 моль/л.

6. Сколько моль ионов SO_4^{2-} образуется при полной диссоциации 0,01 моль $\text{Fe(SO}_4)_3$?

Ответ. 0,03 моль.

7. Вычислите суммарное число моль ионов H^+ и HSO_3^- , которые образуются в растворе, содержащем 0,1 моль H_2SO_3 . Степень диссоциации кислоты в растворе по первой ступени равна 40 % (диссоциацией по второй ступени пренебречь).

Ответ. 0,08 моль.

7. Напишите уравнения электролитической диссоциации электролитов: $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, NaHSO_4 , H_2S , HCl .

Реакции в водных растворах электролитов являются реакциями разделения между ионами. Уравнения таких реакций называются ионными уравнениями.

Реакции обмена в растворах электролитов протекают практически необратимо в сторону образования:

а) малодиссоциирующих веществ (слабые электролиты, например H_2O);

б) малорастворимых веществ (образуется осадок);

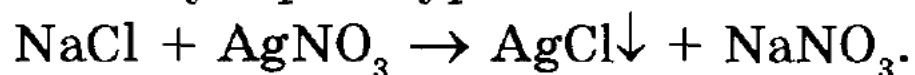
в) газообразных веществ (выделяется газ).

Если в растворе нет таких ионов, которые могут связываться между собой, реакция обмена не протекает до конца, т.е. является обратимой.

Пример 1. Напишите молекулярное и ионное уравнения реакции взаимодействия в растворе хлорида натрия и нитрата серебра.

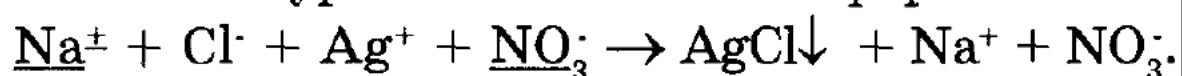
Решение.

Молекулярное уравнение:

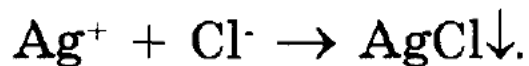


Стрелка при AgCl указывает на то, что в водном растворе это соединение выпадает в осадок.

Напишем уравнение в ионной форме:



Сократим в левой и правой частях уравнения формулы одинаковых ионов. Получим сокращенное ионное уравнение:

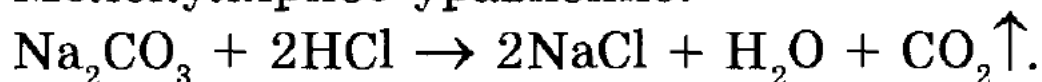


Можно сразу записывать конечное (сокращенное) ионное уравнение.

Пример 2. Напишите молекулярное и ионное уравнения реакции взаимодействия в растворе карбоната натрия и соляной кислоты.

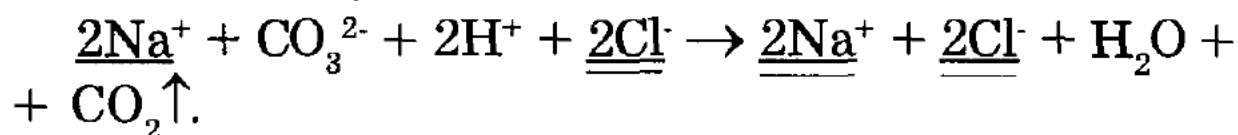
Решение.

Молекулярное уравнение:

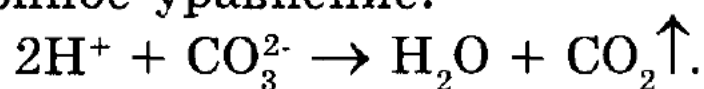


Реакция идет с образованием малодиссоциирующего вещества (H_2O) и выделением газа (CO_2).

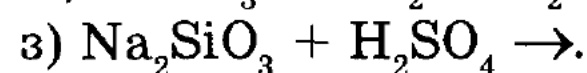
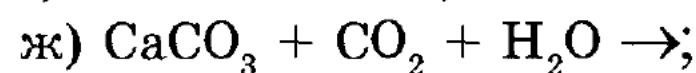
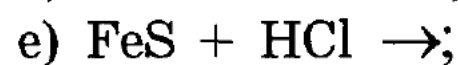
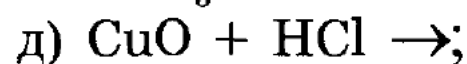
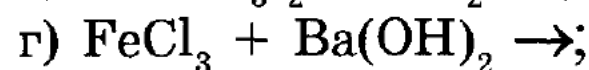
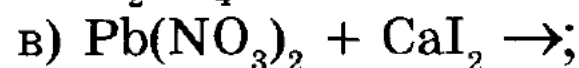
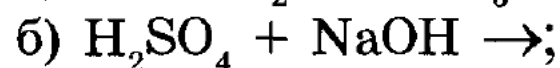
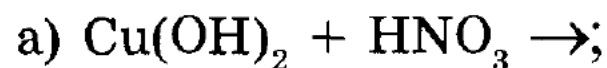
Напишем уравнение в ионной форме:



Сократив в обеих частях уравнения формулы одинаковых ионов, получим сокращенное ионное уравнение:

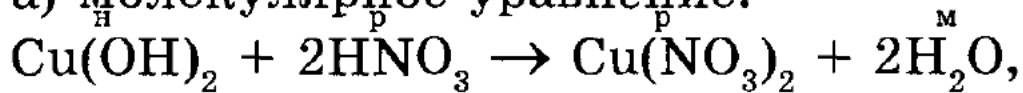


Пример 3. Допишите уравнения реакций в молекулярной форме и напишите их в ионной форме:

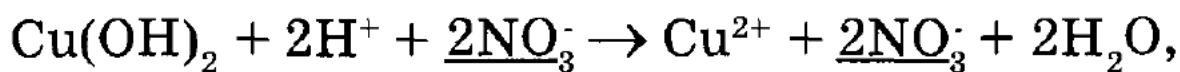


Решение.

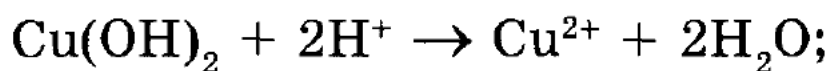
а) молекулярное уравнение:



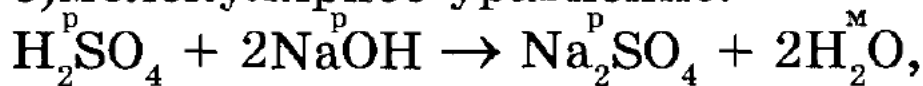
полное ионное уравнение:



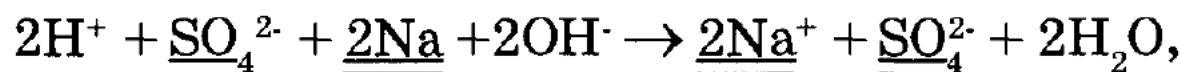
сокращенное ионное уравнение:



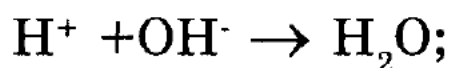
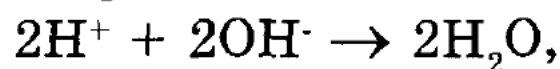
б) молекулярное уравнение:



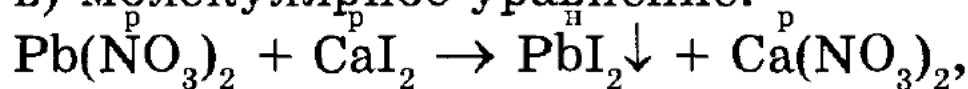
полное ионное уравнение:



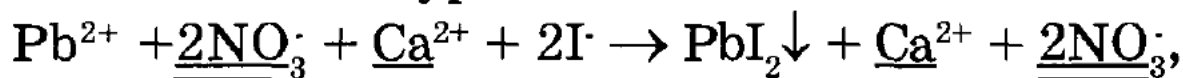
сокращенное ионное уравнение:



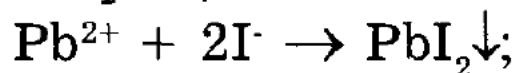
в) молекулярное уравнение:



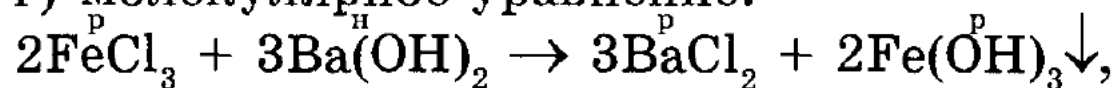
полное ионное уравнение:



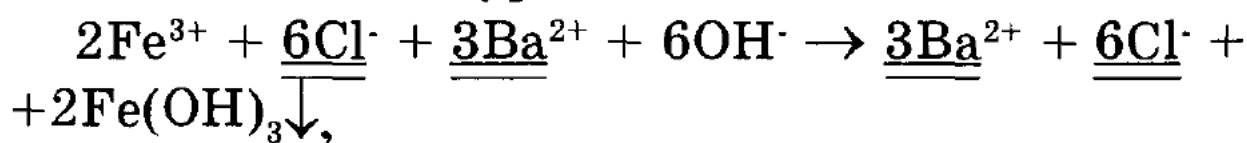
сокращенное ионное уравнение:



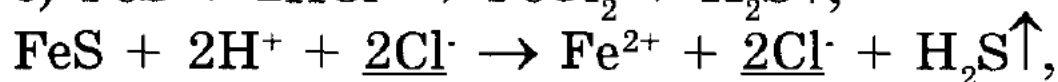
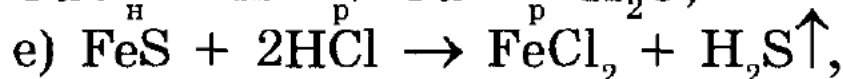
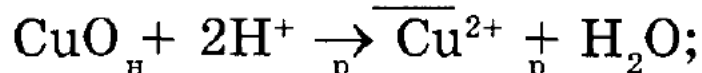
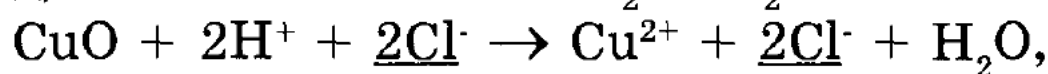
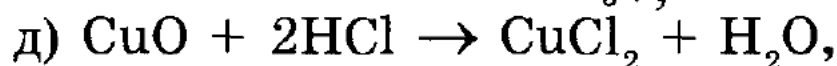
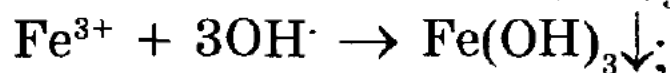
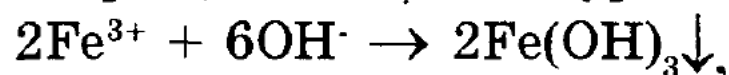
г) молекулярное уравнение:

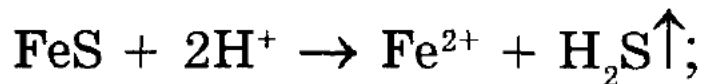


полное ионное уравнение:

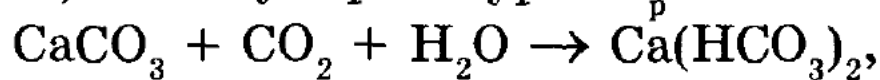


сокращенное ионное уравнение:

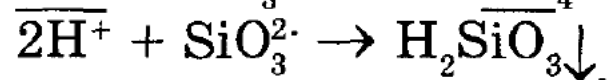
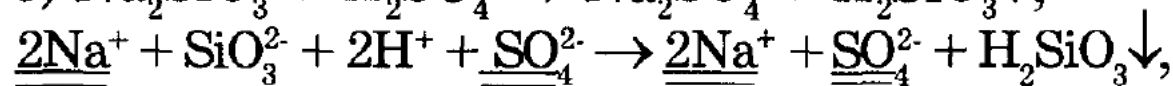
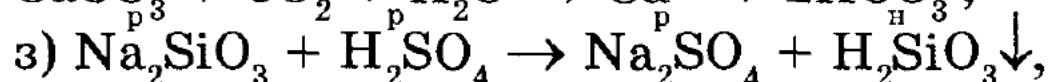
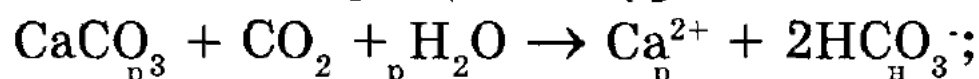




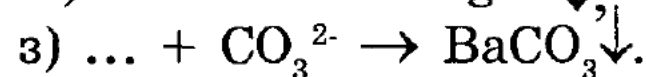
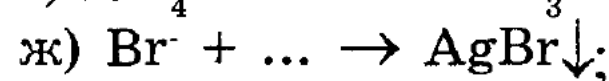
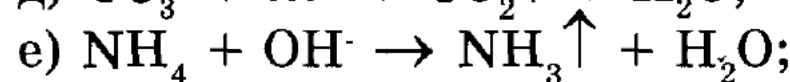
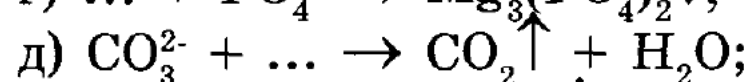
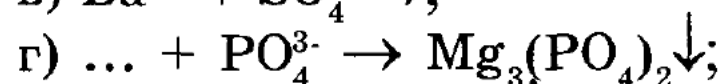
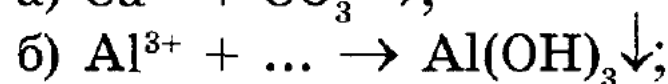
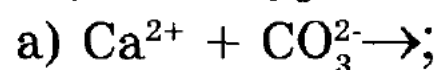
ж) молекулярное уравнение:



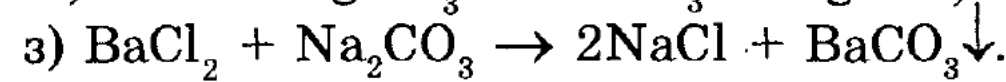
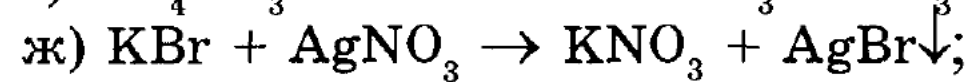
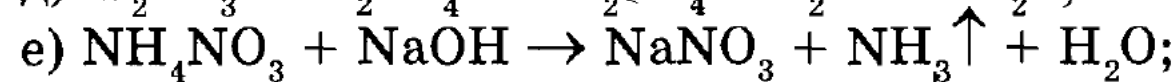
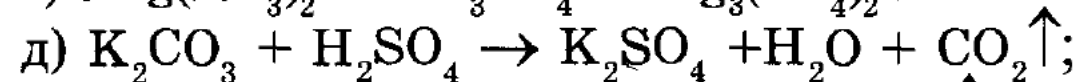
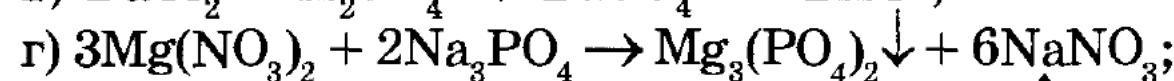
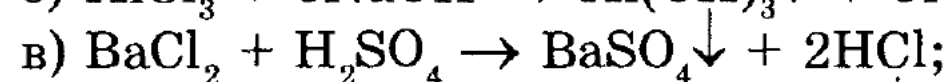
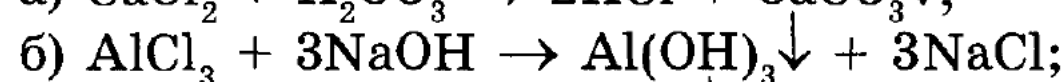
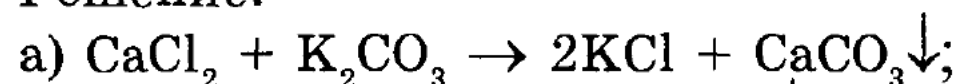
полное и сокращенное уравнение:



Пример 4. Напишите в молекулярной форме следующие уравнения реакций:



Решение.



1. Приведите примеры реакций с участием гидроксида меди, карбоната бария, сульфида кальция, которые идут до конца. Напишите уравнения этих реакций в молекулярной и ионной формах.

2. Приведите примеры реакций с участием веществ, содержащих ионы Ca^{2+} , CO_3^{2-} , SO_4^{2-} , PO_4^{3-} , Ag^+ , Zn^{2+} , которые идут до конца. Напишите в молекулярной и ионной формах.

3. Закончите молекулярные и напишите ионные уравнения следующих реакций:

- | | |
|--|---|
| а) $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$; | ж) $\text{CuSO}_4 + \text{Fe} \rightarrow$; |
| б) $\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$; | з) $\text{NaHCO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$; |
| в) $\text{H}_2\text{S} + \text{NaOH} \rightarrow$; | и) $\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{NaOH} \rightarrow$; |
| г) $\text{SO}_2 + \text{KOH} \rightarrow$; | к) $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{KOH} \rightarrow$; |
| д) $\text{CO}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow$; | л) $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 + \text{NaF} \rightarrow$; |
| е) $\text{MgO} + \text{HCl} \rightarrow$; | м) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$. |

4. Закончите ионные и напишите молекулярные уравнения следующих реакций:

- | | |
|--|---|
| а) $\text{Cr}^{3+} + \dots \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3$; | г) $\text{CO}_3^{2-} + \dots \rightarrow \text{CaCO}_3 \downarrow$; |
| б) $\text{Pb}^{2+} + \dots \rightarrow \text{PbS}$; | д) $\text{S}^{2-} + \dots \rightarrow \text{CuS} \rightarrow$; |
| в) $\text{Ag}^+ + \dots \rightarrow \text{AgCl} \downarrow$; | е) $\text{SO}_3^{2-} + \dots \rightarrow \text{SO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$. |

5. Будут ли протекать в растворе следующие реакции обмена:

- | | |
|--|--|
| а) $\text{Na}_3\text{PO}_4 + \text{ZnCl}_2 \rightarrow$; | д) $\text{CaO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$; |
| б) $\text{Na}_3\text{PO}_4 + \text{K}_2\text{S} \rightarrow$; | е) $\text{SiO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$; |
| в) $\text{K}_2\text{S} + \text{ZnCl}_2 \rightarrow$; | ж) $\text{NaCl} + \text{K}_2\text{SO}_4 \rightarrow$; |
| г) $\text{CuSO}_4 + \text{ZnCl}_2 \rightarrow$; | з) $\text{BaCl}_2 + \text{KNO}_3 \rightarrow ?$ |

6. Могут ли находиться в водном растворе одновременно следующие ионы:

- а) кальция и карбонат — ионы;
- б) кальция и нитрат — ионы;
- в) бария и сульфат — ионы;
- г) меди и гидроксид-ионы;
- д) карбонат-ионы и ионы водорода?

Гидролиз солей — это реакция обмена между некоторыми солями и водой. Гидролизу подвер-

гаются соли: а) образованные слабой кислотой и сильным основанием; б) образованные слабым основанием и сильной кислотой.

Гидролизу не подвергаются соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой.

Пример 1. В трех сосудах содержатся водные растворы солей. В первом растворе $\text{pH} > 7$, во втором $\text{pH} < 7$, а в третьем $\text{pH} = 7$. Чем может быть вызвано различие в трех растворах солей? В растворах каких солей, на ваш взгляд, может наблюдаться указанная картина?

Решение.

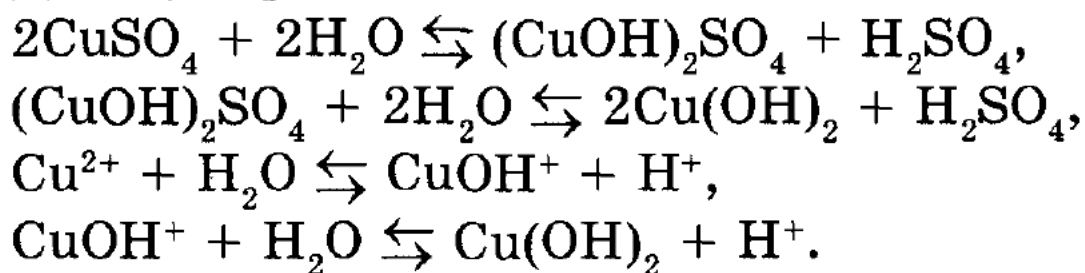
Щелочная среда в первом растворе может быть обусловлена гидролизом соли, образованной сильным основанием и слабой кислотой, например Na_2CO_3 , Na_2SO_3 и др. Кислая среда во втором растворе может быть обусловлена двумя причинами: гидролизом соли, образованной слабым основанием и сильной кислотой, например ZnCl_2 , или диссоциацией кислой соли, образованной сильным основанием и сильной кислотой, например NaHSO_4 .

Нейтральная среда будет в растворе, содержащем соли, не подвергающиеся гидролизу, или соли, образованные слабой кислотой и слабым основанием, равными по силе, например $\text{CH}_3\text{COONH}_4$.

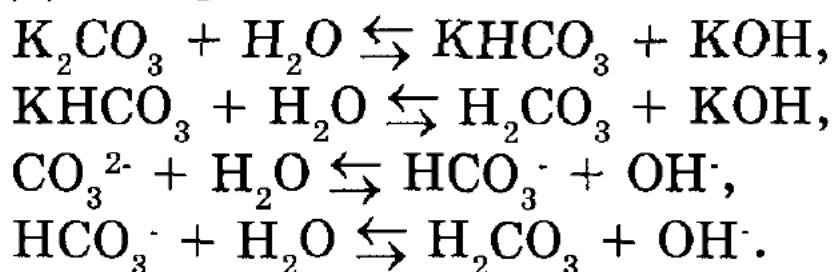
Пример 2. Напишите в молекулярной и ионной форме уравнения реакций гидролиза следующих солей: сульфата меди, хлорида цинка, карбоната калия.

Решение.

Для сульфата меди:



Для карбоната калия:

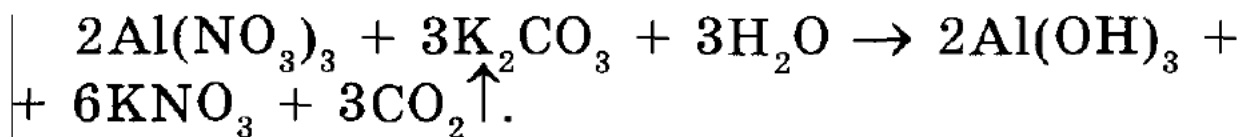


Пример 3. Почему, сливая водные растворы солей соответствующих металлов и щелочных сульфидов или карбонатов нельзя получить сульфиды алюминия и хрома (III); карбонаты алюминия, железа (III) и олова (IV)?

Решение.

Многочargedные кислоты в водном растворе сильно гидролизуются. Реакция среды кислая. Анионы угольной и сероводородной кислот в растворах щелочных сульфидов и карбонатов, в свою очередь, подвержены гидролизу. Реакция среды щелочная. При сливании растворов солей указанных металлов и щелочных сульфидов и карбонатов гидролиз катионов, и анионов увеличивается (совместный гидролиз) настолько, что может идти до конца. В осадок могут выпадать основания, соли и даже гидроксиды, одновременно могут выделяться в газообразном состоянии H_2S или SO_2 .

Например:

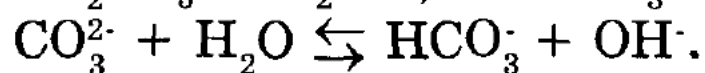
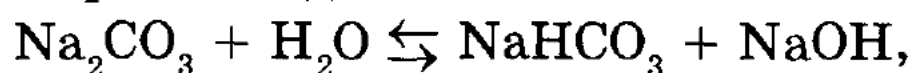


Пример 4. Напишите молекулярные и ионные уравнения гидролиза Na_2CO_3 .

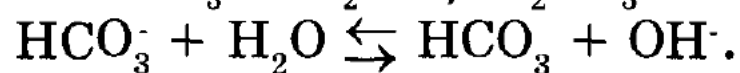
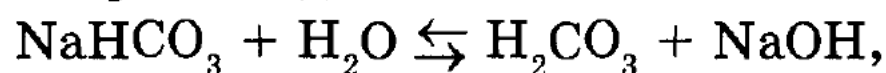
Решение.

Эта соль, образованная слабой кислотой и сильным основанием, гидролизуется по аниону. Анион двухзаряден. Гидролиз протекает в две стадии (ступени).

Первая стадия:



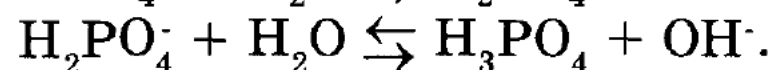
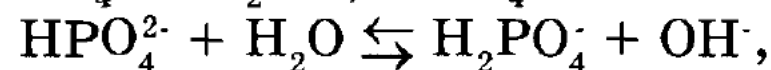
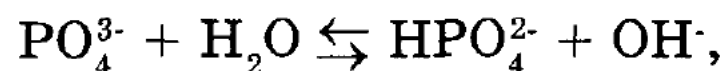
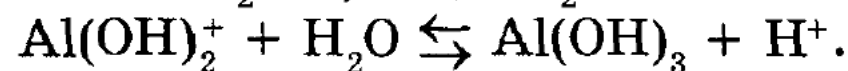
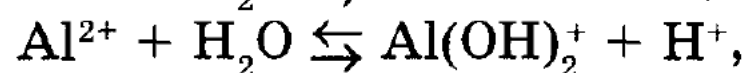
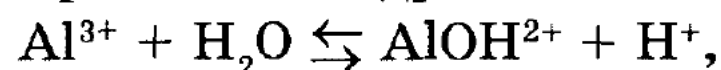
Вторая стадия:



Пример 5. Какую среду имеют водные растворы солей: а) $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$; б) K_3PO_4 ?

Решение.

Уравнения гидролиза:



В растворе соли $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ среда кислая (избыток H^+), в растворе K_3PO_4 — щелочная (избыток ионов OH^-).

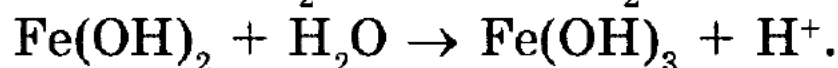
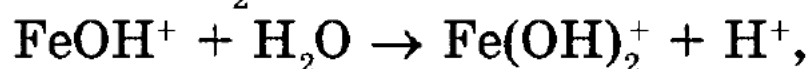
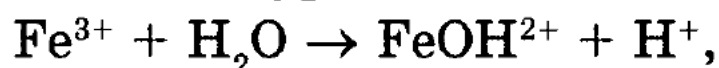
Ответ на вопрос можно также получить, вос-

пользовавшись общим правилом: среда раствора соли, образованной сильной кислотой и слабым основанием, кислая; среда раствора соли, образованной слабой кислотой и сильным основанием, щелочная.

Пример 6. Как можно ослабить и предотвратить гидролиз соли FeCl_3 ?

Решение.

Согласно уравнениям:



Ослабление гидролиза, т.е. смещение равновесия влево возможно при увеличении в растворе концентрации ионов H^+ . Следовательно, раствор нужно подкислить. Чтобы не вводить примесей, лучше использовать соляную кислоту.

Пример 7. Какие из солей K_2S , Na_2CO_3 , CuSO_4 , ZnCl_2 , $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, Al_2S_3 — подвергаются гидролизу?

Пример 8. В каком из приведенных ниже рядов все соли подвергаются гидролизу:

а) NaCl , K_2SO_3 , $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$;

б) K_2SO_4 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, ZnCl_2 ;

в) K_2S , MgCl_2 , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$;

г) Na_3PO_4 , AlCl_3 , K_2CO_3 ?

Решение примеров 7—8.

Учтите, что H_2S , H_2CO_3 , H_3PO_4 — слабые кислоты; H_2SO_4 , HCl , HNO_3 — сильные кислоты;

$\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$ — слабые основания;

KOH , NaOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$ — сильные основания.

Пример 9. Какова окраска лакмуса в водных растворах солей: K_2SO_4 , K_2CO_3 , NaNO_3 , KCl , FeCl_3 , K_2S , ZnSO_4 ?

Решение.

Учтите, что красная окраска лакмуса указывает на кислую реакцию раствора (наличие в растворе ионов H^+). Это случай, когда соль гидролизуеться по катиону или же диссоциирует кислая соль сильной кислоты, например KHSO_4 , при диссоциации которой образуются ионы H^+ . Синяя окраска лакмуса свидетельствует о щелочной среде, что возможно при гидролизе соли по аниону. Фиолетовую окраску лакмус имеет в нейтральной среде. Это возможно, если соль, образованная слабой кислотой и слабым основанием (мало различающимися по силе), гидролизуеться одновременно по катиону и аниону или же соль гидролизу не подвергается.

Пример 10. Какая соль в каждой из указанных ниже пар гидролизуеться сильнее:

а) BeCl_2 и MgCl_2 ; б) $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ и NH_4Cl ; в) K_2SO_3 и K_2CO_3 ; г) FeSO_4 и $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$; д) Na_2S и Na_2Se ?

Решение.

Учтите, что:

а) $\text{Be}(\text{OH})_2$ — основание более слабое, чем $\text{Mg}(\text{OH})_2$;

б) H_2S — слабая, а HCl — сильная кислота;

в) H_2CO_3 — кислота более слабая, чем H_2SO_3 ;

г) $\text{Fe}(\text{OH})_3$ — основание более слабое, чем $\text{Fe}(\text{OH})_2$;

д) H_2S — кислота более слабая, чем H_2Se .

Пример 11. Почему водные растворы солей с многозарядными катионами рекомендуется готовить в подкисленном растворе?

Решение.

Учтите, что гидролиз солей может быть подавлен, т.е. равновесие гидролиза смещено влево, при введении в раствор ионов H^+ , если гидролиз соли идет по катиону, или ионов OH^- , если гидролиз идет по аниону.

ВОДОРОД

Электронная конфигурация атома: $1S^1$.

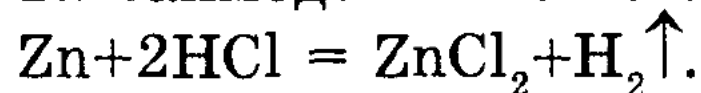
Степени окисления: +1, -1.

Физические свойства. *Водород* — газ без цвета и запаха, плохо растворим в воде, хорошо растворим в некоторых металлах (Ni, Pd, Pt).

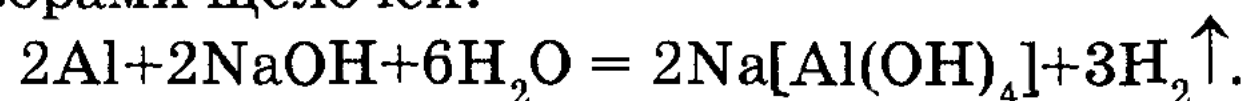
Получение:

I. Лабораторные способы

1. Взаимодействие металлов с кислотами:

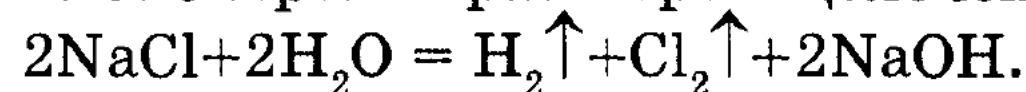


2. Взаимодействие алюминия с водными растворами щелочей:

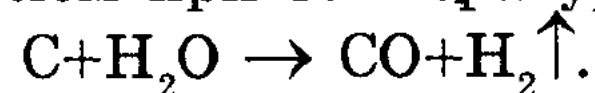


II. Промышленные способы

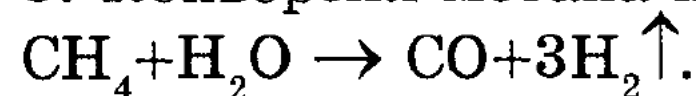
1. Электролиз растворов щелочей и солей:



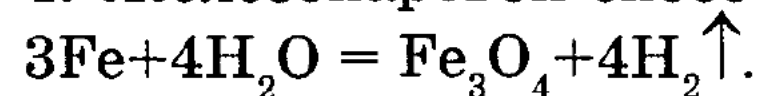
2. Пропускание паров воды над раскаленным углем при температуре 1000°C :



3. Конверсия метана при 300°C :



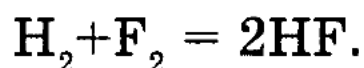
4. Железопаровой способ:



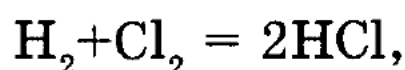
Химические свойства:

1. Реакции с неметаллами.

При обычных условиях водород реагирует лишь со фтором:

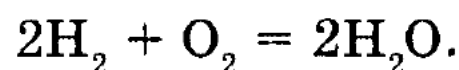


Взаимодействие с хлором происходит на свету:

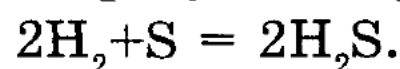


а с бромом и иодом — при сильном нагревании.

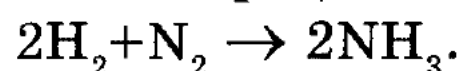
При поджигании происходит взаимодействие водорода с кислородом с образованием воды:



При пропускании водорода через расплав серы образуется сероводород:



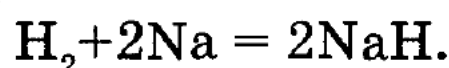
При взаимодействии с азотом в присутствии железа в качестве катализатора происходит обратимый процесс образования аммиака:



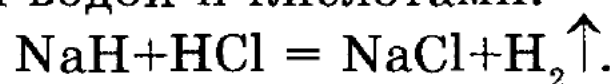
2. Восстановительные свойства водород проявляет в реакциях с оксидами металлов:



3. Окислительные свойства водород проявляет при взаимодействии с активными металлами:



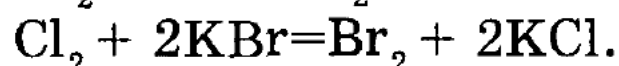
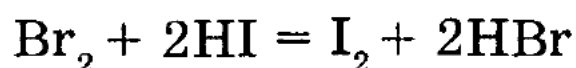
Образующиеся гидриды легко гидролизуются водой и кислотами:



ГАЛОГЕНЫ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ

Общая характеристика. Подгруппу галогенов составляют элементы фтор (F), хлор (Cl), бром (Br) и йод (I). *Электронные конфигурации* внешнего слоя галогенов имеют вид ns^2np^5 ($n=2,3,4$ и 5). *Степени окисления:* от -1 до $+7$ (для фтора только -1).

Молекулы галогенов двухатомны. Окислительная способность галогенов в ряду $F_2—Cl_2—Br_2—I_2$ ослабляется. Это подтверждается процессами вытеснения нижестоящих галогенов вышестоящими из галогеноводородных кислот и их солей:

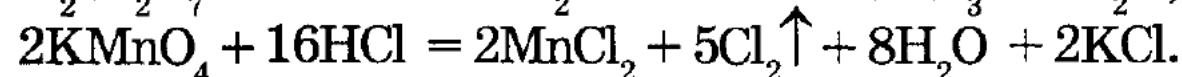
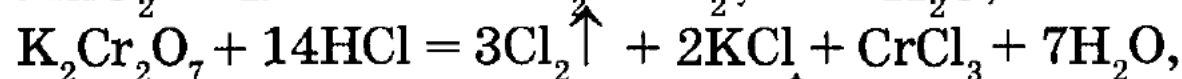
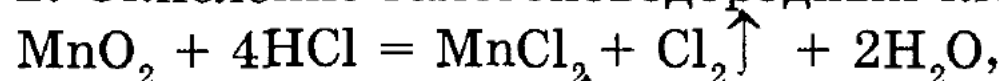


Физические свойства. При обычных условиях F_2 — газ, который трудно окисляется, Cl_2 — также газ, но окисляется легко, Br_2 — жидкость, I_2 — твердое вещество.

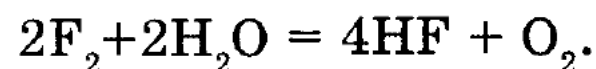
Получение:

1. Электролиз растворов и расплавов галогенидов.

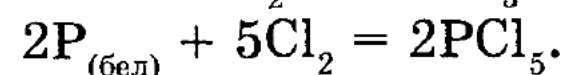
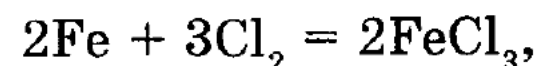
2. Окисление галогеноводородных кислот:



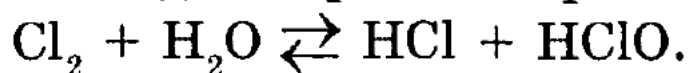
Химические свойства. Наибольшей активностью обладает фтор. Большинство элементов даже при комнатной температуре взаимодействует со фтором, выделяя большое количество теплоты. Во фторе горит даже вода:



Свободный хлор менее реакционноспособен, чем фтор. Он непосредственно не реагирует с кислородом, азотом и благородными газами. Со всеми остальными веществами он взаимодействует, подобно фтору:



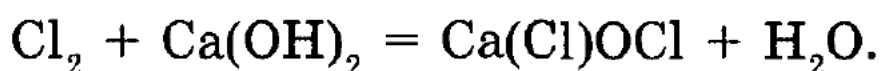
При взаимодействии хлора с водой на холоде происходит обратимая реакция:



Смесь соляной (HCl) и хлорноватистой (HClO) кислот называется *хлорной водой*. HClO неустойчива и разлагается на свету с выделением атомарного кислорода:



При взаимодействии хлора со щелочами на холоде образуются смеси хлоридов и гипохлоридов:



При растворении хлора в горячем растворе щелочи происходит реакция:

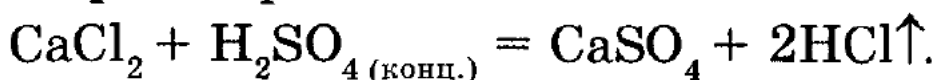


Бром, как и хлор, растворяется в воде и, частично реагируя с ней, образует так называемую «бромную воду», тогда как йод практически в воде не растворим.

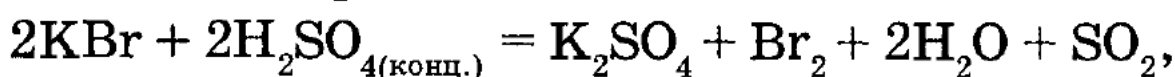
Галогеноводород и галогеноводородные кислоты

Сила кислот при обычных условиях в ряду HF—HCl—HBr—HI уменьшается.

HF и HCl получают взаимодействием их твердых солей с концентрированной серной кислотой при нагревании:

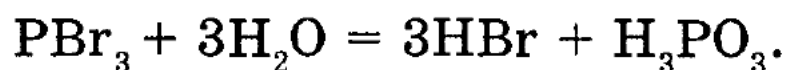


HBr₂ и HI получить таким способом нельзя, поскольку они — сильные восстановители и окисляются серной кислотой:



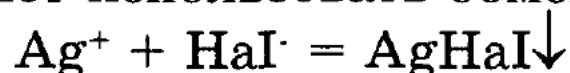


Поэтому HBr и HI получают гидролизом соответствующих галогенидов фосфора:



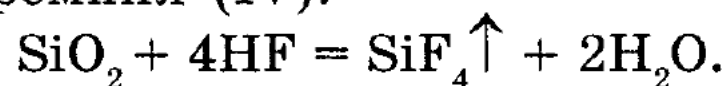
Все галогеноводороды очень хорошо растворимы в воде. При этом образуются растворы соответствующих галогеноводородных кислот. Сила кислот в ряду HF—HCl—HBr—HI увеличивается (HF — слабая кислота, остальные кислоты — сильные).

Все галогениды металлов, за исключением солей Ag и Pb, хорошо растворимы в воде. Малая растворимость галогенидов серебра позволяет использовать обменную реакцию типа



как *качественную* для обнаружения соответствующих ионов. В результате реакции AgCl выпадает в виде осадка белого цвета, AgBr — темновато-белого, AgI — ярко-желтого цвета.

В отличие от других галогеноводородных кислот, HF взаимодействует с оксидом кремния с образованием газообразного фторида кремния (IV):

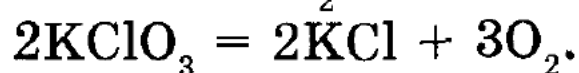


Кислородосодержащие соединения галогенов

Наиболее важным из таких соединений являются кислородосодержащие кислоты хлора типа HClO_n ($n=1-4$) и соответствующие им соли.

В ряду $\text{HClO}—\text{HClO}_2—\text{HClO}_3—\text{HClO}_4$ сила кислот увеличивается.

Из солей кислородосодержащих кислот хлора наибольшее значение имеет бертолетова соль (хлорат калия) KClO_3 . В лабораторной практике KClO_3 используется для получения O_2 (в присутствии MnO_2 в качестве катализатора).



В отсутствие катализатора хлорат калия при нагревании диспропорционирует:



КИСЛОРОД

Электронная конфигурация атома: $1s^2 2s^2 2p^4$.

Степени окисления: -2, -1 (в пероксидах), +2 (F_2O).

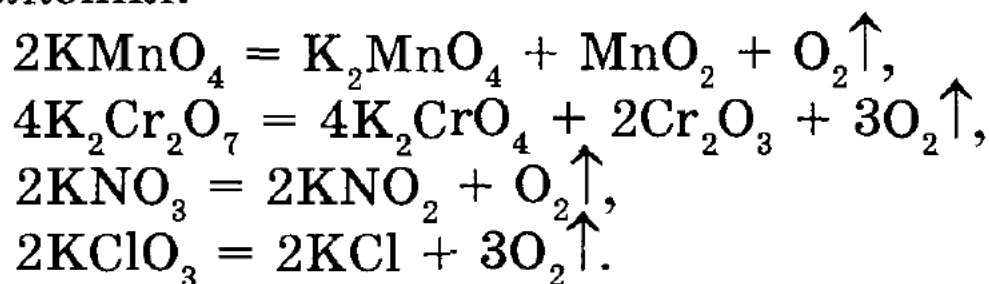
Аллотропные модификации. O_2 — кислород, O_3 — озон. Озон — газ с резким запахом, неустойчив.

Физические свойства. Кислород — бесцветный газ, без запаха, плохо растворим в воде.

Получение:

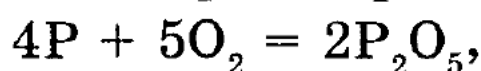
1. В промышленности — перегонка жидкого воздуха.

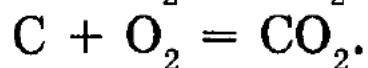
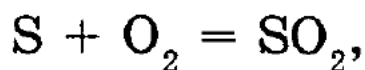
2. В лаборатории — реакции термического разложения:



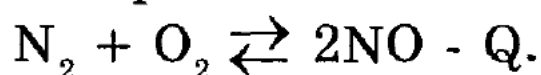
Химические свойства. Кислород в реакциях со всеми элементами (кроме фтора) является окислителем.

1. *Реакции с неметаллами* происходят в основном при нагревании.

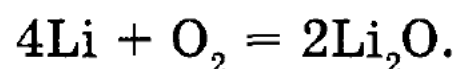




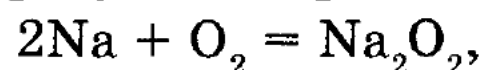
Взаимодействие кислорода с азотом начинается лишь при 1200 °С или в электрическом разряде:



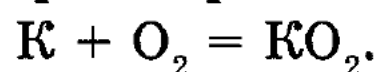
2. Реакции с активными металлами происходят при комнатной температуре, например:



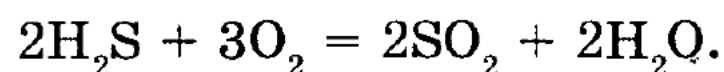
При нагревании натрия в сухом кислороде образуется пероксид натрия:



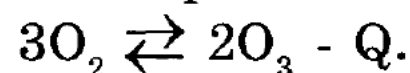
а при нагревании калия — надпероксид:



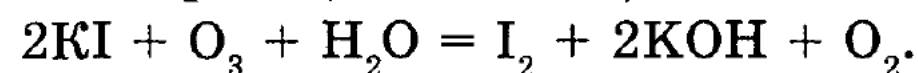
3. При взаимодействии сложных веществ с кислородом образуются оксиды соответствующих элементов:



Еще более сильным окислителем, чем кислород, является озон. Озон получают пропусканием электрического разряда через кислород:



Качественной реакцией на озон является его взаимодействие с йодидом калия (с кислородом эта реакция не идет):



Выделившийся йод фиксируют по посинению крахмала.

СЕРА И ЕЕ СОЕДИНЕНИЯ

Электронная конфигурация атома: $[\text{Ne}]\text{3s}^2\text{3p}^4$.

Степени окисления: -2, +4, +6.

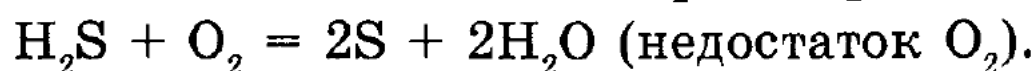
Аллотропные модификации. Ромбическая,

моноклинная, пластическая. Наиболее устойчивой модификацией является ромбическая сера, молекулы которой состоят из восьми атомов.

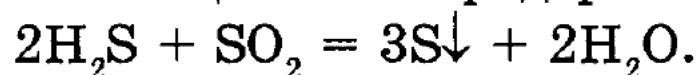
Физические свойства. Сера — твердое кристаллическое вещество желтого цвета.

Получение.

1. Неполное окисление сероводорода:

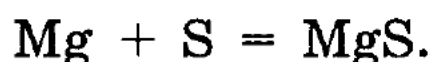
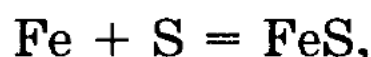


2. Реакция Валенродера:



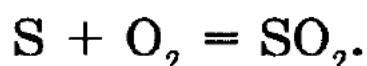
Химические свойства:

1. Окислительные свойства сера проявляет при взаимодействии с металлами:

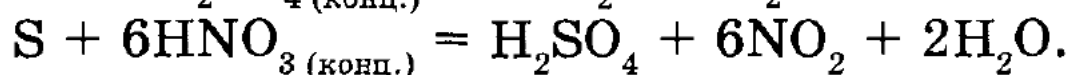
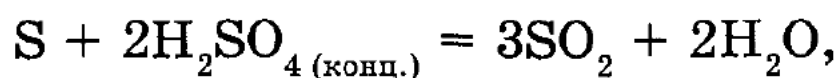


Последняя реакция протекает при комнатной температуре.

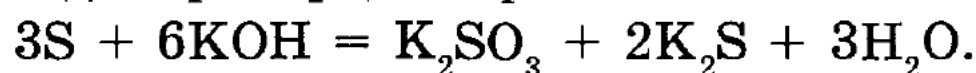
2. Восстановительные свойства сера проявляет в реакциях с сильными окислителями:



Сера растворяется в концентрированных кислотах-окислителях:



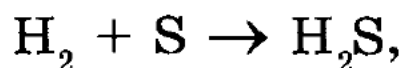
При кипячении в растворах щелочей сера может диспропорционировать:



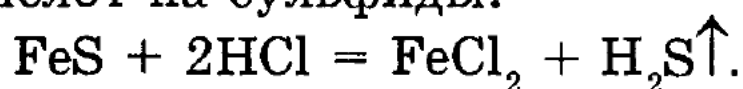
Сероводород, сероводородная кислота.

Сульфиды

При нагревании серы с водородом происходит обратимая реакция:

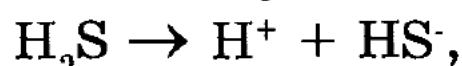


с очень малым выходом сероводорода H_2S . Обычно H_2S получают действием разбавленных кислот на сульфиды:



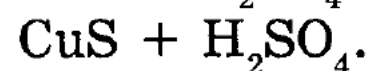
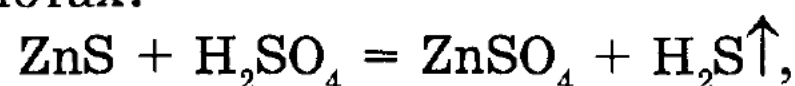
Сероводород H_2S — бесцветный газ с запахом тухлых яиц, ядовит, плохо растворим в воде.

Раствор сероводорода в воде представляет собой очень слабую двухосновную сероводородную кислоту:

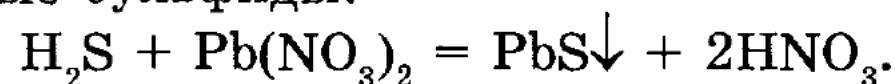


Сероводородная кислота образует два типа солей: сульфиды (в воде растворимы только сульфиды щелочных металлов, аммония, кальция и бария) и гидросульфиды — устойчивы только в растворах. Сульфиды, как соли очень слабой кислоты, подвергаются гидролизу.

Сульфиды металлов, стоящие в ряду напряжений левее железа, растворимы в сильных кислотах:

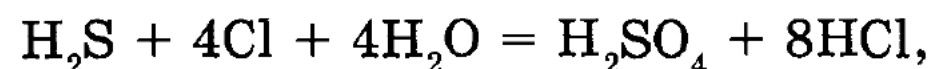


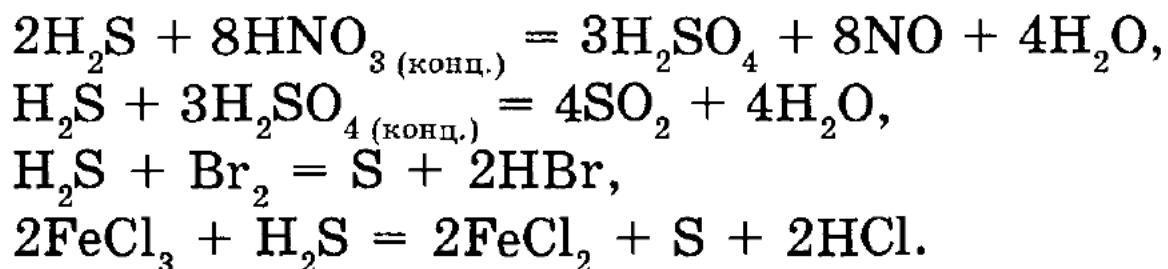
Качественная реакция на H_2S и растворимые сульфиды:



PbS — осадок черного цвета.

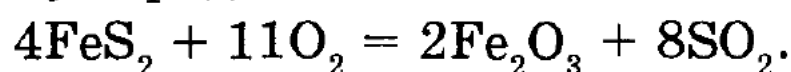
Сероводородная кислота — очень сильный восстановитель. Состав продуктов окисления сероводородной кислоты зависит от силы и количества окислителя:



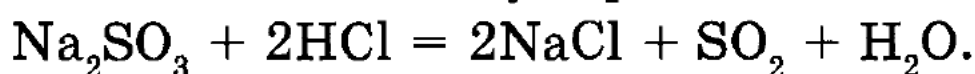


Оксид серы (IV). Сернистая кислота

В промышленности SO_2 получают при обжиге сульфидов:

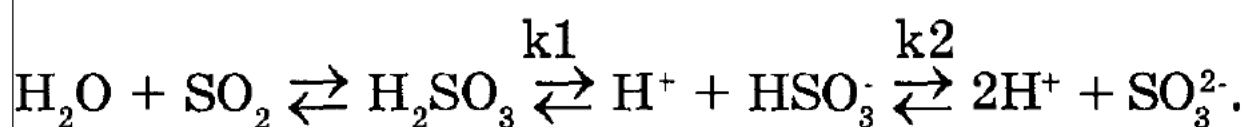


В лаборатории SO_2 получают при действии сильных кислот на сульфиты:



SO_2 — бесцветный газ с резким запахом, хорошо растворим в воде.

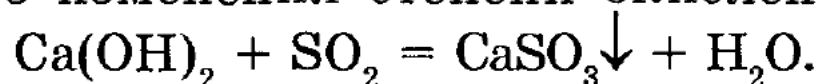
В водном растворе сернистого газа одновременно существуют следующие равновесия:



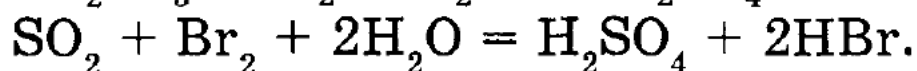
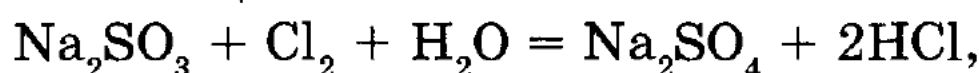
Сернистая кислота дает два ряда солей: средние — сульфиты и кислые — гидросульфиты.

Химические реакции, характерные для SO_2 , сернистой кислоты и ее солей, можно разделить на три группы:

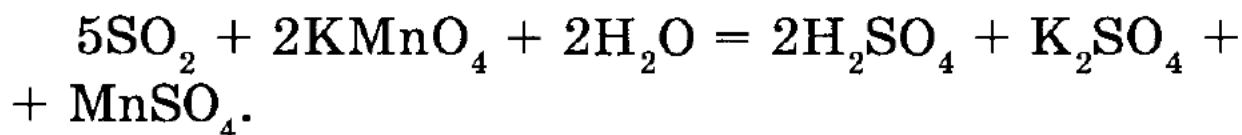
1. Кислотно-основные реакции, протекающие без изменения степени окисления:



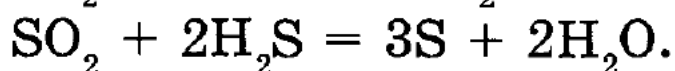
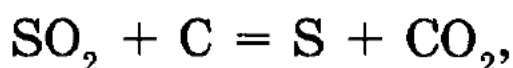
2. Реакция окисления:



Качественная реакция на SO_2 и сульфиты — обесцвечивание раствора перманганата калия:



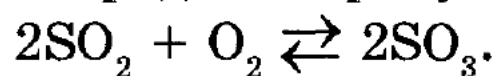
3. Реакция восстановления:



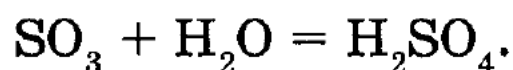
Оксид серы (VI). Серная кислота

SO_3 — бесцветная жидкость с $T_{\text{пл.}} = 16,8^\circ\text{C}$ и $T_{\text{кип.}} = 44,8^\circ\text{C}$.

Оксид серы (VI) получают окислением SO_2 кислородом в присутствии катализатора (V_2O_5):



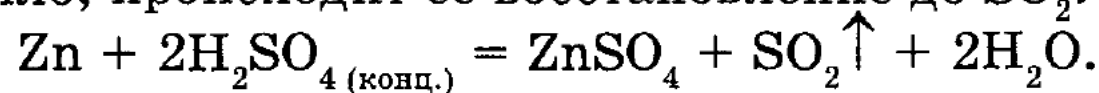
Оксид серы (VI) энергично соединяется с водой, образуя серную кислоту:



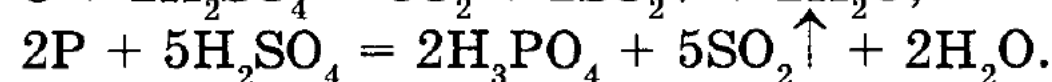
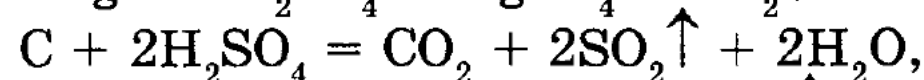
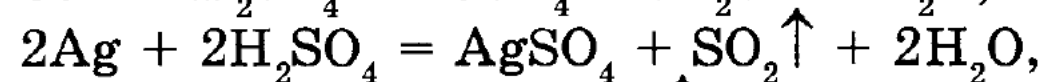
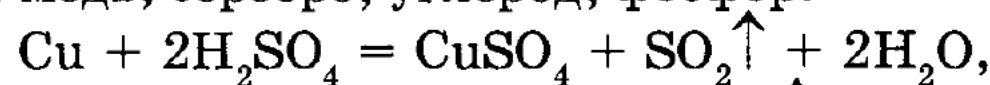
SO_3 очень хорошо растворяется в 100%-ной серной кислоте. Такой раствор называется *олеумом*.

Серная кислота H_2SO_4 — тяжелая вязкая жидкость, смешивается с водой любых отношениях. Ее раствор в воде является сильной кислотой, которая образует два ряда солей: сульфаты и гидросульфаты.

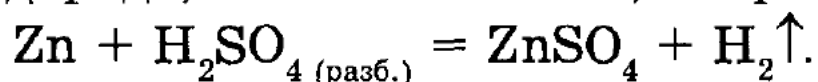
При взаимодействии концентрированной серной кислоты с различными металлами, как правило, происходит ее восстановление до SO_2 :



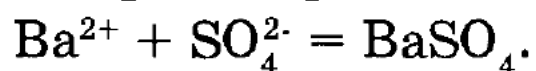
Концентрированная серная кислота окисляет медь, серебро, углерод, фосфор:



Разбавленная серная кислота окисляет только металлы, стоящие в ряду активности левее водорода, за счет ионов H^+ , например:



Качественная реакция на серную кислоту и растворимые сульфаты — образование белого осадка сульфата бария, не растворимого в кислотах и щелочах:



АЗОТ И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ

Электронная конфигурация атома: $1s^2 2s^2 p^3$.

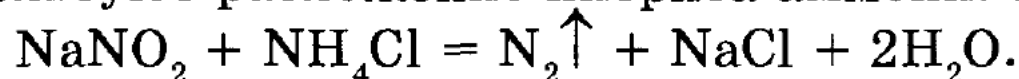
Степени окисления: от -3 до +5.

Физические свойства. Азот N_2 в свободном состоянии — газ без цвета и запаха, мало растворим в воде.

Получение:

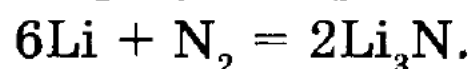
1. В промышленности азот получают перегонкой жидкого воздуха.

2. В лаборатории для получения азота используют разложение нитрита аммония:

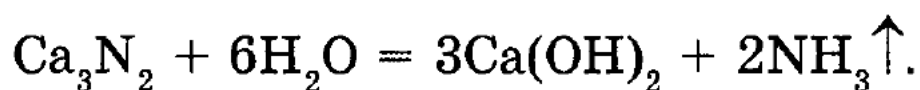


Химические свойства. В молекуле N_2 атомы связаны тремя ковалентными связями (две π -связи, одна σ -связь), поэтому молекула обладает низкой реакционной способностью.

1. *Реакции с активными металлами.* При обычных условиях азот реагирует только с литием, образуя нитрид:

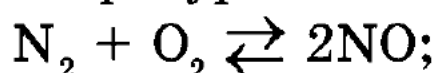


С натрием, кальцием и магнием реакция идет при нагревании. Образующиеся нитриды полностью гидролизуются при контакте с водой:

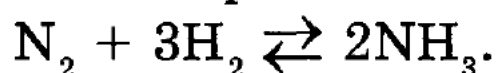


2. Реакции с неметаллами:

а) азот реагирует с кислородом при высокой температуре или в электрическом разряде:



б) реакция азота с водородом происходит при нагревании, высоком давлении и в присутствии катализатора:

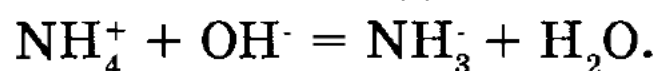


Аммиак. NH_3 представляет собой бесцветный газ, легче воздуха, с резким запахом, хорошо растворим в воде.

Получение. В лаборатории аммиак получают действием щелочей на растворы солей аммония при нагревании:

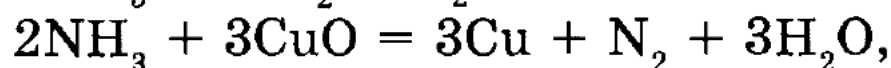
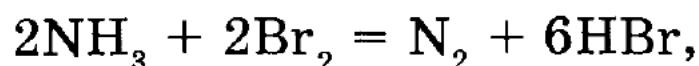


или в ионном виде:

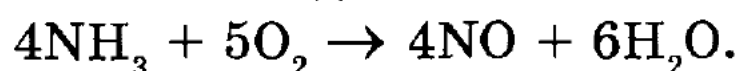


Это *качественная реакция* на ион аммония.

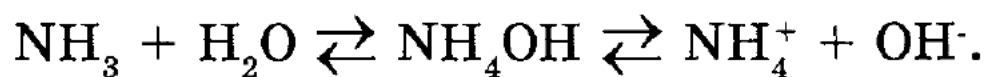
Химические свойства. Восстановительные свойства. При нагревании аммиака с галогенами, оксидами тяжелых металлов, кислородом образуется азот:



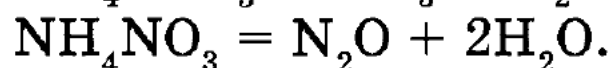
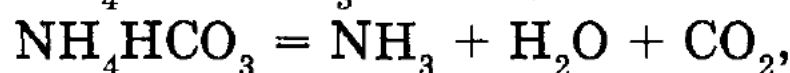
В присутствии катализатора аммиак может окисляться и до оксида азота NO:



Основные свойства аммиака обусловлены наличием неподеленной пары электронов у атома азота. Раствор аммиака в воде имеет щелочную среду:

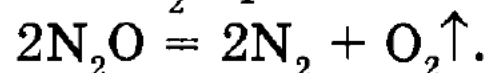


При взаимодействии аммиака с кислотами образуются соли аммония, которые при нагревании разлагаются:

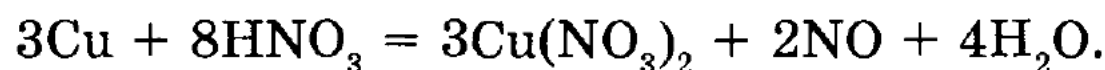


Оксиды азота. В оксидах азота его степень окисления меняется от +1 до +5.

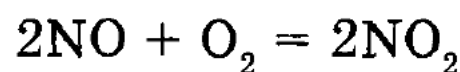
Оксид азота (I) N_2O — бесцветный газ со сладковатым запахом, хорошо растворимый в воде. Его получают разложением нитрата аммония. При 700°C N_2O разлагается с выделением кислорода:



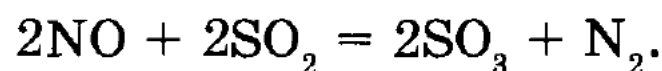
Оксид азота (II) NO — бесцветный газ, плохо растворим в воде. В промышленности его получают каталитическим окислением аммиака, в лаборатории — действием 30%-ной азотной кислоты на медь:



NO может проявлять свойства *восстановителя*:



и *окислителя*:

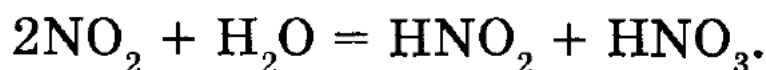


Оксиды N_2O и NO — несолеобразующие, они *не реагируют* с водой, щелочами и кислотами.

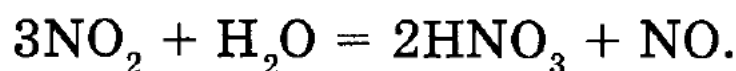
Оксид азота (IV) NO_2 — бурый газ с характерным запахом, очень ядовит. В промышленности NO_2 получают окислением NO , в лаборатории — действием концентрированной азотной кислоты на медь:



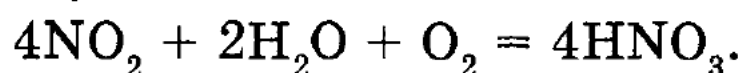
При взаимодействии с водой NO_2 диспропорционирует, образуя азотистую и азотную кислоты:



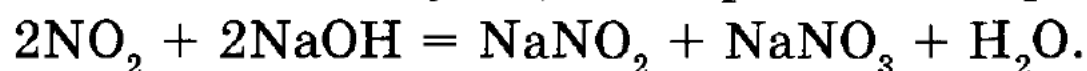
Поскольку образующаяся азотистая кислота неустойчива, то при нагревании реакция идет по-другому:



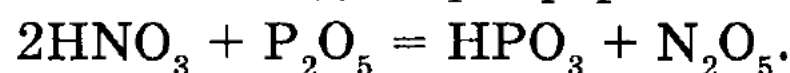
Если NO_2 растворяют в воде в присутствии кислорода, то получают только азотную кислоту:



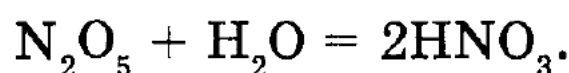
При взаимодействии NO_2 со щелочами образуются соответствующие нитриты и нитраты:



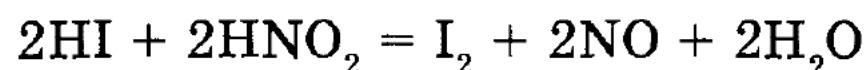
Оксид азота (V) N_2O_5 при обычных условиях — прозрачные бесцветные нестойкие кристаллы. Их получают обезвоживанием азотной кислоты оксидом фосфора:



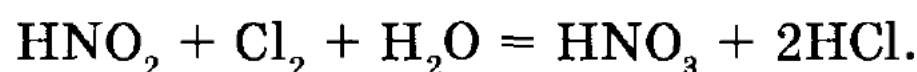
При взаимодействии N_2O_5 с водой образуется азотная кислота:



Азотистая кислота HNO_2 является слабой кислотой. Она неустойчива и существует только в разбавленных растворах. Азотистая кислота — слабый окислитель:

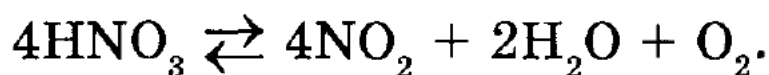


и сильный восстановитель:

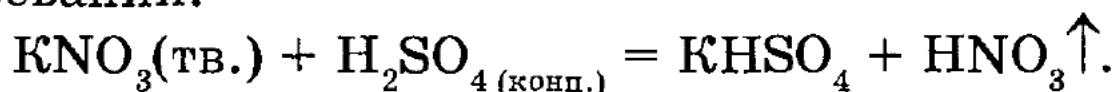


Азотная кислота HNO_3 — бесцветная жидкость, неограниченно смешивающаяся с водой.

При хранении на свету она частично разлагается:

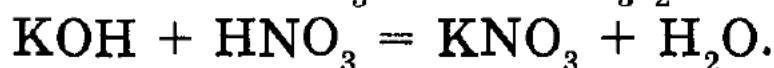
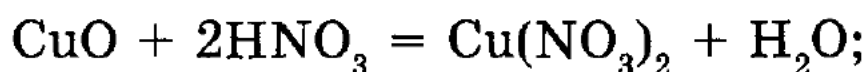


Получение. В промышленности азотную кислоту получают из аммиака, в лаборатории — действием серной кислоты на нитраты при нагревании:

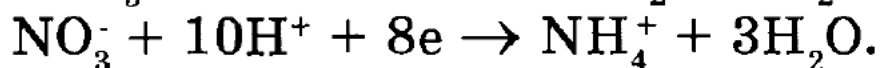
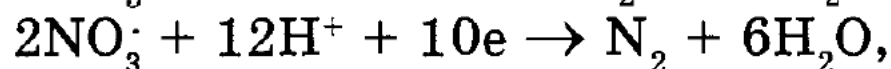
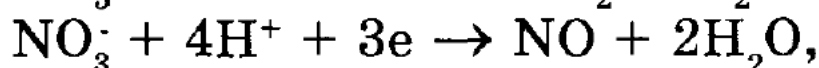
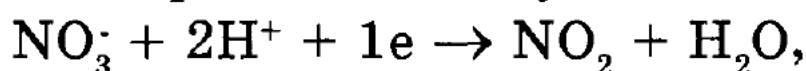


Химические свойства:

1. *Кислотные свойства.* HNO_3 — очень сильная кислота, и для нее характерны все реакции кислот:



2. *Окислительные свойства.* HNO_3 — сильный окислитель. Состав продуктов окисления зависит от концентрации кислоты, природы восстановителя, температуры. Восстановление HNO_3 может протекать следующим образом:

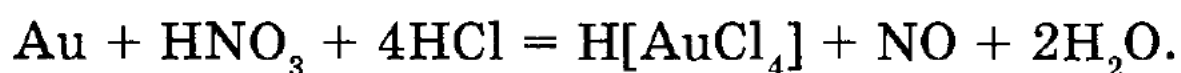


Первая реакция протекает между слабыми восстановителями (Cu, Ag) и концентрированной HNO_3 , последняя — между очень сильными восстановителями (Mg) и очень разбавленной HNO_3 .

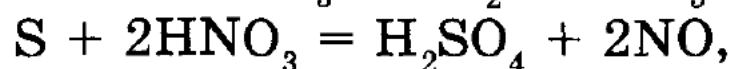
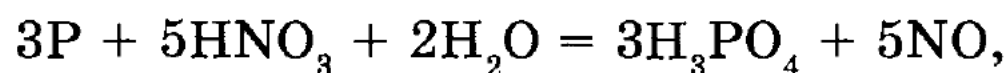
Концентрированная HNO_3 не взаимодействует при обычных условиях с Fe, Al, Cr, которые она пассивирует за счет образования оксидной

пленки, однако при сильном нагревании HNO_3 растворяет и эти металлы.

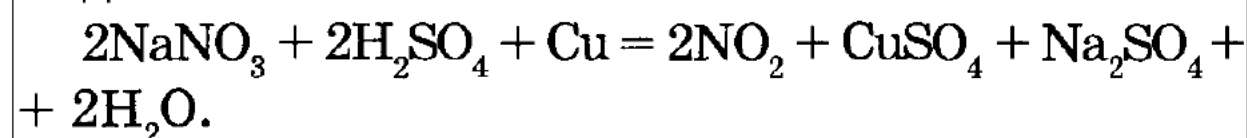
Концентрированная азотная кислота не растворяет золото, но смесь, состоящая из одного объема концентрированной HNO_3 и трех объемов концентрированной соляной кислоты (царская водка) переводит золото в растворимое состояние:



Концентрированная HNO_3 окисляет большинство неметаллов до их высших степеней окисления:

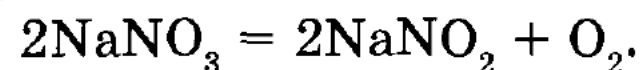


Качественной реакцией на NO_3^- является выделение бурого газа NO_2 при подкислении раствора и его взаимодействии с металлической медью:

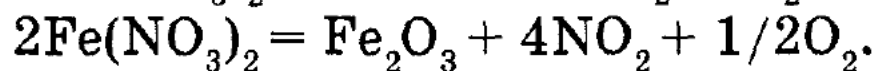
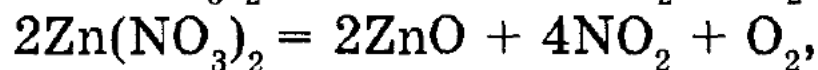
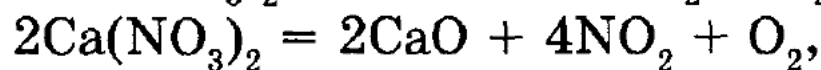


Разложение нитратов. Все нитраты по их термической устойчивости можно разделить на четыре группы:

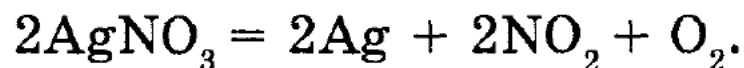
1. Нитраты *щелочных металлов* при нагревании разлагаются на нитриты и кислород, например:



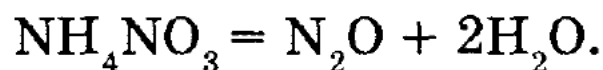
2. *Большинство* нитратов менее активных металлов (от щелочно-земельных металлов до меди) разлагаются на оксид металла, NO_2 и кислород:



3. Нитраты *наиболее тяжелых металлов* разлагаются на свободный металл, NO_2 и кислород:



4. Нитрат аммония разлагается до N_2O :



ФОСФОР И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ

Электронная конфигурация атома: $[\text{Ne}]3s^23p^3$.

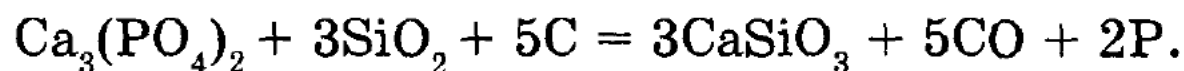
Степени окисления: -3, +3, +5.

Аллотропные модификации:

1. *Белый фосфор* — кристаллический порошок, ядовит, самовозгорается на воздухе, химически активен.

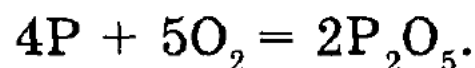
2. *Красный фосфор* — кристаллический порошок, устойчив, не ядовит, химически инертен. Известны также черный фосфор и несколько аморфных аллотропных форм.

Получение. Белый фосфор получают из фосфата кальция при нагревании его с песком и углем:

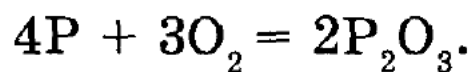


Химические свойства:

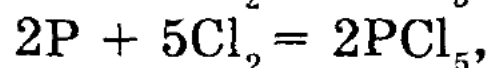
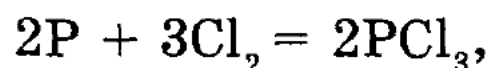
1. *Реакции с простыми веществами.* При обычных условиях на воздухе тонкоизмельченный белый фосфор самовоспламеняется:



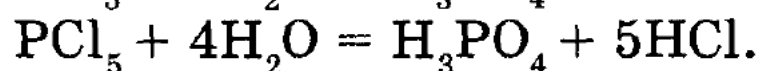
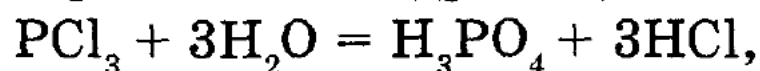
При недостатке кислорода образуется оксид фосфора (III):



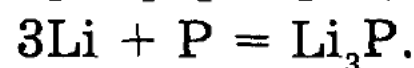
При взаимодействии с хлором фосфор образует хлориды фосфора (III) и (V):



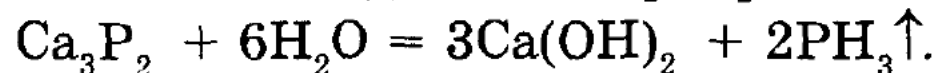
которые легко гидролизуются:



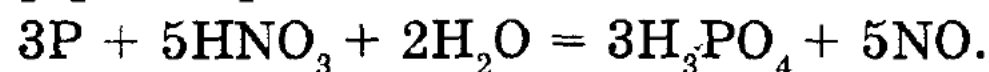
При взаимодействии с активными металлами фосфор образует фосфиды, например:



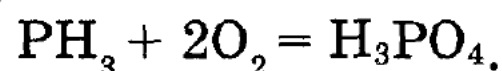
Фосфиды полностью гидролизуются водой и кислотами с выделением фосфина PH_3 :



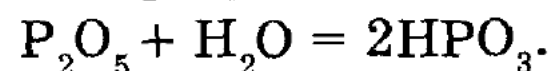
2. Реакции со сложными веществами. Фосфор растворяется в кислотах-окислителях:



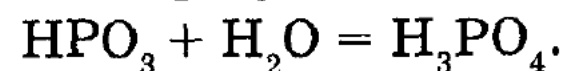
Фосфин PH_3 — ядовитый газ. По своим химическим свойствам он напоминает аммиак, но является более слабым основанием и более сильным восстановителем. На воздухе фосфин самопроизвольно воспламеняется:



Оксид фосфора (V) P_2O_5 — более кристаллическое вещество. Он энергично взаимодействует с водой, а также отнимает воду от других соединений. При реакции с водой в первую очередь образуется *метафосфорная* кислота HPO_3 :



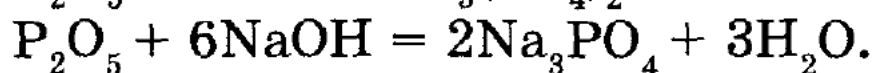
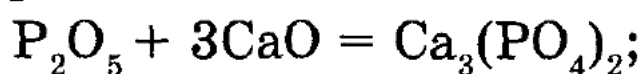
При кипячении раствора метафосфорной кислоты образуется ортофосфорная кислота H_3PO_4 :



При нагревании H_3PO_4 можно получить пиррофосфорную кислоту $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$:

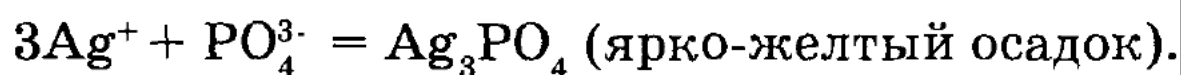


P_2O_5 — типичный кислотный оксид, он реагирует с основными оксидами и основаниями:



Ортофосфорная (фосфорная) кислота H_3PO_4 — белое твердое вещество, хорошо растворимое в воде. Это *трехосновная* кислота средней силы, в водном растворе диссоциирует ступенчато. H_3PO_4 образует три типа солей: *дигидрофосфаты* (NaH_2PO_4), *гидрофосфаты* (CaHPO_4), *фосфаты* ($\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$). Все дигидрофосфаты растворимы в воде. Из гидрофосфатов и фосфатов в воде растворимы только соли щелочных металлов и аммония.

Качественная реакция на фосфорную кислоту и ее соли:



НЕМЕТАЛЛЫ (ТЕСТОВОЕ ЗАДАНИЕ)

1. Какие элементы относятся к неметаллам:

- а) селен;
- б) кадмий;
- в) палладий;
- г) кремний?

2. Какие степени окисления может проявлять хлор в соединениях:

- а) -1;
- б) +1;
- в) +3;

г) +7?

3. Химическая связь какого типа образуется при взаимодействии двух различных неметаллов:

- а) металлическая;
- б) ионная;
- в) ковалентная полярная;
- г) ковалентная неполярная?

4. Какие вещества имеют окраску:

- а) хлор;
- б) бром;
- в) фтор;
- г) азот?

5. С какими веществами взаимодействует бром:

- а) H_2 ;
- б) Fe;
- в) KI;
- г) NaCl?

6. Какие неметаллы при нормальных условиях являются газами:

- а) бром;
- б) фосфор;
- в) кислород;
- г) фтор?

7. Какую общую формулу имеют гидриды щелочных металлов:

- а) MeH;
- б) MeH_2 ;
- в) MeH_3 ;
- г) Me_2H ?

8. Укажите ряды, в которых оксиды и ки-

слоты расположены в порядке увеличения кислотных свойств:

- а) SiO_2 , P_2O_5 , SO_3 ;
- б) N_2O_5 , P_2O_5 , As_2O_5 ;
- в) H_2SiO_3 , H_3PO_4 , H_2SO_4 ;
- г) Al_2O_3 , SiO_2 , P_2O_5 .

9. Какие соединения являются сильными кислотами:

- а) H_2CO_3 ;
- б) H_3PO_4 ;
- в) HNO_3 ;
- г) HClO_4 ?

10. Укажите области применения углерода:

а) восстановитель некоторых металлов из оксидов;

б) восстановитель при получении фосфора из фосфорита;

в) получение теплоты при горении;

г) в качестве отбеливателя.

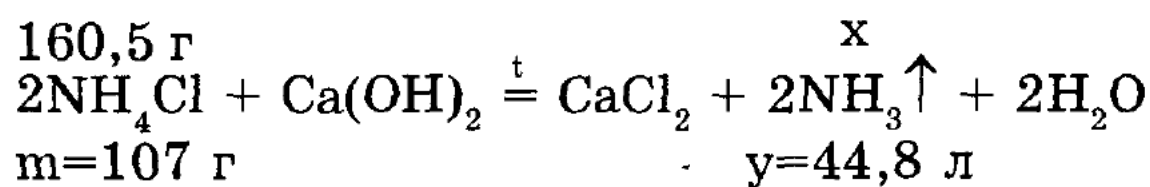
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
а)	+	+		+	+		+	+		+
б)		+		+	+					+
в)		+	+	+	+	+		+	+	+
г)	+	+				+		+	+	

Вычисление массы или объема исходного вещества, необходимого для реакции, если известен выход продукта и указана массовая или объемная доля (%) его от теоретически возможного

Пример 1. Вычислите объем аммиака, который получается при нагревании смеси хлорида аммония массой 160,5 г и гидроксида кальция, если объемная доля (%) выхода аммиака от теоретически возможного составляет 78 %.

Решение.

Запишите уравнение реакции получения аммиака:



$$x = \frac{160,5 \text{ г} \cdot 44,8 \text{ л}}{107 \text{ г}} = 67,2 \text{ л (NH}_3\text{)}.$$

Обратите внимание на то, что это весь аммиак, который может получиться в данном случае, т.е. 100 % — выход теоретический. На самом же деле мы получили 78 % от этого объема, так как по условию задачи $\varphi(\text{выхода}) = 78\%$.

Можно записать выражение для объемной доли (%):

$$\varphi(\text{выхода}) = \frac{V(\text{практ.})}{V(\text{теорет.})} \cdot 100 \text{ \%}.$$

Следовательно, практически аммиак будет получен объемом:

$$V(\text{практ.}) = \frac{\varphi(\text{выхода}) \cdot V(\text{теорет.})}{100 \%}$$

$$V(\text{практ.}) = \frac{78 \% \cdot 67,2 \text{ л}}{100 \%} = 52,42 \text{ л (NH}_3\text{)}.$$

Ответ. 52,42 л (NH₃)

Пример 2. При обработке серной кислотой фосфорита массой 1 тонна с массовой долей фосфата кальция 62 процента был получен суперфосфат массой 910,8 килограмма. Определите массовую долю (%) выхода суперфосфата по отношению к теоретическому.

Дано:

$$m(\text{фосфорита}) = 1 \text{ т},$$

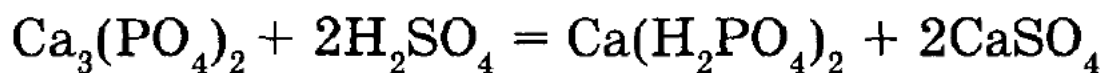
$$\omega(\text{Ca(PO}_4)_2) = 62 \%,$$

$$m(\text{суперфосфата}) = 910,8 \text{ кг}.$$

Найти: $\omega(\text{вых.})$.

Решение.

1. Составляют уравнение реакции и подсчитывают относительные молекулярные массы вещества:



$$\text{Mr}(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = 310$$

$$\text{Mr}(\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 + 2\text{CaSO}_4) = 506.$$

Суперфосфат представляет собой смесь дигидрофосфата кальция с сульфатом кальция.

2. Определяют Ca₃(PO₄)₂ в фосфорите массой 1 т:

$$m = \frac{62 \cdot 1}{100} = 0,62 \text{ т, или } 620 \text{ кг}.$$

3. Вычисляют массу суперфосфата, который может получиться из $\text{Ca}(\text{PO}_4)_2$ массой 620 кг, получается суперфосфат массой x килограммов.

$$310 \text{ кг} : 506 \text{ кг} = 620 \text{ кг} : x \text{ кг}$$

$$x = \frac{506 \text{ кг} \cdot 620 \text{ кг}}{310 \text{ кг}} = 1012 \text{ кг}.$$

4. Находят массовую долю (%) выхода суперфосфата:

$$\omega(\text{вых.}) = \frac{910,8 \text{ кг}}{1012 \text{ кг}} \cdot 100 \% = 90 \ \%.$$

Ответ. Таким образом массовая доля (%) выхода суперфосфата по отношению к теоретическому составляет 90 %.

Пример 3. Для получения нитрата кальция (кальциевой селитры) обработали карбонат кальция массой 1 т разбавленной азотной кислотой. При этом массовая доля (%) выхода кальциевой селитры составила 85% по отношению к теоретическому. Какая масса селитры была получена?

Дано:

$$m(\text{CaCO}_3) = 1 \text{ т},$$

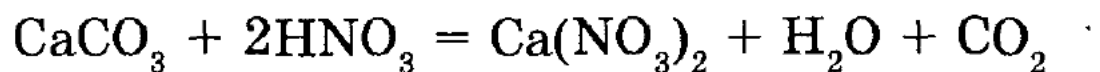
$$\omega\%([\text{Ca}(\text{NO}_3)_2] = 85 \ \%.$$

Найти:

$$m[\text{Ca}(\text{NO}_3)_2].$$

Решение.

1. Составляют уравнение реакции и подсчитывают относительные молекулярные массы вещества:



$$\text{Mr}(\text{CaCO}_3) = 100$$

$$\text{Mr}[\text{Ca}(\text{NO}_3)_2] = 164.$$

2. Вычисляют массу кальциевой селитры, которая должна была бы получиться из карбоната кальция массой 1 т по уравнению реакции: из CaCO_3 массой 100 кг получается $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ массой 164 кг, а из CaCO_3 массой 1000 кг получается $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ массой x килограммов.

$$100 \text{ кг} : 164 \text{ кг} = 1000 \text{ кг} : x \text{ кг}$$

$$x = \frac{164 \text{ кг} \cdot 1000 \text{ кг}}{100 \text{ кг}} = 1640 \text{ кг}.$$

3. Находят массу кальциевой селитры, получившуюся фактически исходя из того, что массовая доля (%) выхода ее составляет 85 %; селитра массой 1640 кг составляет 1000 %; селитра массой x кг, составляет 85 %;

$$1640 \text{ кг} : 100 \% = x \text{ кг} : 85 \%;$$

$$x = \frac{1640 \text{ кг} \cdot 85 \%}{100 \%} = 1394 \text{ кг}.$$

Ответ. Таким образом, вместо кальциевой селитры массой 1640 кг было получено ее 1394 кг, т.е. 85 % по отношению к теоретическому.

Пример 4. При полном растворении меди 3,2 г в концентрированной азотной кислоте практически выделилось 3 г оксида азота (IV). Сколько процентов это количество оксида азота (IV) составляет от теоретического и возможного выхода?

Решение.

3,2 г

х г



64 г

92 г

$$x = \frac{3,2 \cdot 92}{64} = 4,6 \text{ г NO}_2 \text{ (теоретический выход)}$$

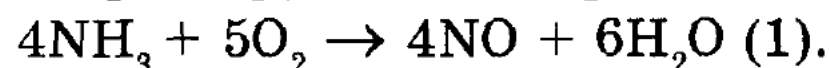
$$3 : 4,6 = 0,65 \text{ (или 65 \%)}.$$

Ответ. 65 %.

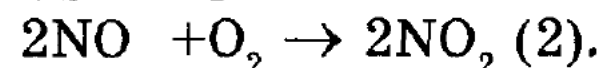
Пример 5. Газ, образовавшийся при каталитическом окислении 5,6 л (н.у) аммиака, собрали и окислили кислородом воздуха в отсутствие катализатора. Полученное вещество поглотили избытком воды массой 35 г в присутствии избытка кислорода. Определите, раствор какого вещества получен и какова массовая доля растворенного вещества в растворе.

Решение.

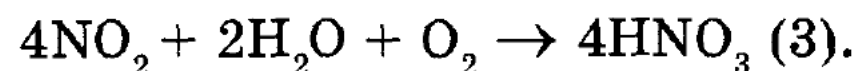
Известно, что в присутствии катализатора аммиак реагирует с кислородом по реакции:



Оксид азота (II) соединяется с кислородом воздуха при обычной температуре:



Если растворяется оксид азота (IV) в воде в атмосфере кислорода, то получается азотная кислота:



Таким образом, результатом протекания этих трех реакций является образование раствора азотной кислоты.

Чтобы определить массовую долю HNO_3 в растворе, необходимо знать массу HNO_3 , которая образуется по реакции (3), и массу воды в полученном растворе. При этом необходимо учесть, что первоначально взятая вода частично расходуется на химическое взаимодействие с NO_2 по реакции (3).

Поэтому масса воды в растворе окажется меньше по сравнению с массой воды, взятой для поглощения NO_2 .

Перед началом расчетов по уравнениям реакций условимся, что будем пользоваться понятием «моль». Такой подход более удобен по сравнению с другим возможным способом расчетов — через массу вещества.

Определим число молей аммиака, положившего начало всей цепочке превращений. На основании закона Авогадро можно записать:

$$V_m = \frac{V}{\nu}, \text{ где } V_m = 22,4 \text{ л/моль,}$$

V — объем газа, ν — количество вещества в молях. Отсюда:

$$\nu = \frac{V}{V_m} = \frac{5,6}{22,4} = 0,25 \text{ (моль) } \text{NH}_3.$$

Находим число молей NO , полученных при окислении 0,25 моль NH_3 по реакции (1).

Из 4 моль NH_3 образуется 4 моль NO .

Из 0,25 моль образуется x_1 моль NO .

$$x_1 = \frac{0,25 \cdot 4}{4} = 0,25 \cdot x_1 = 0,25 \text{ моль } \text{NO}.$$

Определим число молей NO_2 , образовавшихся при окислении 0,25 моль NO по реакции (2):

Из 2 моль NO образуется 2 моль NO_2 .

Из 0,25 моль образуется x моль NO_2 .

$$x_2 = \frac{0,25 \cdot 2}{2} = 0,25 \cdot x_2 = 0,25 \text{ моль } \text{NO}_2.$$

Определяем число молей HNO_3 , образующихся при растворении в воде 0,25 моль NO_2 по реакции (3):

Из 4 моль NO_2 образуется 4 моль HNO_3 .

Из 0,25 моль NO_2 образуется x моль HNO_3 .

$$x_3 = \frac{0,25 \cdot 4}{4} = 0,25 \text{ моль } \text{HNO}_3.$$

Итак, мы нашли количество HNO_3 , проведя последовательные вычисления по уравнениям трех реакций. Тот же результат можно получить и более простым способом, не прибегая к вычислениям. Посмотрите внимательно на уравнения (1)—(3). Вы увидите, что числа молей исходных веществ и числа молей продуктов реакций находятся между собой в простом соотношении 1 : 1 для всех трех реакций:

уравнение 1: $\text{NH}_3 \rightarrow \text{NO}$

4 моль 4 моль;

уравнение 2: $\text{NO} \rightarrow \text{NO}_2$

2 моль 2 моль;

уравнение 3: $\text{NO}_2 \rightarrow \text{HNO}_{3+}$

4 моль 4 моль.

Следовательно, если окислилось 0,25 моль NH_3 , то количество получившейся азотной кислоты

также должно составлять 0,25 моль. Умение анализировать коэффициенты уравнений химических реакций может существенно упростить путь вычислений. Далее найдем массу NH_3 в растворе:

$$n(\text{HNO}_3) = \frac{m}{M}; m(\text{HNO}_3) = M \cdot n,$$

$$M_r(\text{HNO}_3) = 1 + 14 + 16 \cdot 3 = 63,$$

$$M(\text{HNO}_3) = 63 \text{ г/моль},$$

$$m(\text{HNO}_3) = 63 \cdot 0,25 = 15,75 \text{ г}.$$

Теперь определим, сколько молей воды пошло на химическое взаимодействие с NO_2 по реакции (3).

4 моль NO_2 взаимодействуют с 2 моль H_2O ,

0,25 моль NO_2 взаимодействуют с x моль H_2O ,

$$x = \frac{0,25 \cdot 2}{4} = 0,125 \text{ моль } \text{H}_2\text{O}.$$

Определим массу воды, которая прореагировала с NO_2 :

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m}{M}; m(\text{H}_2\text{O}) = M \cdot n;$$

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль}; m(\text{H}_2\text{O}) = 0,125 \cdot 18 = 2,25 \text{ г}.$$

Всего было взято 35 г H_2O , поэтому в свободном виде, в качестве растворителя останется $35 \text{ г} - 2,25 \text{ г} = 32,75 \text{ г } \text{H}_2\text{O}$.

$$M(\text{H}_2\text{O в растворе}) = 32,75 \text{ г}.$$

Находим массу раствора m :

$$m = m(\text{HNO}_3) + m(\text{H}_2\text{O в растворе}) = 15,75 + 32,75 = 48,5 \text{ г}.$$

$$\omega(\text{HNO}_3) = \frac{m(\text{HNO}_3)}{m(\text{p-ра})} = \frac{15,75}{48,5} = 0,32 \cdot 100 \% = 32 \%.$$

Ответ. Получен раствор азотной кислоты, в котором концентрация HNO_3 составляет 32 %.

Пример 2. Сколько граммов аммиачной селитры необходимо добавить к 2000 г преципитата, чтобы получить удобрение с соотношением по массе азота и фосфора, равным 1 : 2?

Решение.

В состав удобрительной смеси входят соединения $\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ и NH_4NO_3 . По условию задачи масса азота и фосфора в смеси должна подчиняться пропорции: $m(\text{N}) : m(\text{P}) = 1 : 2$.

Записываем молярные массы солей и элементов:

$$M(\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = 172 \text{ г/моль},$$

$$M(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 80 \text{ г/моль},$$

$$M(\text{N}) = 14 \text{ г/моль}; M(\text{P}) = 31 \text{ г/моль}.$$

Вычисляем, сколько граммов фосфора содержится в 2000 г преципитата.

$$172 \text{ г } \text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O} \text{ содержит } 31 \text{ г P.}$$

$$2000 \text{ г } \text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O} \text{ содержит } x \text{ г P.}$$

$$x = \frac{2000 \cdot 31}{172} = 360,5 \text{ г P.}$$

Теперь можно найти, сколько граммов азота должно содержаться в питательной смеси:

$$m(\text{N}) : m(\text{P}) = 1 : 2,$$

$$m(\text{P}) = 360,5 \text{ г},$$

$$m(\text{N}) : 360,5 = 1 : 2,$$

$$Mr(H_2O) = 1 \cdot 2 + 16 = 18,$$

$$M(H_2O) = 18 \text{ г/моль},$$

$$m(H_2O) = 18 \text{ г}.$$

Уменьшение массы образца произошло за счет связывания кислорода. Если масса уменьшилась на 16 г, значит, был восстановлен 1 моль FeO и на восстановление затратился 1 моль водорода (2). Это количество водорода получается из 0,5 моль CaH₂, что составит:

$$Mr(CaH_2) = 40 + 1 \cdot 2 = 42,$$

$$M(CaH_2) = 42 \text{ г/моль}.$$

$$M = \frac{m}{\nu}; m = M \cdot \nu = 42 \cdot 0,5 = 21 \text{ г}.$$

Ответ. 21 г CaH₂ обработали водой.

Пример 4. К водному раствору йодида калия по каплям прилили свежеприготовленную хлорную воду. Объяснить, почему вначале появившаяся окраска раствора при дальнейшем приливании хлорной воды исчезла.

Решение.

$2KI + Cl_2 \rightarrow 2KCl + I_2$ (окраска раствора за счет йода),

$I_2 + 5Cl + 2H_2O \rightarrow 2HIO_3 + 10HCl$ (обесцвечивание раствора).

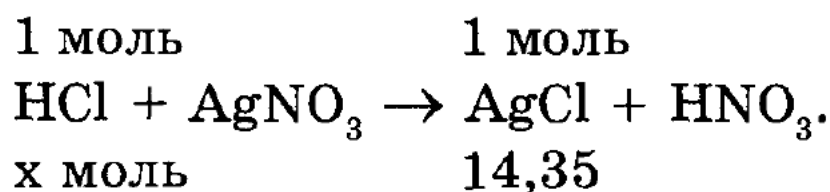
Пример 5. Смесь двух газов прореагировала на солнечном свете со взрывом. Затем газообразный продукт реакции с избытком одного из газов пропустили через воду. Объем нерастворившегося газа составил 1,12 л (н.у.). При ис-

следовании этого газа оказалось, что он горит с образованием воды. Раствор, полученный после пропускания газов через воду, имел кислую реакцию. При обработке этого раствора нитратом серебра выпало 14,35 г белого осадка. Определить количественный и качественный состав исходной смеси газов.

Решение.

Газ, который горит с образованием воды, — водород, он мало растворим в воде. Реагируют на солнечном свету со взрывом водород с кислородом, водород с хлором. Очевидно, что в смеси с водородом был хлор, т.к. образующийся HCl хорошо растворим в воде и с AgNO_3 дает белый осадок.

Таким образом, смесь состоит из газов H_2 и Cl:



При обработке 1 моль HCl образуется 1 моль AgCl, а при обработке x моль 14,35 г или 0,1 моль.

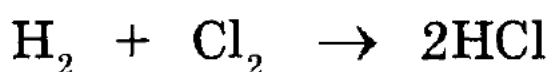
$$M_r(\text{AgCl}) = 108 + 2 + 35,5 = 143,5,$$

$$M(\text{AgCl}) = 143,5 \text{ г/моль},$$

$$v = \frac{m}{M} = \frac{14,35}{143,5} = 0,1 \text{ моль},$$

x = 0,1 моль HCl содержалось в растворе.

1 моль 1 моль 2 моль



x моль y моль 0,1 моль

x = y = 0,05 моль (1,12 л) водорода и хлора вступило в реакцию при образовании 0,1 моль

HCl. В смеси было 1,12 л хлора, а водорода 1,12 л + 1,12 л (избыток) = 2,24 л.

Пример 6. В лаборатории имеется смесь хлорида и йодида натрия. 104,25 г этой смеси растворили в воде и пропустили через полученный раствор избыток хлора, затем раствор выпарили досуха и остаток прокалили до постоянной массы при 300 °С.

Масса сухого вещества оказалось равной 58,5 г. Определить состав исходной смеси в процентах.

Решение.

$$Mr(\text{NaCl}) = 23 + 35,5 = 58,5,$$

$$M(\text{NaCl}) = 58,5 \text{ г/моль},$$

$$Mr(\text{NaI}) = 127 + 23 = 150$$

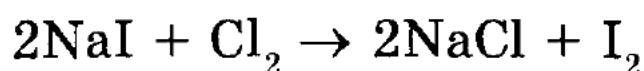
$$M(\text{NaI}) = 150 \text{ г/моль}.$$

В исходной смеси: масса NaCl — x г, масса NaI — $(104,25 - x)$ г.

При пропускании через раствор хлорида и йодида натрия йод вытесняется им. При пропускании сухого остатка йод испарился. Таким образом, сухим веществом может быть только NaCl.

В полученном веществе: масса NaCl исходного x г, масса полученного $(58,5 - x)$:

$$2 \cdot 150 \text{ г} \qquad 2 \cdot 58,5 \text{ г}$$



$$(104,25 - x) \text{ г} \quad (58,5 - x) \text{ г}$$

$$2 \cdot 150 \cdot (58,5 - x) = 2 \cdot 58,5 \cdot (104,25 - x)$$

$$x = \frac{58,5 \cdot 45,75}{21,5} = 29,25 \text{ (г)},$$

т.е. NaCl в смеси было 29,25 г, а NaI — $104,25 - 29,25 = 75$ (г).

Найдем состав смеси (в процентах):

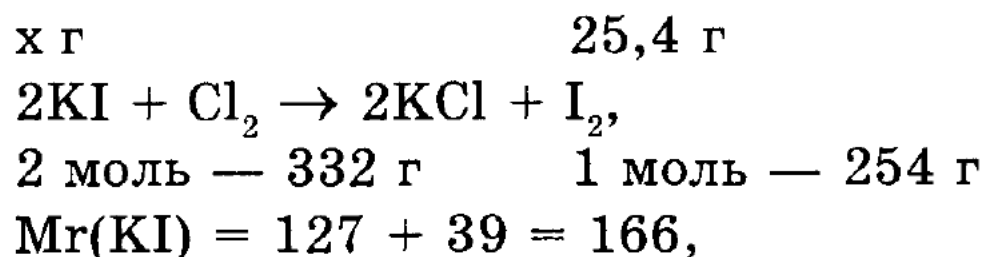
$$\omega(\text{NaI}) = \frac{75}{104,25} \cdot 100 \% = 71,9 \%,$$

$$\omega(\text{NaCl}) = 100 \% - 71,9 \% = 28,1 \%.$$

Пример 7. 68,3 г смеси нитрата, йодида и хлорида калия растворено в воде и обработано хлорной водой. В результате выделилось 25,4 г йода (растворимостью которого в воде пренебречь). Такой же раствор обработан нитратом серебра. Выпало 75,7 г осадка. Определить состав исходной смеси.

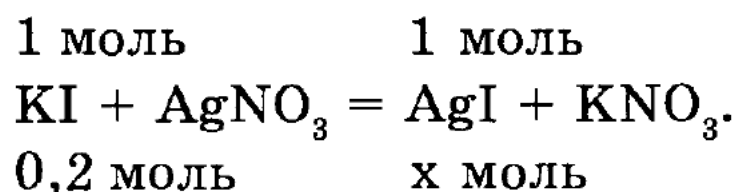
Решение.

С нитратом калия и хлоридом калия хлор не взаимодействует:



$$x = \frac{332 \cdot 25,4}{254} = 33,2 \text{ г (KI было в смеси).}$$

$$\nu(\text{KI}) = \frac{m}{M} = \frac{33,2}{166} = 0,2 \text{ моль.}$$



$$x = \frac{0,2 \cdot 1}{1} = 0,2 \text{ моль.}$$

$$\begin{aligned}
 M_r(\text{AgI}) &= 108 + 127 = 235, \\
 m(\text{AgI}) &= M \cdot \nu = 235 \cdot 0,2 = 47 \text{ (г)}, \\
 \text{тогда AgCl будет} \\
 75,7 \text{ г} - 47 \text{ г} &= 28,7 \text{ г}. \\
 74,5 \text{ г} & \qquad \qquad 143,5 \text{ г} \\
 \text{KCl} + \text{AgNO}_3 &= \text{AgCl} + \text{KNO}_3 \\
 x \text{ г} & \qquad \qquad 28,7 \text{ г}
 \end{aligned}$$

$$x = \frac{74,5 \cdot 28,7}{143,5} = 14,9 \text{ (KCl)}.$$

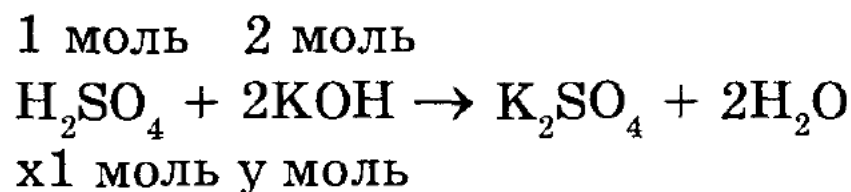
Следовательно, в смеси было:

$$68,3 - 33,2 - 14,9 = 20,2 \text{ г KNO}_3.$$

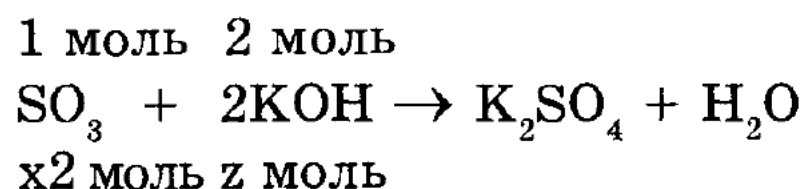
Пример 8. На нейтрализацию 34,5 г олеума расходуется 74,5 мл 40%-ного раствора гидроксида калия. Сколько молей оксида серы (VI) приходится на 1 моль серной кислоты?

Решение.

100%-ная серная кислота растворяет оксид серы (VI) в любых соотношениях. Состав, выражаемый формулой $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot x\text{SO}_3$, носит название олеума. Рассчитаем, сколько гидроксида калия необходимо для нейтрализации H_2SO_4 :



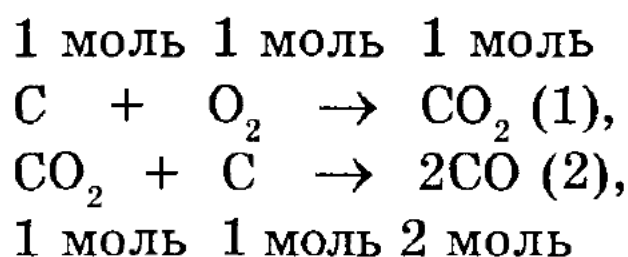
$y = 2 \cdot x1$ моль KOH идет на нейтрализацию SO_3 в олеуме. Рассчитаем, сколько KOH необходимо для нейтрализации 1 моль SO_3 :



Следовательно, CaCO_3 было 0,1 моль (10 г), а NaCl 40 г - 10 г - 19,4 г = 10,6 г.

Пример 10. При сжигании 3,6 г углерода в сосуде, содержащем 4,48 л кислорода (н.у.), образовалось два газа, которые пропустили через 20 мл 30%-ного раствора гидроксида натрия. Определите состав и концентрацию полученной соли.

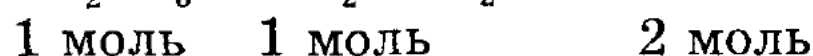
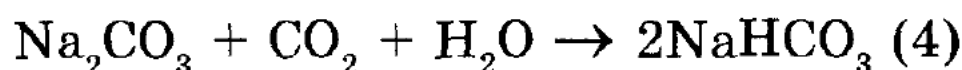
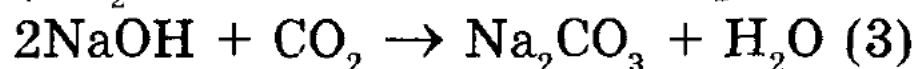
Решение.



$$\nu(\text{C}) = \frac{m}{M} = \frac{3,6}{12} = 0,3 \text{ моль}$$

$$\nu(\text{O}_2) = \frac{V}{V_m} = \frac{4,48}{22,4} = 0,2 \text{ моль}.$$

Из уравнений (1—2) следует, что 0,2 моль O_2 взаимодействует с 0,2 моль углерода, образуя 0,2 моль CO_2 . Оставшиеся 0,1 моль C взаимодействует с 0,1 моль CO_2 с образованием 0,2 моль CO . Состав смеси: 0,1 моль CO_2 , или 4,4 г [$m(\text{CO}_2) = M \cdot \nu = 44 \cdot 0,1 = 4,4$] и 0,2 моль CO .



$$\text{NaOH было } \frac{20 \cdot 1,33 \cdot 30}{100} = 8 \text{ (г)},$$

где 20 — объем, 1,33 — ρ , 30 — концентрация.

Отношение NaOH и $\text{CO}_2 = 2 : 1$.

Из уравнений (3—4) видно, что образуется 0,1 моль Na_2CO_3 (10,6 г).

Масса полученного р-ра равна $V \cdot \rho = 20 \cdot 1,33$ (раствора NaOH) + $4,4(\text{CO}_2) = 31$ г.

31 г раствора содержит 10,6 г Na_2CO_3 .

100 г раствора содержит x г Na_2CO_3 .

$$x = \frac{100 \cdot 10,6}{31} = 34,19 \text{ (г) } \text{Na}_2\text{CO}_3,$$

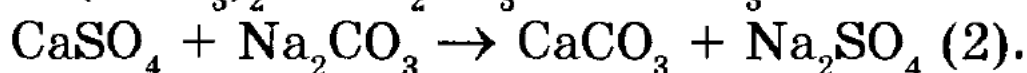
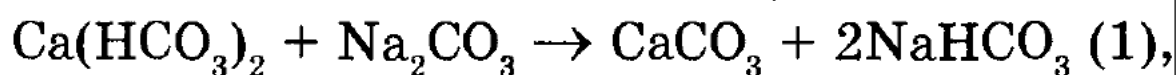
т.е. раствор 34, 19% -ный.

Пример 11. Определите количество карбоната натрия, необходимое для устранения общей жесткости воды, если в 100 мл воды содержится 4,008 мг Ca^{2+} и 3,648 мг Mg^{2+} .

Решение.

Наличие в природной воде солей кальция и магния обуславливает ее жесткость. Временную жесткость придают воде гидрокарбонаты, постоянную — сульфаты и хлориды кальция и магния.

Для устранения временной и постоянной жесткости можно использовать содовый метод:



Аналогичные уравнения можно написать для солей, содержащих ион Mg^{2+} . Из уравнений (1—2) видно, что 1 моль ионов Ca^{2+} или Mg^{2+} требуется 1 моль Na_2CO_3 .

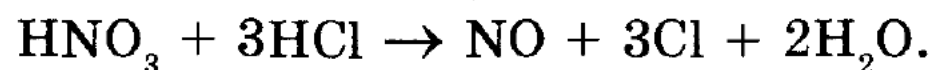
40,08 мг Ca^{2+} требуется 106 мг Na_2CO_3 .

$4,008 \text{ мг Ca}^{2+}$ требуется $x_1 \text{ мг Na}_2\text{CO}_3$.
 $x = 10,6 \text{ мг Na}_2\text{CO}_3$ на взаимодействие с Ca^{2+}
 $24,31 \text{ мг Mg}^{2+}$ требуется $106 \text{ мг Na}_2\text{CO}_3$
 $3,645 \text{ мг Mg}^{2+}$ требуется $x \text{ мг Na}_2\text{CO}_3$.
 $x_2 = 15,9 \text{ мг Na}_2\text{CO}_3$ на взаимодействие Mg^{2+}
 $10,6 \text{ мг} + 15,9 \text{ мг} = 26,5 \text{ мг}$.

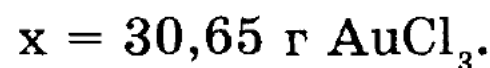
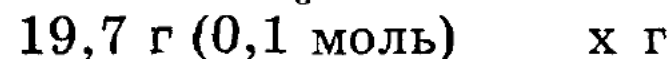
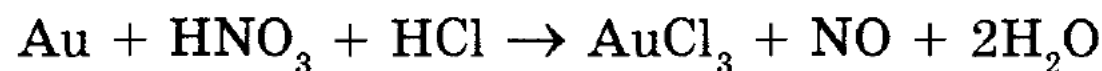
Пример 12. Чем отличается действие царской водки от действия азотной кислоты? Сколько соли и какого состава образуется при растворении в избытке царской водки $19,7 \text{ г}$ золота?

Решение.

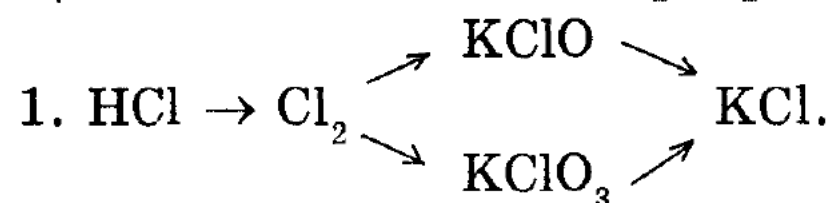
Царской водкой называется смесь одного объема HNO_3 и трех объемов HCl . Сильное окислительное действие царской водки обуславливается, с одной стороны, хлором в момент выделения, с другой — легко отдающим его хлористым нитрозилем:

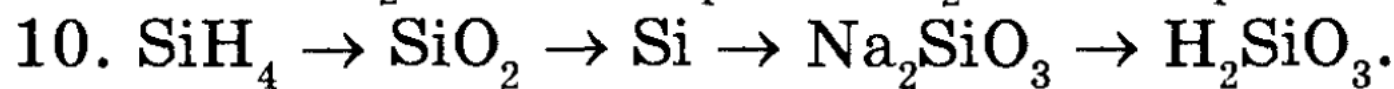
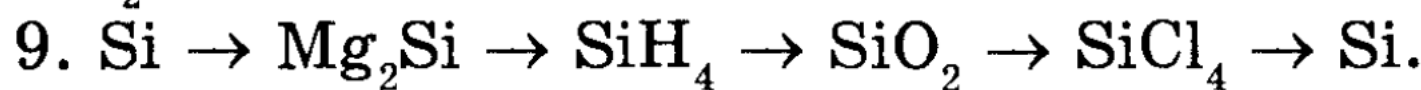
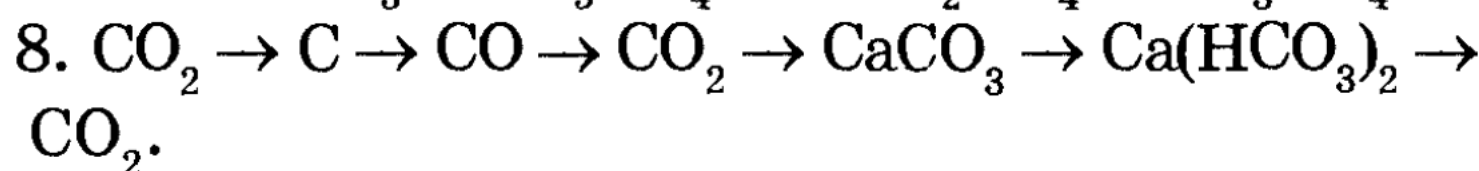
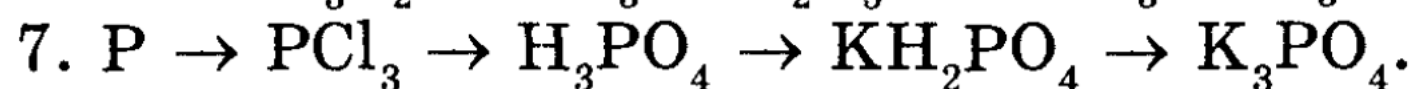
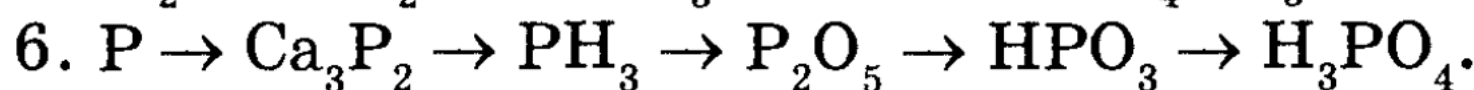
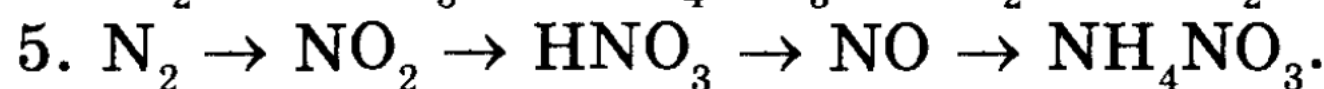
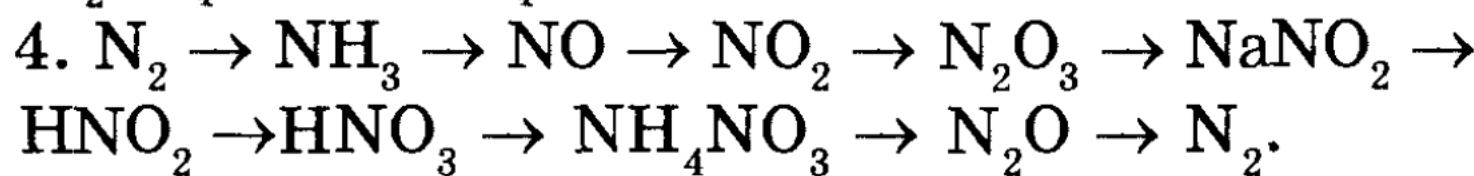
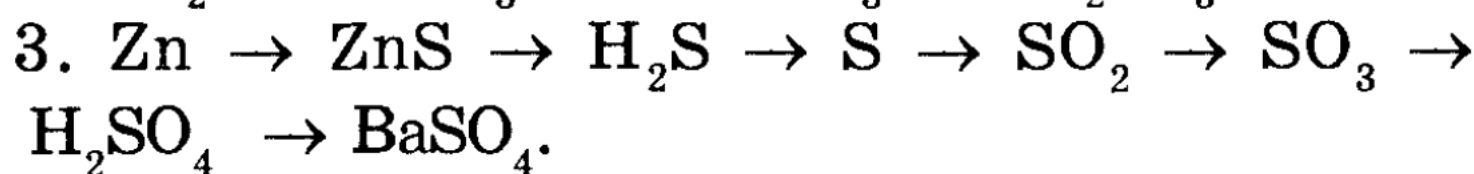
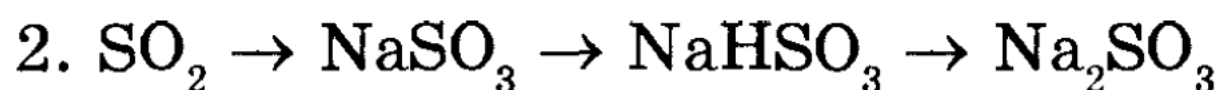


Выделяющийся атомный хлор взаимодействует с металлами, образуя хлориды



Цепочки химических превращений





Электролиз — это окислительно-восстановительный процесс, протекающий на электродах под действием постоянного электрического тока. Он возможен в растворах или расплавах электролитов. При электролизе на отрицательно заряженном электроде (катоде) происходит процесс *восстановления*, на положительно заряженном электроде (аноде) — процесс *окисления*. *Инертные электроды (графит, золото, платина)* в процессе электролиза химически не окисляются. *Аноды* из более активных металлов (никель, железо, медь и др.) при электролизе могут окисляться, при этом идет их растворение.

Возможны *три случая восстановительного процесса на катоде*:

1. Катионы металлов, имеющих стандартный электродный потенциал больший, чем у водорода (от Cu^{2+} до Au^{3+}) при электролизе практически полностью восстанавливаются на катоде.

2. Катионы металлов, имеющих малую величину стандартного электродного потенциала (от Li^+ до Al^{3+} включительно), не восстанавливаются на катоде, а вместо них восстанавливаются молекулы воды.

3. Катионы металлов, имеющих стандартный электродный потенциал меньший, чем у алюми-

ния (от Al до H₂), при электролизе на катоде восстанавливаются одновременно с молекулами воды.

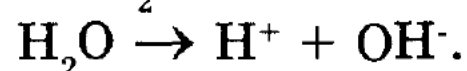
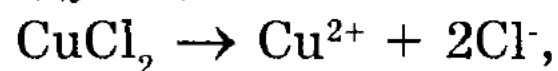
На *нерастворимом аноде* в процессе электролиза происходит окисление анионов или молекул воды. При этом анионы бескислородных кислот (например, S²⁻, I⁻, Br⁻, Cl⁻, ...) при их достаточной концентрации легко окисляются.

Если же раствор содержит аммоны кислородосодержащих кислот (например, SO₄²⁻, NO₃⁻, CO₃²⁻, PO₄³⁻, ...), то на аноде окисляются не эти ионы, а молекулы воды.

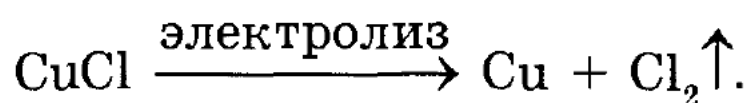
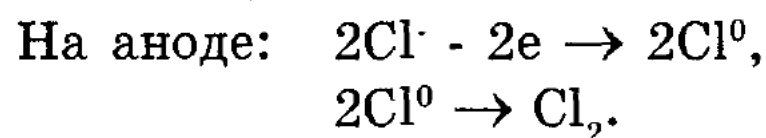
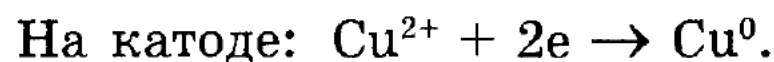
Пример 1. Как протекает электролиз водного раствора хлорида меди (II) CuCl₂ с инертными (угольными) электродами?

Решение.

В водном растворе хлорида меди находятся следующие ионы:



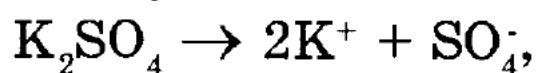
В ряду напряжений медь расположена после водорода, поэтому на катоде восстанавливаются ионы меди Cu и выделяется медь, а на аноде окисляются Cl.



Пример 2. Как протекает электролиз раствора сульфата калия с инертными электродами?

Решение.

В водном растворе сульфата калия находятся следующие ионы:

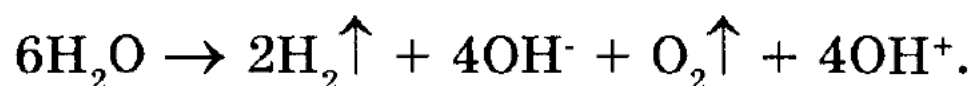
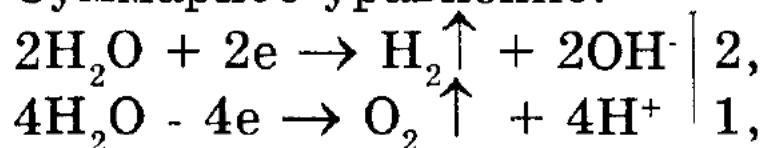


На катоде: $2\text{H}_2\text{O} + 2e \rightarrow \text{H}_2\uparrow + 2\text{OH}^-$, т.е. две молекулы воды реагируют с двумя электронами катода, образуя водород и гидроксид-ионы.

На аноде: $2\text{H}_2\text{O} - 4e \rightarrow \text{O}_2\uparrow + 4\text{H}^+$, т.е. две молекулы воды отдают четыре электрона, образуя кислород, ионы водорода.

В прикатодном пространстве накапливаются ионы K^+ и гидроксид-ионы OH^- , т.е. образуется щелочь, а около анода среда становится кислой вследствие образования серной кислоты.

Суммарное уравнение:



Если катодное и анодное пространство не разделены перегородкой, то ионы H^+ и OH^- образуют воду:



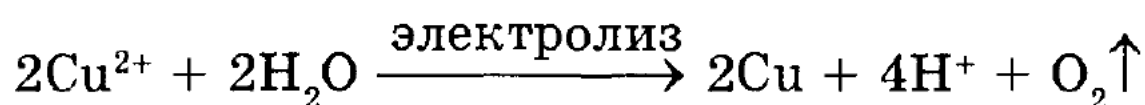
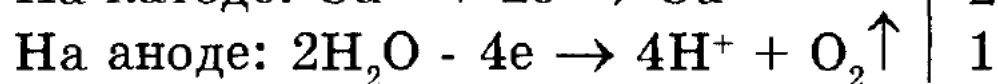
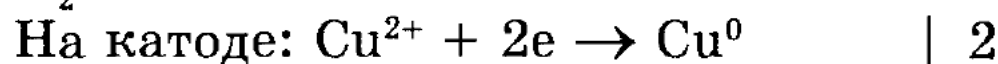
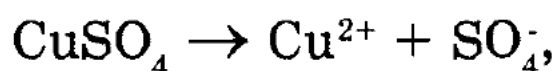
И так, электролиз водного раствора сульфата калия сводится к электролизу воды, а количество растворенной соли неизменно.

Пример 3. Составление схем электролиза водных растворов: а) сульфата меди; б) хлорида магния.

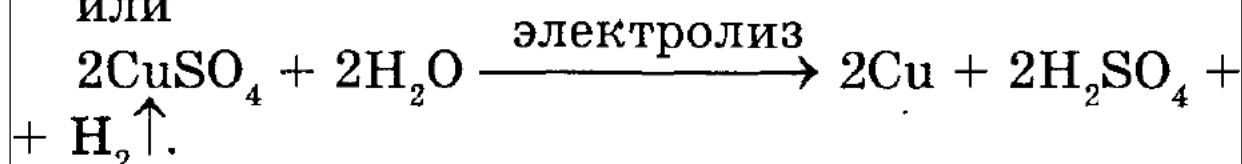
Электролиз проводится с использованием угольных электродов.

Решение.

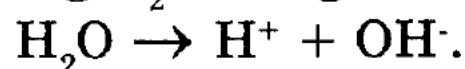
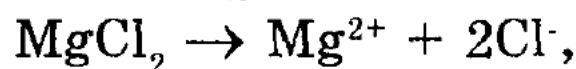
1. В водном растворе сульфата меди находятся следующие ионы:



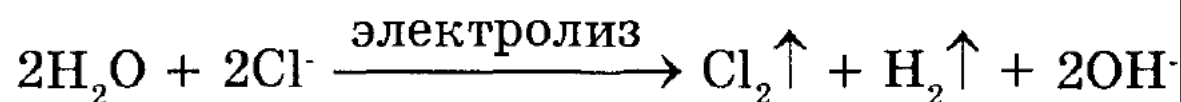
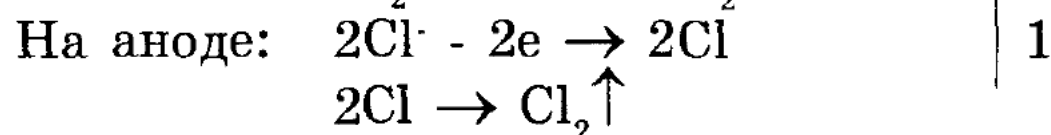
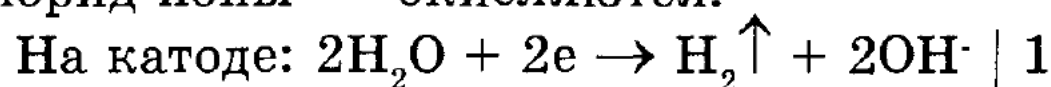
или



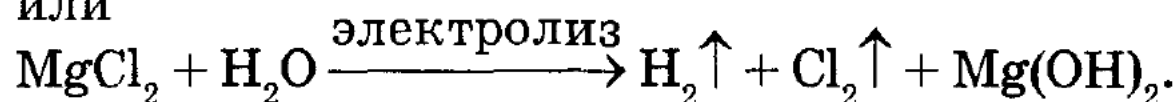
2. В водном растворе хлорида магния находятся следующие ионы:



Ионы магния не могут восстанавливаться в водном растворе (идет восстановление воды), хлорид-ионы — окисляются.



или



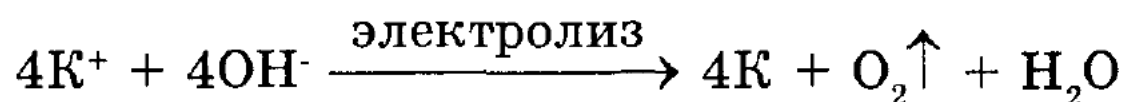
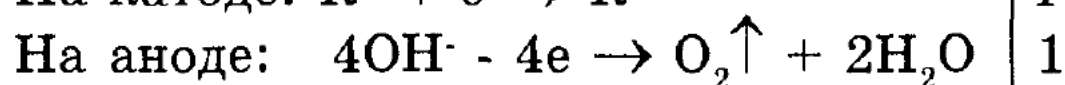
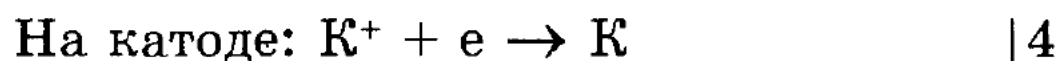
Пример 4. Составьте схему электролиза расплавов: а) гидроксида калия; б) сульфата натрия.

Решение.

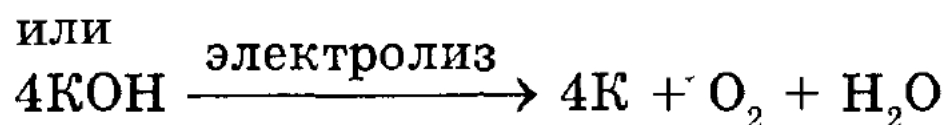
1. В расплаве гидроксид калия диссоциирует на ионы:



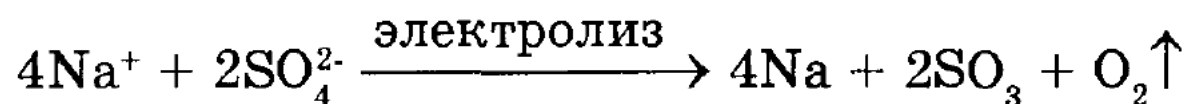
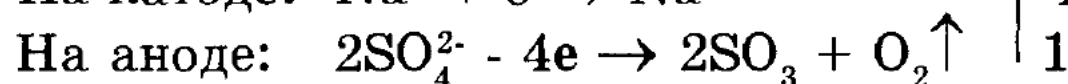
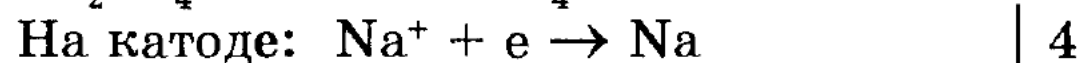
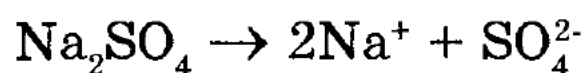
При протекании через расплав электрического тока к отрицательному электроду (катоде) будут перемещаться катионы K^+ и принимать электроны (восстанавливаться). К положительному электроду (аноду) будут подходить анионы OH^- и отдавать электроны (окисляться).



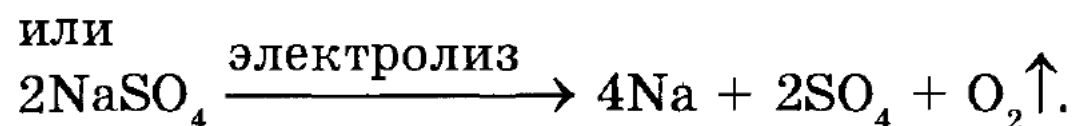
или



2. Сульфат натрия в расплаве диссоциирует на ионы:



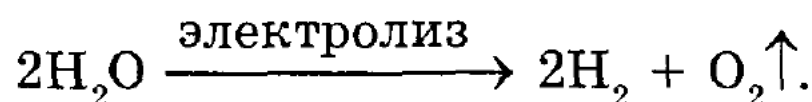
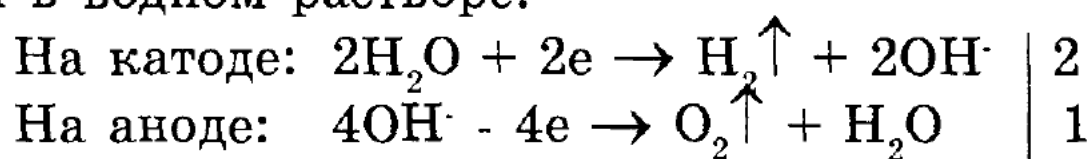
или



Пример 5. При электролизе раствора гидроксида калия с угольными электродами на аноде получено 25 мл газа. Сколько газа выделилось при этом на катоде?

Решение.

Составим схему процесса электролиза учитывая, что катионы калия не восстанавливаются в водном растворе.

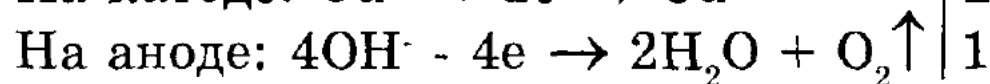
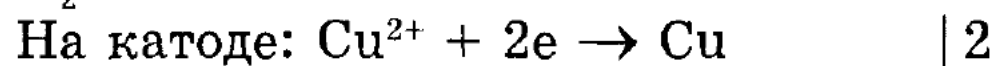
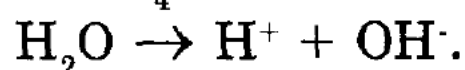
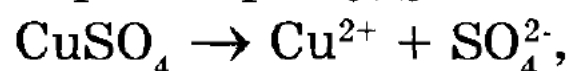


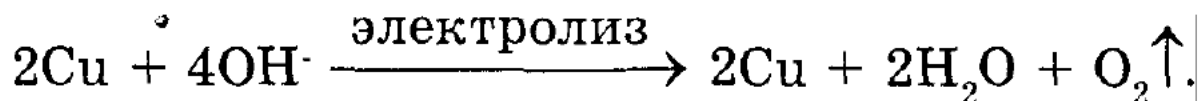
На аноде выделяется кислород, на катоде — водород. Количество электричества, прошедшего через анод и катод, одинаково; в этом случае, как следует из схемы электролиза, число молей выделившихся из водорода в два раза больше числа молей кислорода. Так как объем моля любого газа при постоянных условиях является постоянной величиной, то объем выделившегося водорода должен быть в два раза больше объема образовавшегося на аноде кислорода, т.е. составит $2 \cdot 25 \text{ мл} = 50 \text{ мл}$.

Пример 6. При электролизе раствора медного купороса на аноде выделилось 2,8 л газа. Какой это газ? Что и в каком количестве выделилось на катоде?

Решение.

В растворе будут находиться ионы:





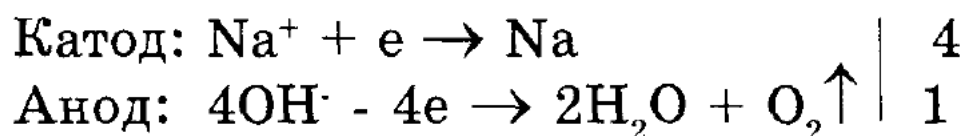
На аноде будет выделяться кислород (количество его дано 2,8 л). На катоде происходит восстановление катионов меди, поскольку она восстанавливается. Из уравнения реакций следует, что если на аноде выделяется 22,4 л кислорода, то на катоде восстанавливается 128 г меди, если на аноде 2,8 л, то на катоде x г меди.

$$x = \frac{2,8 \cdot 128}{22,4} = 16 \text{ г.}$$

Пример 7. Какое количество продуктов будет получено при электролизе расплавленного NaOH током силой 0,2А в течение 5 ч?

Решение.

Составим схему электролиза расплава (с учетом коэффициентов).



Теперь определим количество электричества (в кулонах), прошедшего через расплав NaOH, для чего амперы умножим на время (в секундах):

$$0,2 \cdot 5 \cdot 60 \cdot 60 = 3600 \text{ Кл.}$$

Согласно второму закону Фарадея (если через раствор (расплав) пройдет 96 500 Кл электричества, то на электродах выделится эквивалент вещества), будем иметь.

На катоде:

96 500 Кл электричества выделит 23 г Na,

3600 Кл электричества выделит x г.

$$x = \frac{3600 \cdot 23}{96500} = 0,86 \text{ г.}$$

На аноде:

96 500 Кл электричества выделит 8 г O,

3600 Кл электричества выделится x г.

$$x = \frac{3600 \cdot 8}{96500} = 0,3 \text{ г.}$$

Пример 8. Почему при электролизе водных растворов нитрата кальция и гидроксида натрия на электродах образуются одни и те же вещества? Приведите схему протекающих при этом процессов.

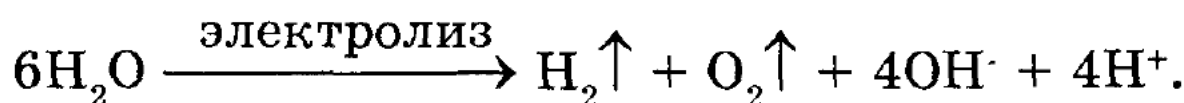
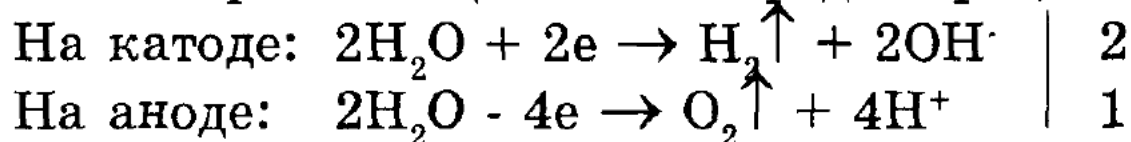
Решение.

При электролизе водных растворов гидроксида натрия и нитрата кальция на электродах протекают одинаковые окислительно-восстановительные реакции. На катоде происходит восстановление ионов водорода, образующихся при диссоциации воды. Тот факт, что водород восстанавливается в первую очередь, т.е. в первую очередь электрон присоединяется к ионам водорода, обусловлен большей прочностью связи электрона с ядром атома водорода, чем с ядрами атомов активных металлов.

На аноде в обоих случаях идет окисление ионов OH, так как последние окисляются лег-

че, чем сложные кислородосодержащие ионы.

Схемы протекающих на электродах процессов:



1. Какие вещества образуются у катода при электролизе водного раствора соли калия?

2. При электролизе водного раствора на катоде выделилось 11,2 л водорода. Какое количество вещества электронов вступило при этом в реакцию?

3. Сколько граммов меди выделится на катоде при электролизе водного раствора хлорида меди, если пропускать ток силой 5 А в течение часа?

Ответ. 5,97 г.

4. При пропускании электрического тока в течение 10 мин через раствор соли серебра на катоде выделилось 0,1 моль серебра. Вычислите силу тока.

Ответ. 16 А.

5. Какова будет процентная концентрация сульфата меди в растворе, полученном после пропускания электрического тока силой 2,5 А в течение двух часов через 500 мл 0,4 Н раствора (плотностью 1,1 г/см³)?

Ответ. 0,2 %.

6. При прохождении электрического тока силой 3 А в течение 25 мин через раствор нитра-

та серебра на электроде (каком?) выделилось 4,8 г серебра. Рассчитать выход продукта в процентах от теоретического.

Ответ. 95,2 %.

7. 0,45 г латуни (сплав цинка с медью) растворили в кислоте. Полученный раствор подвергли электролизу. Для полного выделения одного из металлов (меди) через раствор в течение 8 мин пропустили ток силой 1 А. Вычислите процентный состав сплава.

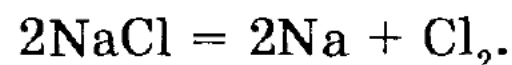
Ответ. 35,3 %.

ЩЕЛОЧНЫЕ МЕТАЛЛЫ

К щелочным металлам относятся литий (Li), натрий (Na), калий (K), рубидий (Rb), цезий (Cs) и франций (Fr). Конфигурация внешнего электронного слоя этих элементов - ns^1 . В своих соединениях они проявляют единственную степень окисления +1.

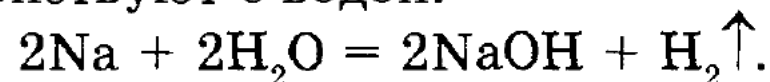
Физические свойства. Щелочные металлы - легкие, очень мягкие, имеют низкие температуры плавления и кипения.

Получение. Электролиз расплавов солей:

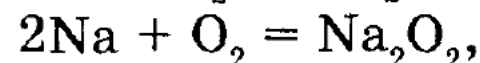
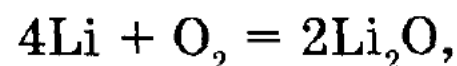


Химические свойства:

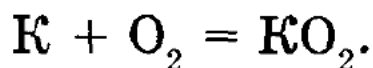
1. Все щелочные металлы активно взаимодействуют с водой:



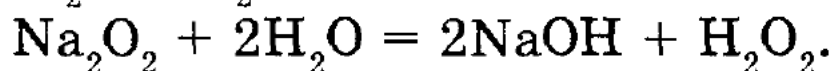
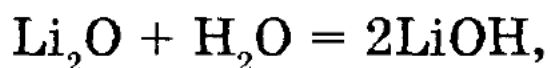
2. При взаимодействии с кислородом воздуха литий превращается в оксид, натрий в пероксид:



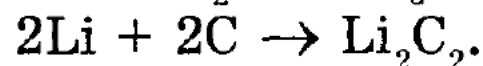
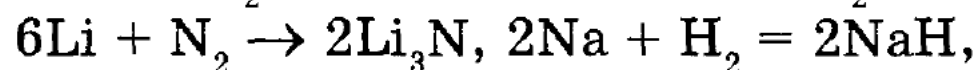
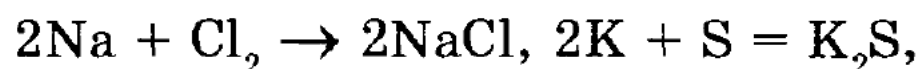
а калий, рубидий и цезий – в надпероксиды:



Кислородные соединения щелочных металлов активно взаимодействуют с водой:



3. Все щелочные металлы реагируют с неметаллами при нагревании:



Почти все соли щелочных металлов хорошо растворимы в воде.

Качественной реакцией на щелочные металлы является окрашивание пламени:

Li^+ — окрашивает в кармилово-красный цвет,

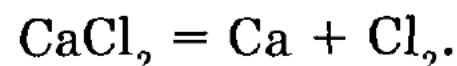
Na^+ — в желтый,

K^+ , Rb^+ , Cs^+ — в фиолетовый.

ЩЕЛОЧНОЗЕМЕЛЬНЫЕ МЕТАЛЛЫ

К щелочноземельным металлам относят кальций (Ca), стронций (Sr), барий (Ba) и радий (Ra). Кроме них, главную подгруппу II группы входят бериллий (Be) и магний (Mg). Конфигурация внешнего электронного слоя этих элементов — ns^2 , поэтому для них характерна степень окисления +2.

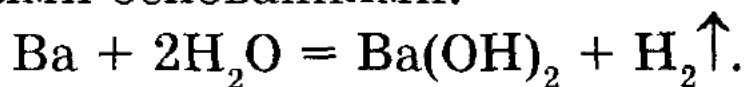
Получение. Электролиз расплавов солей:



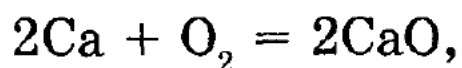
Химические свойства. Все щелочно-земельные металлы менее реакционноспособны, чем щелочные металлы.

1. В обычных условиях поверхность Be и Mg

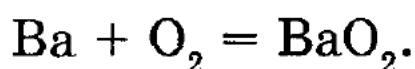
покрыта инертной оксидной пленкой, поэтому они устойчивы по отношению к воде. В отличие от них Ca, Sr и Ba растворяются в воде с образованием гидроксидов, которые являются сильными основаниями:



2. При взаимодействии с *кислородом* все элементы второй группы, кроме бария, образуют оксиды:

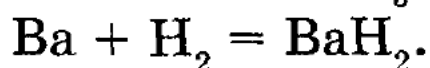
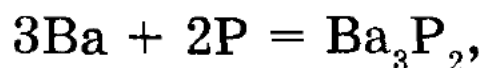
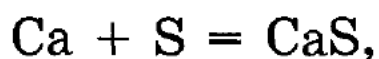
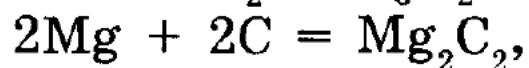
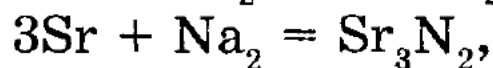
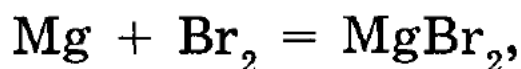


а барий — пероксид:



Оксиды щелочноземельных элементов проявляют *основные* свойства.

3. Щелочноземельные элементы при нагревании реагируют с неметаллами:



Качественной реакцией на щелочноземельные металлы является окрашивание ими пламени:

Ca^{2+} — окрашивает пламя в темно-оранжевый цвет;

Sr^{2+} — в темно-красный;

Ba^{2+} — в светло-зеленый.

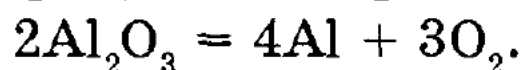
АЛЮМИНИЙ И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ

Электронная конфигурация атома: $[\text{Ar}]3s^23p^1$.

Степень окисления: +3.

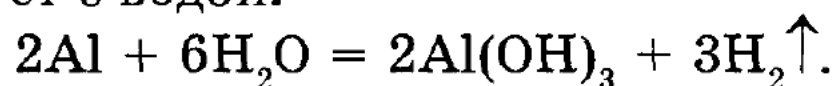
Физические свойства. Алюминий — серебристо-белый, легкий металл, обладающий высокой *тепло- и электропроводимостью*. Поверхность металла покрыта тонкой, но очень прочной пленкой оксида Al_2O_3 , которая препятствует взаимодействию с водой, концентрированными HNO_3 и H_2SO_4 , хотя взаимодействие возможно при удалении пленки в бескислородной среде.

Получение. Электролиз расплава оксида Al_2O_3 в присутствии криолита Na_3AlF_6 :

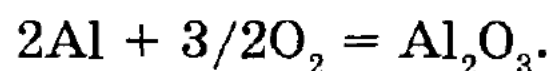


Химические свойства:

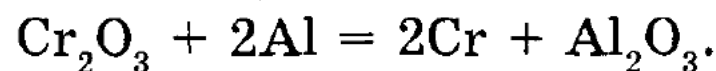
1. Если с поверхности алюминия удалить защитную пленку Al_2O_3 , то металл взаимодействует с водой:



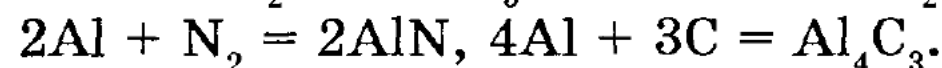
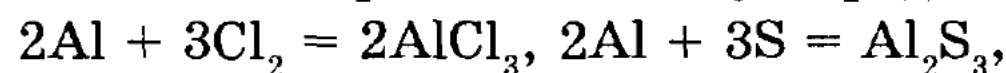
2. Алюминий горит на воздухе, выделяя большое количество теплоты:



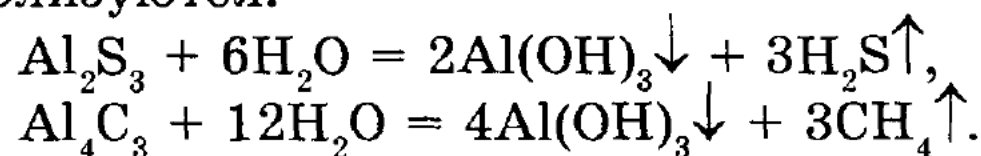
Большое сродство алюминия к кислороду нашло применение в *алюмотермии* (восстановлении металлов из их оксидов металлическим алюминием):



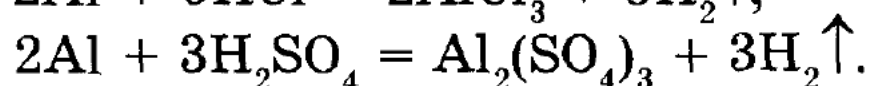
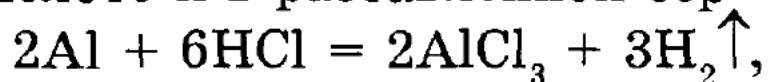
3. Алюминий реагирует с галогенами, при нагревании — с серой, азотом и углеродом:



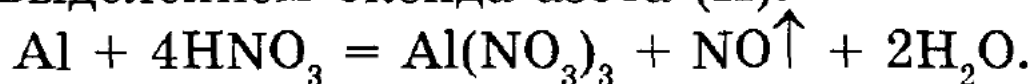
Сульфид и карбид алюминия полностью гидролизуются:



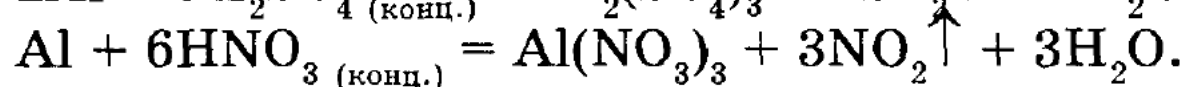
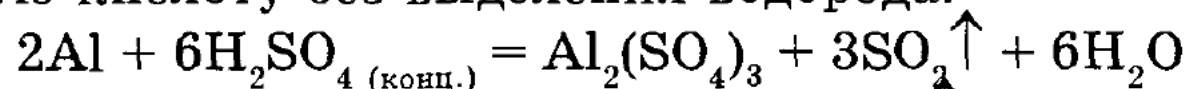
4. Алюминий легко растворяется в соляной кислоте и в разбавленной серной кислоте:



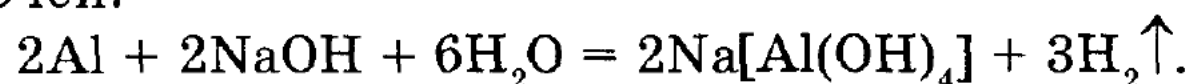
В *разбавленной* азотной кислоте реакция идет с выделением оксида азота (II):



При *нагревании* алюминий способен восстанавливать концентрированные серную и азотную кислоту без выделения водорода:



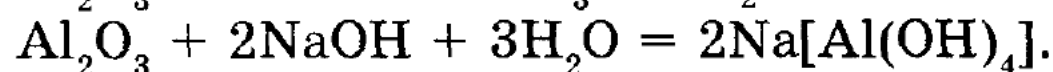
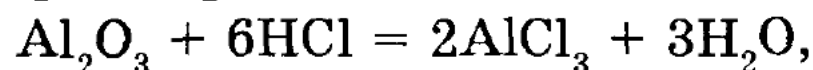
Алюминий растворяется в растворах щелочей:



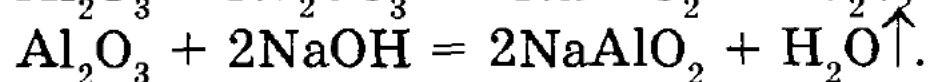
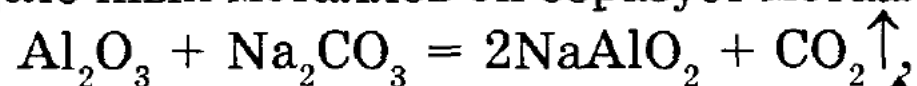
Оксид алюминия. В лаборатории оксид алюминия получают прокаливанием его гидроксида:



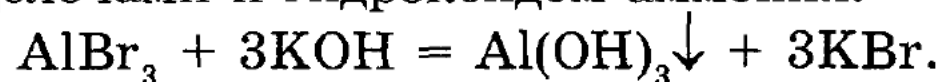
Оксид алюминия с водой не взаимодействует, но растворяется в кислотах и щелочах:



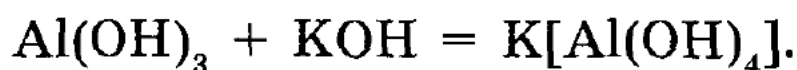
При сплавлении со щелочами или карбонатами щелочных металлов он образует метаалюминаты:



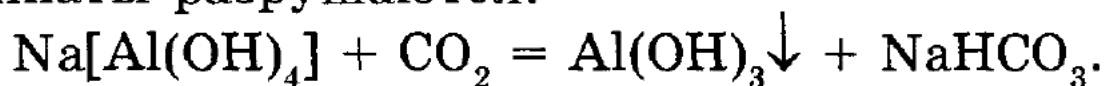
Гидроксид алюминия. $\text{Al}(\text{OH})_3$ — белое студенистое вещество, нерастворимое в воде, обладающее *амфотерными* свойствами. Гидроксид алюминия получается обработкой солей алюминия щелочами и гидроксидом аммония:



В первом случае необходимо избегать избытка щелочи, в которой гидроксид алюминия растворяется:



При слабом подкислении тетрагидроксоалюминаты разрушаются:



Переходные металлы и их соединения

Переходные металлы — это элементы с валентными d - или f - электронами (элементы побочных подгрупп периодической системы). Эти элементы обладают рядом характерных свойств: переменные степени окисления, способность к образованию комплексных ионов; образование окрашенных соединений.

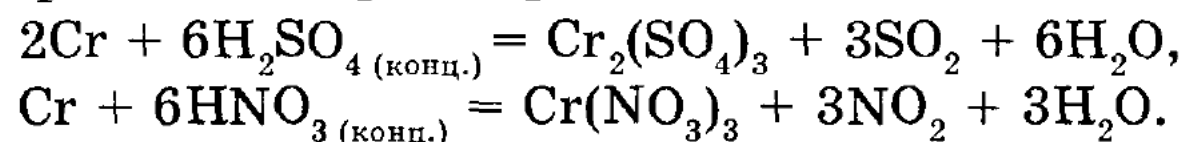
ХРОМ И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ

Электронная конфигурация атома: $[\text{Ar}]3d^54s^1$.

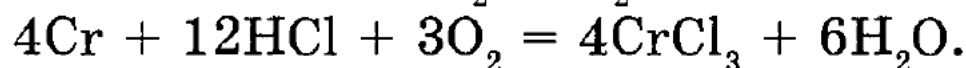
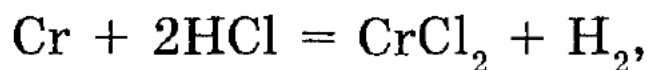
Основные степени окисления: +2, +3, +6.

При высоких температурах хром горит в кислороде с образованием Cr_2O_3 , при нагревании с галогенами хром образует галогениды состава CrHal_3 .

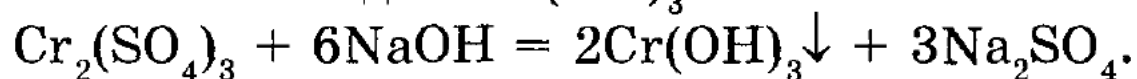
Хром *пассивируется* холодными концентрированными H_2SO_4 и HNO_3 , однако *при сильном нагревании* он растворяется в этих кислотах:



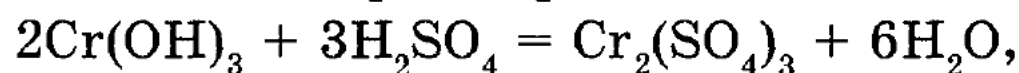
Хром растворяется в разбавленных сильных кислотах (HCl , H_2SO_4). В этих случаях в отсутствии воздуха образуются соли Cr^{2+} , а на воздухе — соли Cr^{3+} :



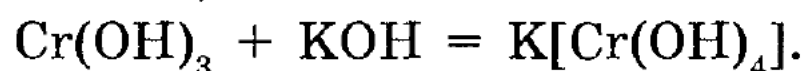
Соединения хрома (III). Соли трехвалентного хрома сходны с солями алюминия. При действии щелочей на соли хрома (III) выпадает зеленый осадок $\text{Cr}(\text{OH})_3$:



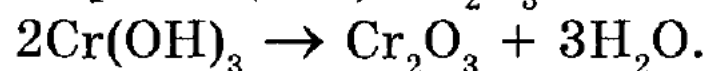
Гидроксид хрома (III) обладает амфотерными свойствами, растворяясь как в кислотах:



так и в щелочах:



При прокаливании $\text{Cr}(\text{OH})_3$ образуется *оксид хрома (III)* Cr_2O_3 :



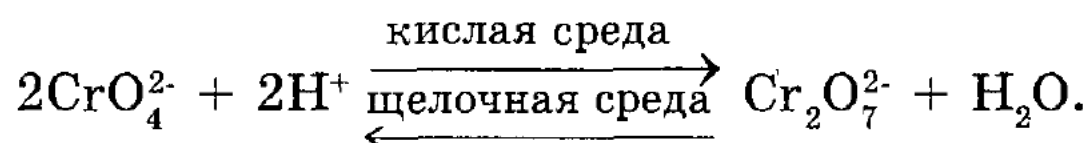
Соединения хрома (VI). Оксид хрома (VI)

CrO_3 — кислотный оксид. Он реагирует со щелочами, образуя желтые хроматы CrO_4^{2-} , например:



В кислой среде ион CrO_4^{2-} превращается в ион $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ оранжевого цвета.

В щелочной среде эта реакция протекает в обратном направлении:



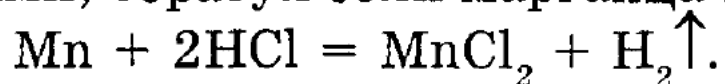
Все соединения хрома (VI) являются *сильными окислителями*.

МАРГАНЕЦ И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ

Электронная конфигурация атома: $[\text{Ar}]3d^54s^2$.

Основные степени окисления: +2, +4, +7.

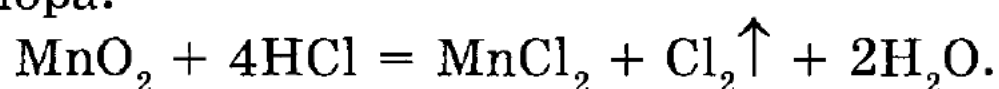
Металлический марганец реагирует с кислотами, образуя соли марганца (II).



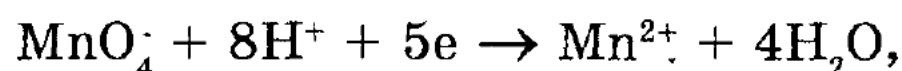
Оксид марганца (IV) MnO_2 — соединение коричнево-черного цвета, не растворяется в воде. Он может быть получен разложением нитрата марганца (II):



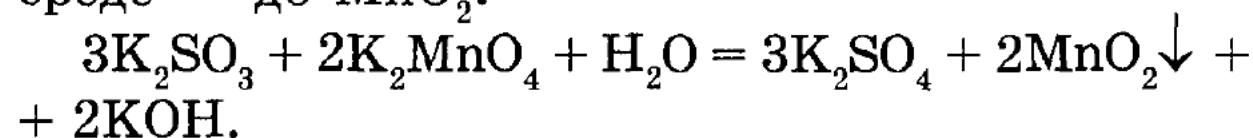
MnO_2 — сильный окислитель, который окисляет концентрированную соляную кислоту до хлора:



Перманганат калия KMnO_4 — кристаллы фиолетового цвета, хорошо растворимы в воде. В кислой среде он восстанавливается до ионов Mn^{2+} :



в щелочной среде — до K_2MnO_4 , а в нейтральной среде — до MnO_2 :

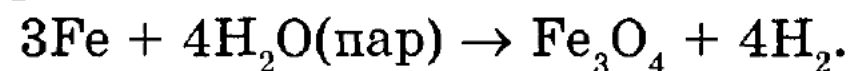


ЖЕЛЕЗО И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ

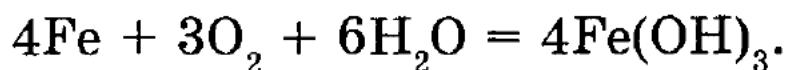
Электронная конфигурация атома: $[\text{Ar}]3\text{d}^64\text{s}^2$.

Основные степени окисления: +2, +3.

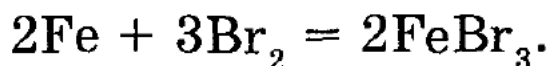
Железо — металл серого цвета. В чистом виде оно довольно мягкое, ковкое и тягучее. Металлическое железо реагирует с водяным паром, образуя смешанный оксид железа (II, III) Fe_3O_4 :



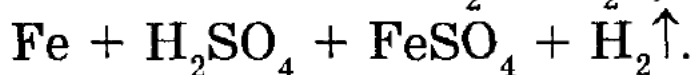
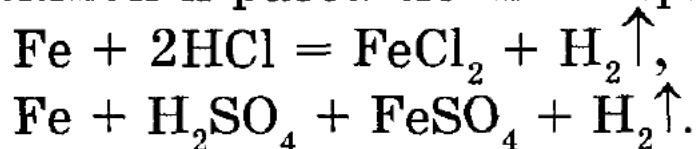
На воздухе железо легко окисляется, особенно в присутствии влаги (ржавление):



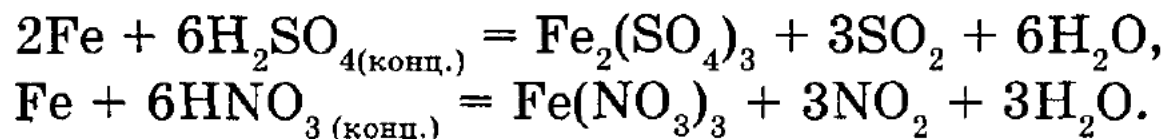
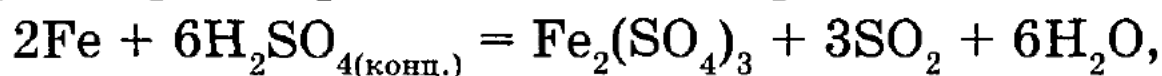
Взаимодействуя с галогенами при нагревании, железо образует галогениды железа (III):



Железо легко вступает во взаимодействие с соляной и разбавленной серной кислотами:

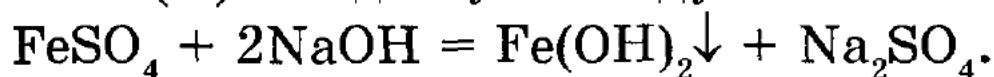


Концентрированные кислоты — окислители (HNO_3 , H_2SO_4) пассивируют железо на холоде, однако растворяют его при нагревании:

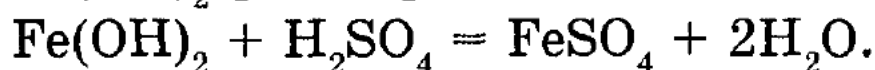


Соединения железа (II)

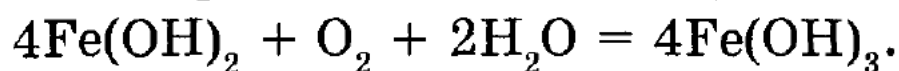
Гидроксид железа(II) $\text{Fe}(\text{OH})_2$ можно получить при действии растворов щелочей на соли железа (II) без доступа воздуха:



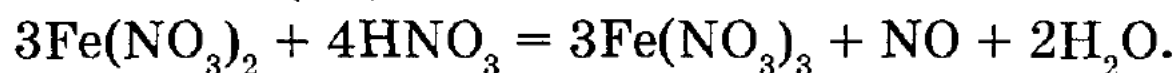
$\text{Fe}(\text{OH})_2$ растворим в сильных кислотах:



В присутствии кислорода $\text{Fe}(\text{OH})_2$ окисляется до гидроксида железа (III):

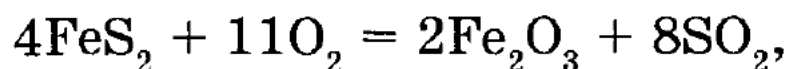


Соединение железа (II) — *сильные восстановители*, они легко превращаются в соединения железа (III) под действием окислителей:

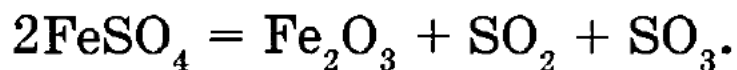


Соединения железа (III)

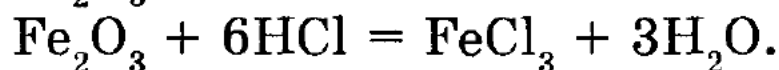
Оксид железа (III) Fe_2O_3 образуется при сжигании сульфидов железа:



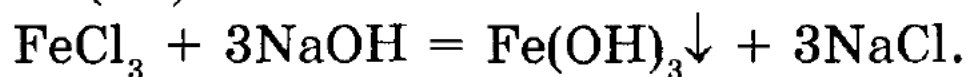
или при прокаливании солей железа:



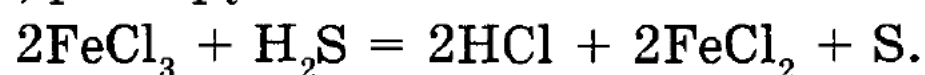
Fe_2O_3 растворим в сильных кислотах:



Гидроксид железа (III) $\text{Fe}(\text{OH})_3$ образуется при действии растворов щелочей на соли железа (III):



Соединения железа (III) — слабые окислители, реагируют с сильными восстановителями:



Металлы. Тестовое задание

1. Какие физические свойства присущи всем металлам:

- а) теплопроводность;
- б) легкоплавкость;
- в) пластичность;
- г) плотность более 1 г/см^3 ?

2. Укажите химические элементы, которые относятся к металлам:

- а) осмий;
- б) кадмий;
- в) уран;
- г) мышьяк.

3. С какими веществами взаимодействуют щелочные металлы:

- а) H_2O ;
- б) H_2 ;
- в) N_2 ;
- г) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$?

4. Какие металлы при взаимодействии с водой образуют щелочи:

- а) калий;
- б) цинк;
- в) барий;
- г) медь?

5. С какими веществами взаимодействует медь:

- а) HCl ;
- б) H_2O ;
- в) HNO_3 ;
- г) Br_2 ?

6. Какие металлы образуют амфотерные оксиды и гидроксиды:

- а) K;
- б) Ca;
- в) Al;
- г) Zn?

7. Укажите области применения хрома:

- а) получение магнитных материалов;
- б) производство легированных сталей;
- в) защита металлических изделий от коррозии;
- г) получение сверхлегких сплавов.

8. Отметьте правильные утверждения:

- а) металлов больше, чем неметаллов;
- б) в металлах имеется металлическая связь;
- в) металлы используют в качестве окислителей;
- г) металлические свойства означают способность отдавать электроны.

9. Укажите компоненты нержавеющей стали:

- а) железо;
- б) хром;
- в) стронций;
- г) медь.

10. Укажите сплавы цветных металлов:

а) латунь;

б) чугун;

в) бронза;

г) дюралюминий.

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
а)	+	+	+	+			+	+	+	+
б)		+	+	+	+		+	+	+	
в)	+	+	+			+	+			+
г)		+		+	+		+		+	

Вычисления при реакциях со смесями

Пример 1. При прокаливании 19,85 г смеси карбонатов бария и кальция образовалось 6,6 г углекислого газа. Вычислите массовые доли карбонатов бария и кальция.

Дано:

$$m(\text{BaCO}_3 + \text{CaCO}_3) = 19,85 \text{ г},$$

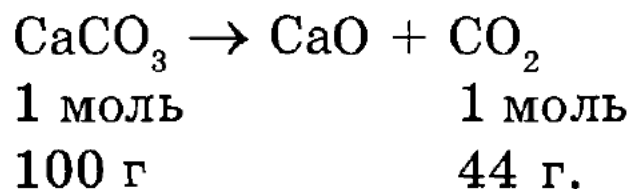
$$m(\text{CO}_2) = 6,6 \text{ г}.$$

Найти:

% BaCO_3 и % CaCO_3 .

Решение.

х г	а г
$\text{BaCO}_3 \rightarrow \text{BaO} + \text{CO}_2$	
1 моль	1 моль
197 г	44 г
$(19,85 - x) \text{ г}$	б г



Обозначим через x г массу карбоната бария, через $(19,85 - x)$ г массу карбоната кальция и найдем, сколько углекислого газа (в г) выделится при разложении каждого из этих веществ.

$$M_r(\text{BaCO}_3) = 137 + 12 + 16 \cdot 3 = 197,$$

$$M(\text{BaCO}_3) = 197 \text{ г/моль},$$

$$m(\text{BaCO}_3) = 197 \text{ г},$$

$$M_r(\text{CaCO}_3) = 40 + 12 + 16 \cdot 3 = 100,$$

$$M(\text{CaCO}_3) = 100 \text{ г/моль},$$

$$m(\text{CaCO}_3) = 100 \text{ г}.$$

При разложении 197 г BaCO_3 выделяется 44 г CO_2 .

При разложении x г BaCO_3 выделяется a г CO_2 .

$$\text{Откуда } \frac{197}{44} = \frac{x}{a}; a = \frac{44 \cdot x}{197} = 0,22 \cdot x \text{ г}.$$

При разложении 100 г CaCO_3 выделяется 44 г CO_2 .

При разложении $(19,85 - x)$ г CaCO_3 выделяется b г CO_2 .

$$\text{Откуда } \frac{100}{44} = \frac{19,85 - x}{b};$$

$$b = \frac{44 \cdot (19,85 - x)}{100} = 0,44 \cdot (19,85 - x).$$

По условию задачи $a + b = 6,6$,

$$0,22x + (19,85 - x) \cdot 0,44 = 6,6.$$

Откуда $x = 9,68$ г BaCO_3 .

$$\text{Что составит } \frac{9,68}{19,85} \cdot 100 \% = 48,77 \%.$$

Масса CaCO_3 равна 10,17 г, т.е. (19,85-9,68).

$$\text{Что составляет } \frac{10,17}{19,85} \cdot 100 \% = 51,23 \%.$$

Ответ. Массовая доля карбоната бария в смеси составляет 48,77 %, а карбоната кальция — 51,23 %.

Пример 2. При взаимодействии смеси железа и цинка массой 4,66 г с серной кислотой выделился водород объемом 1,792 л (н.у.). Определить массовые доли железа и цинка в исходной смеси.

Дано:

$$m(\text{Fe} + \text{Zn}) = 4,66 \text{ г},$$

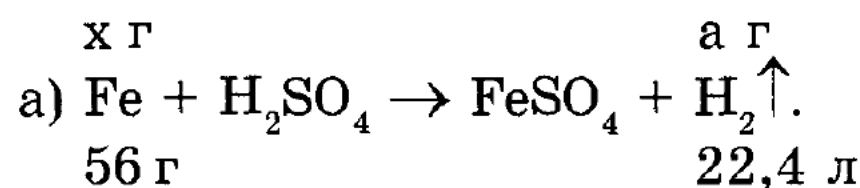
$$V(\text{H}_2) = 1,792 \text{ л}.$$

Найти: % (Fe), % Zn.

Решение.

1. Обозначим x г массу железа в смеси, тогда масса цинка — $(4,66 - x)$ г.

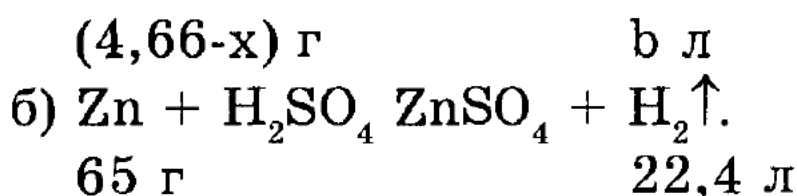
2. Рассчитаем по уравнениям реакций объем водорода, выделившегося при действии железа массой x г и цинка массой $(4,66-x)$ г на серную кислоту:



При взаимодействии x г Fe выделяется a л H_2 .

При взаимодействии 56 г Fe выделяется 22,4 л H_2 .

$$\text{Откуда } \frac{56}{22,4} = \frac{x}{a}; \quad \frac{22,4 \cdot x}{56} \text{ л,}$$



При взаимодействии $(4,66-x)$ г Zn выделится b л H_2 .

При взаимодействии 6,5 г Zn выделится 22,4 л H_2 .

$$\text{Откуда } \frac{65}{22,4} = \frac{4,66-x}{b}; \quad b = \frac{(4,66-x) \cdot 22,4}{65}.$$

3. Приравняв сумму объемов $(a+b)$ водорода, выделившегося при действии двух металлов на кислоту, к объему водорода, данному в условии, получим уравнение:

$$a + b = 1,79 \text{ г,}$$

$$\frac{22,4 \cdot x}{56} + \frac{(4,66-x) \cdot 22,4}{65} = 1,792.$$

Решив это уравнение с одним неизвестным, найдем $x = 3,36$ г, значит $m(\text{Fe}) = 3,36$ г, тогда $m(\text{Zn}) = 4,66 \text{ г} - 3,36 \text{ г} = 1,3 \text{ г}$.

4. Находим массовые доли компонента в смеси

$$\omega(\text{Fe}) = \frac{3,36 \text{ г}}{4,66 \text{ г}} \cdot 100 \% = 72 \%,$$

$$\omega(\text{Zn}) = \frac{1,3 \text{ г}}{4,66 \text{ г}} \cdot 100 \% = 28 \%.$$

Ответ. Массовая доля железа в исходной смеси 72 %, а цинка — 28 %.

Пример 3. Смесь карбонатов натрия и калия массой 7 г растворили в избытке серной кислоты, при этом образовался газ объемом 1,344 л. Вычислить массовые доли карбонатов в смеси.

Дано:

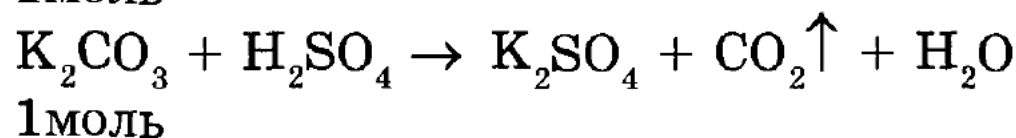
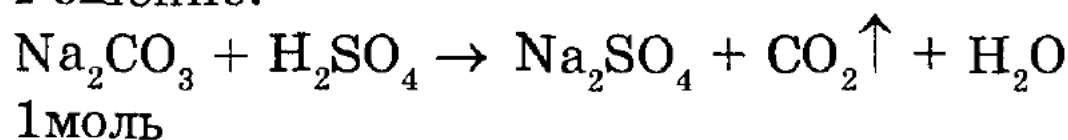
$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{K}_2\text{CO}_3) = 7 \text{ г},$$

$$V(\text{CO}_2) = 1,344 \text{ л}.$$

Найти:

$$\% \text{Na}_2\text{CO}_3, \% \text{K}_2\text{CO}_3.$$

Решение.



I способ.

Обозначим через x количества вещества Na_2CO_3 , а через y — количество вещества K_2CO_3 :

$$x — \nu \text{Na}_2\text{CO}_3,$$

$$y — \nu \text{K}_2\text{CO}_3.$$

Количество вещества углекислого газа составит:

$$\nu(\text{CO}_2) = \frac{1,344 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,06 \text{ моль, (из формулы}$$

$$V_m = \frac{V}{\nu}).$$

Из уравнения реакций количество вещества, вступившего в реакцию карбоната натрия равно количеству вещества CO_2 :

$$\nu(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \nu(\text{CO}_2), \text{ т.е. } x = x.$$

Количество вещества вступившего в реакцию с K_2CO_3 , равно количеству вещества CO_2 , т.е.:

$$\nu(\text{K}_2\text{CO}_3) = \nu(\text{CO}_3),$$

$$y = y.$$

$$M_r(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 23 \cdot 2 + 12 + 16 \cdot 3 = 106,$$

$$M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 106 \text{ г/моль},$$

$$M_r(\text{K}_2\text{CO}_3) = 39 \cdot 2 + 12 + 16 \cdot 3 = 138,$$

$$M(\text{K}_2\text{CO}_3) = 138 \text{ г/моль}.$$

$$\text{Масса } \text{Na}_2\text{CO}_3 \text{ в смеси составит } m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \\ = M \cdot \nu = 106 \cdot x.$$

$$\text{Масса } \text{K}_2\text{CO}_3 \text{ в смеси составит } m(\text{K}_2\text{CO}_3) = M \cdot \nu = \\ = 138 \cdot y.$$

Составим алгебраическое уравнение:

$$106 \cdot x + 138 \cdot y = 7,$$

$$x + y = 0,06,$$

$$x = 0,04 \text{ моль}, y = 0,02 \text{ моль};$$

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 4,24 \text{ г}; m(\text{K}_2\text{CO}_3) = 2,76 \text{ г}.$$

$$\omega(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{4,24}{7} \cdot 100\% = 60,6 \%,$$

$$\omega(\text{K}_2\text{CO}_3) = \frac{2,76}{7} \cdot 100 = 39,4 \%.$$

II способ.

x — масса Na_2CO_3 в смеси.

$7-x$ — масса K_2CO_3 в смеси.

$$\nu(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{m}{M} = \frac{x}{106}; \nu(\text{K}_2\text{CO}_3) = \frac{m}{M} = \frac{7-x}{138}$$

$$\nu(\text{CO}_2) = \frac{V}{V_m} = \frac{1,344}{22,4} = 0,06 \text{ моль, т.к.}$$

$$\nu(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \nu(\text{CO}_2);$$

из уравнений реакций:

$$v(\text{K}_2\text{CO}_3) = v(\text{CO}_2).$$

Составим алгебраическое уравнение:

$$\frac{x}{100} + \frac{7 - x}{138} = 0,06; \quad x = 4,24 \text{ (г)} \text{ — } \text{Na}_2\text{CO}_3$$

$$7 - 4,24 = 2,76 \text{ — } \text{K}_2\text{CO}_3$$

$$\omega(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{4,24}{7} \cdot 100\% = 60,6 \%$$

$$\omega(\text{K}_2\text{CO}_3) = \frac{2,76}{7} \cdot 100\% = 39,4 \%$$

Ответ. массовая доля Na_2CO_3 в смеси 60,6%,
 K_2CO_3 — 39,4 %.

Пример 4. 81,95 г смеси хлорида калия, нитрата и бертолетовой соли прокалили до постоянной массы. При этом происходило выделение газа. После взаимодействия этого газа с водородом получилось 14,4 г воды. Продукт прокаливания растворили в воде и раствор обработали нитратом серебра. Выпало 100,45 г осадка. Определите состав смеси (в процентах).

Дано:

$$m(\text{KCl} + \text{KNO}_3 + \text{KClO}_3) = 81,95 \text{ г},$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 14,4 \text{ г},$$

$$m(\text{осадок}) = 100,45 \text{ г}.$$

Найти:

$$\% \text{ KCl},$$

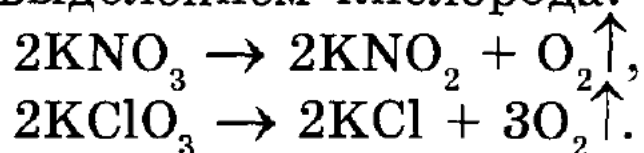
$$\% \text{ KNO}_3,$$

$$\% \text{ KClO}_3.$$

Решение.

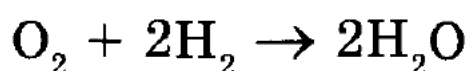
При прокаливании хлорид калия не разлага-

ется, а нитрат и бертолетовая соль разлагаются с выделением кислорода:



Определим количество выделившегося кислорода. Кислород, соединяясь с водородом, дает воду:

х моль 14,4 г



1 моль 36 г

$$\text{Mr}(\text{H}_2\text{O}) = 1 \cdot 2 + 16 = 18$$

$$\text{M}(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль}$$

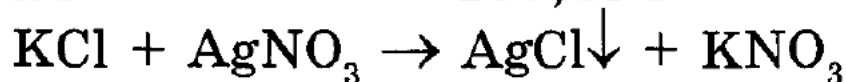
$$\frac{x}{1} = \frac{14,4}{36}; \nu = \frac{1 \cdot 14,4}{36} = 0,4 \text{ моль } \text{O}_2,$$

или 8,96 л ($V = V_m \cdot \nu$).

Так как при взаимодействии выделенного при прокаливании солей кислорода с водородом образовалось 14,4 г воды (0,8 моль), то, следовательно, вступило в эту реакцию 0,4 моль O_2 .

После прокаливании смеси исходных солей и выделения кислорода продукт реакции представляет собой смесь нитрита калия, образовавшегося при прокаливании нитрата калия, и хлорида калия, содержащегося в исходной смеси и получившегося при прокаливании бертолетовой соли. После растворения нитрита и хлорида калия в воде и обработки раствора нитратом серебра образовался осадок хлорида серебра:

х г 100,45 г



1 моль 1 моль

74,5 г 143,5 г

$$x : 100,45 = 74,5 : 143,5$$

$$x = \frac{74,5 \cdot 100,45}{143,5} = 52,15 \text{ г (KCl)}$$

$$\nu(\text{KCl}) = \frac{m}{M} = 52,15 : 74,5 = 0,7 \text{ моль.}$$

Следовательно, в продукте прокаливания содержалось 0,7 моль KCl. Предположим, что количество хлорида калия, полученного при прокаливании бертолетовой соли, было y моль, тогда количество хлорида калия в исходной смеси было $(0,7 - y)$ моль, или $(74,5 \text{ г/моль} \cdot (0,7 - y) \text{ моль}) \text{ г}$. Согласно уравнению (2), в исходной смеси содержалось тоже y моль бертолетовой соли, т.е. $(122,5 \text{ г/моль} \cdot y \text{ моль}) \text{ г}$, и выделилось $1,5y$ моль кислорода. Тогда при разложении нитрата калия выделилось кислорода $(0,4 - 1,5y)$ моль.

Уравнение 1.

Нитрата калия в смеси было:

$$2(0,4 - 1,5y) = (0,8 - 3y) \text{ моль, или}$$

$$(101 \text{ г/моль} \cdot (0,8 - 3y) \text{ моль}) \text{ г.}$$

$$74,5 \text{ г/моль} \cdot (0,7 - y) \text{ моль} + 122,5y \text{ г} + 101 \text{ г/моль} \cdot (0,8 - 3y) \text{ моль} = 81,95 \text{ г, откуда } y = 0,2 \text{ моль.}$$

Тогда, KClO_3 в смеси было 0,2 моль (24,5 г), KCl было $(0,7 - 0,2) = 0,5$ моль (37,25 г) и KNO_3 было $(0,8 - 3 \cdot 0,2) = 0,2$ моль (20,2 г).

Ответ. KClO_3 — 24,5 г (29,9%);

KCl — 37,25 г (45,4%);

KNO_3 — 20,2 г (24,7%).

Пример 5. В лаборатории имеется смесь хлорида и йодида натрия. 104,25 г этой смеси растворили в воде и пропустили через полученный раствор избыток хлора, затем раствор выпарили досуха и остаток прокалили до постоянной массы при 300°C. Масса сухого вещества оказалась равной 58,5 г. Определите состав исходной смеси (в процентах).

Дано:

$$m(\text{NaCl} + \text{NaI}) = 104,25 \text{ г},$$

$$m(\text{вещества}) = 58,5 \text{ г}.$$

Найти:

$$\% \text{ NaCl}, \% \text{ NaI}.$$

Решение.

$$Mr(\text{NaCl}) = 23 + 35,5 = 58,5,$$

$$M(\text{NaCl}) = 58,5 \text{ г/моль},$$

$$Mr(\text{NaI}) = 127 + 23 = 150,$$

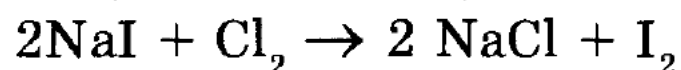
$$M(\text{NaI}) = 150 \text{ г/моль}.$$

В исходной смеси:

$$\text{Масса NaCl} — x, \text{ масса NaI} — (104,25 - x).$$

При пропускании хлора через раствор хлорида и йодида натрия йод вытесняется им. При прокаливании сухого остатка йод возгоняется. Таким образом, сухим веществом может быть только натрий хлор. В полученном веществе: масса NaCl исходного x , масса полученного $(58,5-x)$.

$$104,25 - x \qquad 58,5 - x$$



$$2\text{моль} \qquad 2 \text{ моль}$$

$$300 \text{ г/моль} \qquad 117 \text{ г/моль}$$

$$\frac{104,25-x}{300} = \frac{58,5-x}{117}; (104,25 - x) \cdot 117 = (58,5-x) \cdot 300$$

$$x = \frac{58,5 \cdot 45,75}{91,5} = 29,25 \text{ г},$$

т.е. NaCl в смеси было 29,25 г, NaI — 104,25 - 29,25 = 75 г.

Найдем состав смеси в процентах:

$$\omega(\text{NaCl}) = \frac{29,25}{104,25} \cdot 100 \% = 28,1 \%$$

$$\omega(\text{NaI}) = \frac{75}{104,25} \cdot 100 \% = 71,9 \%$$

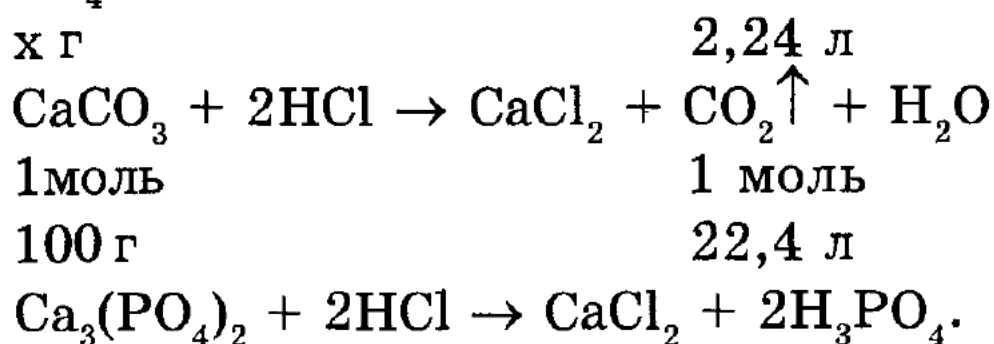
Ответ. В смеси NaI — 75 г или 71,9%, NaCl — 29,25 г, или 28,1 %.

Пример 6. 20 г смеси, состоящей из сульфата бария, фосфата кальция, карбоната кальция и фосфата натрия, растворили в воде. Масса не растворившейся в воде смеси стала равна 18. При действии на нее соляной кислотой выделилось 2,24 л газа (н.у.) и масса нерастворимого осадка составила 3 г. Определите количественный состав смеси.

Решение. В воде растворяется только фосфат натрия, следовательно, Na_3PO_4 в смеси было:

$$20 \text{ г} - 18 \text{ г} = 2 \text{ г} (\text{Na}_3\text{PO}_4).$$

В HCl нерастворим BaSO_4 , таким образом, BaSO_4 в смеси было 3 г.



В соляной кислоте растворяются CaCO_3 и $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, но газ выделяется только при растворении CaCO_3 .

$$M_r(\text{CaCO}_3) = 40 + 12 + 16 \cdot 3 = 100$$

$$M(\text{CaCO}_3) = 100 \text{ г/моль}$$

$$x \text{ г } \text{CaCO}_3 \text{ — } 2,24 \text{ л } \text{CO}_2$$

$$100 \text{ г } \text{CaCO}_3 \text{ — } 22,4 \text{ л } \text{CO}_2$$

$$\frac{x}{100} = \frac{2,24}{22,4}; x = \frac{100 \cdot 2,24}{22,4} = 10 \text{ г.}$$

$$\text{Масса } \text{CaCO}_3 \text{ — } 10 \text{ г.}$$

$$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \text{ в смеси было } 20 - 10 + 2 + 3 = 5 \text{ г.}$$

$$\text{Ответ. } m(\text{Na}_3\text{PO}_4) = 2 \text{ г, } m(\text{BaSO}_4) = 3 \text{ г,}$$

$$m(\text{CaCO}_3) = 10 \text{ г, } m(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = 5 \text{ г.}$$

Пример 7. При обработке 17,35 г смеси меди, железа и алюминия концентрированной азотной кислотой выделилось 4,48 л газа, а при действии на ту же смесь соляной кислотой — 8,96 л газа (н.у.). Определите состав смеси металлов (в процентах).

Дано:

$$m(\text{Cu} + \text{Fe} + \text{Al}) = 17,35,$$

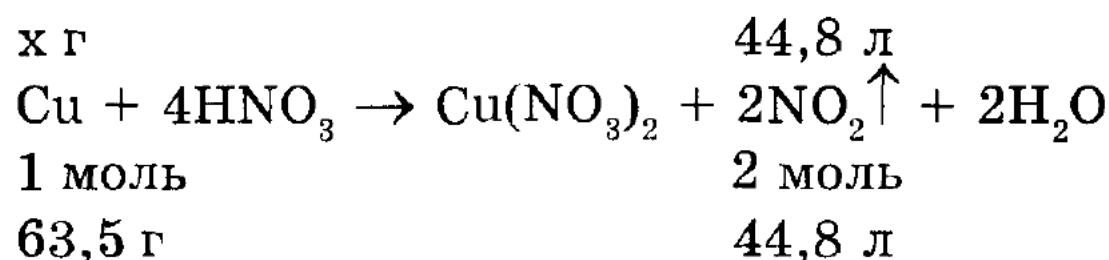
$$V_1(\text{газа}) = 4,48 \text{ л,}$$

$$V_2(\text{газа}) = 8,96 \text{ г.}$$

Найти:

$$\% \text{Cu, } \% \text{Fe, } \% \text{Al.}$$

Решение. С концентрированной азотной кислотой будет реагировать только медь, т.к. алюминий и железо ею пассивируются.



При растворении 63,5 г Cu выделилось 44,8 л NO_2 .

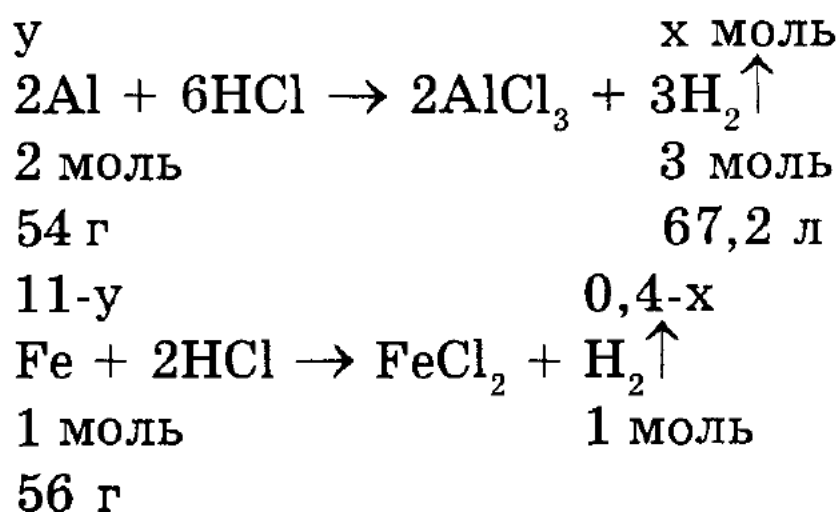
При растворении x г — 4,48 л NO_2

$$\frac{63,5}{x} = \frac{44,8}{4,48} ; \quad x = \frac{63,5 \cdot 4,48}{44,8} = 6,35 \text{ г.}$$

Таким образом, в смеси железа и алюминия было:

$$17,35 \text{ г} - 6,35 \text{ г} = 11 \text{ г.}$$

При обработке смеси соляной кислотой выделилось 8,96 (0,4 моль) газа. Этим газом мог быть только водород, который получился в результате реакции взаимодействия железа и алюминия с соляной кислотой (медь не реагирует с соляной кислотой). Протекающие реакции могут быть представлены уравнениями (2) и (3).



Через x обозначим число молей водорода, выделившихся за счет растворения алюминия, иногда $(0,4 - x)$ моль водорода выделилось за счет растворения железа.

Если алюминия в смеси было y г, тогда железа было $(11 - y)$ г. Используя уравнение (2) и (3) можно записать:

$$54 \cdot x = 3 \cdot y \text{ и } 56 \cdot (0,4 - x) = 11 - y$$

или $22,4 - 56 \cdot x = 11 - y$, откуда:

$$y = 11 - 22,4 + 56 \cdot x = 56 \cdot x - 11,4.$$

Подставив значение y в первое уравнение, получим:

$$54 \cdot x = 3 \cdot (56 \cdot x - 11,4) \text{ или } 54 \cdot x = 168 \cdot x - 34,2$$

или $114 \cdot x = 34,2$, откуда $x = 0,3$ моль.

Из уравнения (2) видно, что 3 моль водорода выделяется при растворении 0,2 моль (5,4 г) алюминия. Тогда железа в смеси $11 - 5,4 = 5,6$ г.

Определим состав смеси в процентах:

$$\omega(\text{Cu}) = \frac{6,35}{17,35} \cdot 100 \% = 36,6 \%,$$

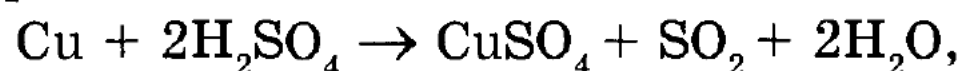
$$\omega(\text{Al}) = \frac{5,4}{17,35} \cdot 100 \% = 31,1 \%,$$

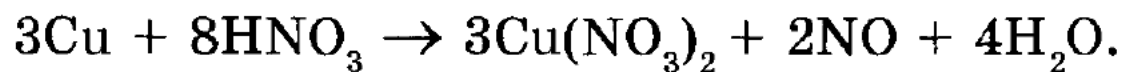
$$\omega(\text{Fe}) = \frac{5,6}{17,35} \cdot 100 \% = 32,3 \%.$$

Ответ. Массовая доля меди в исходной смеси 36,6%, алюминия — 31,1%, железа — 32,3%.

Пример 8. В каком соотношении масс следует взять две навески металлической меди, чтобы при внесении одной в концентрированную серную кислоту, а второй — в разбавленную азотную кислоту выделились равные объемы газов?

Решение. Напишем уравнения реакций взаимодействия меди с концентрированной серной и разбавленной азотной кислотами:





Из уравнений реакций следует, что при взаимодействии 64 г Cu с H_2SO_4 выделяется 22,4 л SO_2 , а при взаимодействии $(3 \cdot 64)$ г Cu с HNO_3 — $(22,4 \cdot 2)$ л NO. Объем оксида азота (II), выделившегося из азотной кислоты, будет равен объему сернистого газа, вытесненного медью из серной кислоты, в том случае, когда в реакцию с азотной кислотой вступят 96 г меди, что следует из пропорции:

$(3 \cdot 64)$ г Cu вытесняют $(22,4 \cdot 2)$ л NO,
 x г Cu вытесняют 22,4 л,

$$x = \frac{192 \text{ г} \cdot 22,4 \text{ л}}{44,8 \text{ л}} = 96 \text{ г}; x = 96 \text{ г Cu}.$$

Следовательно, две навески меди надо брать в соотношении $64 : 96 = 2 : 3$.

Пример 9. В каком соотношении масс следует взять две навески алюминиевых стружек, чтобы при внесении одной в раствор щелочи, а второй — в раствор соляной кислоты выделились равные объемы газов:

Решение.

Две навески следует взять в соотношении 1 : 1. Ответ дается не прибегая к расчету, т.к. алюминиевые стружки вступают в реакцию с одноосновной кислотой, а в состав щелочи входит одновалентный металл.

Пример 10. На 2 г смеси, состоящей из металлического железа и оксидов железа (II и III), подействовали соляной кислотой. При этом вы-

делилось 224 мл (н.у.) водорода. При восстановлении 2 г смеси водородом получено 0,423 г воды. Вычислите состав исходной смеси.

Дано:

$$m(\text{Fe} + \text{FeO} + \text{Fe}_2\text{O}_3) = 2 \text{ г},$$

$$V(\text{H}_2) = 224 \text{ мл},$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 0,423 \text{ г}.$$

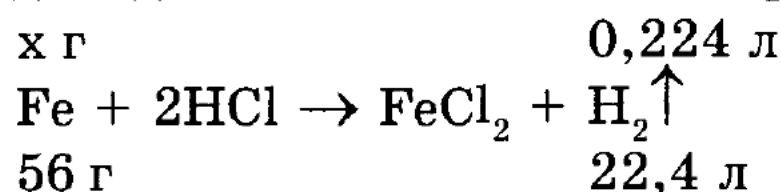
Найти:

$$m(\text{Fe}),$$

$$m(\text{FeO}),$$

$$m(\text{Fe}_2\text{O}_3).$$

Решение. При действии соляной кислоты на смесь железа и оксидов железа (II и III) водород выделяется месив за счет реакции:



На основании этого уравнения реакции составим пропорцию:

56 г Fe вытесняют 22,4 л H_2 .

x г Fe вытесняют 0,224 л.

$$\frac{56}{x} = \frac{22,4}{0,224}; \quad x = \frac{56 \cdot 0,224}{22,4} = 0,56 \text{ г}.$$

Масса оксидов железа равна $(2 - 0,56) = 1,44$ (г). Восстановление этих оксидов водородом протекает согласно уравнениям реакций:



Пример 11. При обработке соляной кислотой 1,68 г сплава двух простых веществ выделяется

448 мл (н.у.) водорода и остается 0,56 г нерастворимого остатка, а при обработке такого же количества сплава раствором щелочи выделяется 896 мл (н.у.) водорода и остается 1,12 г нерастворимого остатка. Определите качественный состав смеси.

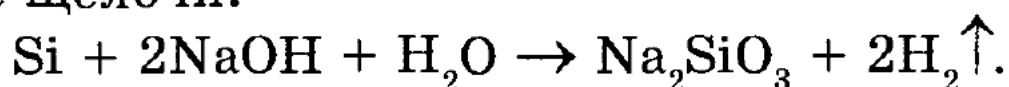
Решение.

Количество нерастворимых осадков показывает, что каждое из двух веществ целиком растворяется или в кислоте, или в щелочи. Иногда по объему выделившегося водорода и массе нерастворившихся веществ можно вычислить эквивалентные массы каждого из них, учитывая, что эквивалентный объем водорода при н.у. равен 11,2 г.

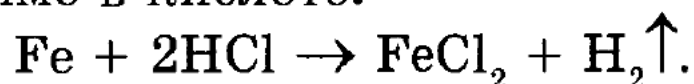
$$\frac{1,12 \text{ г}}{448 \text{ мл}} = \frac{\mathfrak{E}_1}{11200 \text{ мл}}; \quad \mathfrak{E}_1 = 28 \text{ г.}$$

$$\frac{0,56 \text{ г}}{896 \text{ мл}} = \frac{\mathfrak{E}_2}{11200 \text{ мл}}; \quad \mathfrak{E}_2 = 7 \text{ г.}$$

Так как других данных в условии задачи не приведено, ответ следует дать лишь на основании величин эквивалентных масс элементов. Следовательно, надо применить метод подбора, нередко используемый в практике эквивалентные массы 7 и 28 г имеют кремний и железо. Кремний не растворяется в соляной кислоте, но растворим с выделением водорода в растворе щелочи:



Железо не растворяется в щелочи, но растворимо в кислоте.



При этом образуется соль железа (II). Железо с кремнием могут давать сплав. Таким образом, анализ свойств подтверждает правильность предположения относительно природы веществ.

Пример 12. Смесь хлоридов калия и магния, масса которой равна 8,5 г, превратили в смесь сульфатов этих металлов. При этом масса новой смеси равна 10,35 г. Вычислите массу каждого из хлоридов в смеси.

Дано:

$$m(\text{KCl} + \text{MgCl}_2) = 8,5 \text{ г},$$

$$m(\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MgSO}_4) = 10,35.$$

Определите:

$$m(\text{KCl}),$$

$$m(\text{MgCl}_2).$$

Решение. Обозначим через x количество граммов хлорида калия в смеси, а через y — количество граммов хлорида магния.

Определим, какое количество сульфатов можно получить из x г KCl и y г MgCl_2 .

$$Mr(\text{KCl}) = 39 + 35,5 = 74,5,$$

$$Mr(\text{K}_2\text{SO}_4) = 39 \cdot 2 + 32 + 16 \cdot 4 = 174,$$

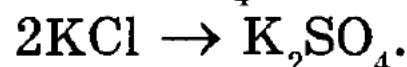
$$M(\text{KCl}) = 74,5 \text{ г/моль } M(\text{K}_2\text{SO}_4) = 174 \text{ г/моль},$$

$$Mr(\text{MgCl}_2) = 24 + 35,5 \cdot 2 = 95,$$

$$M(\text{MgCl}_2) = 95 \text{ г/моль},$$

$$Mr(\text{MgSO}_4) = 24 + 32 + 16 \cdot 4 = 120,$$

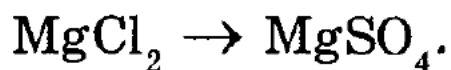
$$M(\text{MgSO}_4) = 120 \text{ г/моль}.$$



Из $(74,5 \cdot 2)$ г KCl образуется 174 г K_2SO_4 .

Из x г KCl образуется a г K_2SO_4 .

$$a = 1,17 \cdot x(\text{K}_2\text{SO}_4).$$



Из 95 г MgCl_2 образуется 120 г MgSO_4 .

Из y г MgCl_2 образуется b г MgSO_4 .

$$b = 1,26 \cdot y \text{ г (MgSO}_4\text{)}.$$

Суммарная масса сульфата по условию задачи равна 10,35 г, что позволяет записать уравнение:

$$1,17 \cdot x + 1,26 \cdot y = 10,35.$$

Решим систему уравнений:

$$x + y = 8,45 \text{ (масса смеси хлоридов)}$$

$$1,17x + 1,26y = 10,35 \text{ (масса смеси сульфатов)}.$$

$$\text{Найдем: } x = 4 \text{ г (KCl),}$$

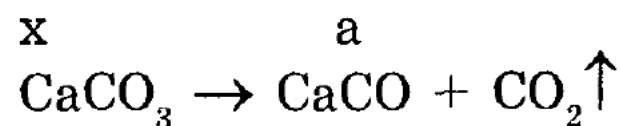
$$y = 4,5 \text{ г (MgCl}_2\text{)}.$$

Пример 13. Масса остатка после прокаливания смеси гидроксида и карбоната кальция составила 60% первоначальной массы смеси. Вычислите процентный состав исходной смеси.

Решение.

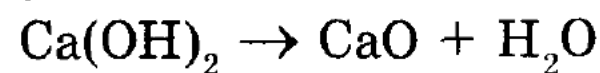
Обозначим через x г содержание в смеси CaCO_3 , а через y г — содержание Ca(OH)_2 .

Тогда масса смеси равна $(x + y)$ г, а масса остатка $(x + y) \cdot 0,6$ г. Написав уравнение реакций, протекающих при прокаливании смеси



$$100 \text{ г} \qquad 56 \text{ г}$$

$$\begin{array}{ccc} y & & b \\ \text{Ca(OH)}_2 & \rightarrow & \text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \end{array}$$



и учитывая, что масса моля CaCO_3 составляет 100 г,

масса моля CaO — 56г, масса моля Ca(OH)_2 — 74 г, произведем расчет:

из 100 г CaCO_3 образуется 56 г CaO ,

из x г CaCO_3 образуется a г CaO ,

$a = 0,56 \cdot x$ г CaO ;

из 74 г Ca(OH)_2 образуется 56 г CaO ,

из y г Ca(OH)_2 образуется b г CaO ,

$b = 0,76 \cdot y$ г CaO .

Всего образуется $(0,56 \cdot x + 0,76 \cdot y)$ г CaO .

По условию задачи, $0,56 \cdot x + 0,76 \cdot y = 0,6(x + y)$, откуда $x : y = 4 : 1$ или $x = 80 \% (\text{CaCO}_3)$.

$y = 20 \% (\text{Ca(OH)}_2)$.

Пример 14. Литр смеси оксида углерода (II) и углекислого газа с относительной плотностью по водороду пропустили через 56 г 1% -ного раствора KOH . Какая соль и в каком количестве получилась в результате реакции?

Решение. Так как плотность смеси по водороду равна 16, то M_r смеси CO и CO_2 составит $M_r(\text{смеси}) = 2 \cdot D_{\text{H}_2} = 2 \cdot 16 = 32$.

Пусть взято x молей CO и y молей CO_2 .

$M_r(\text{CO}) = 12 + 16 = 28$,

$M_r(\text{CO}_2) = 12 + 16 \cdot 2 = 44$, тогда

$$\frac{28x + 44y}{x + y} = 32,$$

$28x + 44y = 32x + 32y$; $4x = 12y$; $x = 3y$.

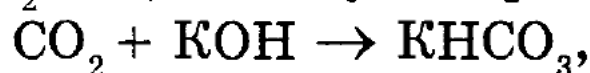
Масса 1 л смеси равна 1,429 (32/22,4), отсюда: $28 \cdot x + 44 \cdot y = 1,429$, или, т.к. $x = 3 \cdot y$; $84 \cdot y + 44 \cdot y = 1,429$; $y = 0,011$; $x = 0,033$; т.е. в смеси содержалось 0,01 моль CO_2 и 0,03 моль CO . Масса

КОН в 56 г 1%-ного раствора составит 0,56 г.
($m(\text{в-ва}) = m(\text{р-ра}) \cdot \omega$)

$$M_r(\text{КОН}) = 39 + 1 + 16 = 56,$$

$$\nu(\text{КОН}) = \frac{m}{M} = \frac{0,56}{56} = 0,01 \text{ моль.}$$

Взаимодействия равных количеств вещества CO_2 и щелочи будет протекать по уравнению:



Следовательно, в растворе образуется 0,01 моль КНСО_3 .

$$M_r(\text{КНСО}_3) = 39 + 1 + 12 + 16 \cdot 3 = 100,$$

$$M(\text{КНСО}_3) = 100 \text{ г/моль,}$$

$$m(\text{КНСО}_3) = M \cdot \nu = 100 \cdot 0,01 = 1 \text{ (г).}$$

Ответ. В результате реакции получится 1 г КНСО_3 .

1. При обработке водой 3,16 г смеси оксида и гидроксида кальция масса смеси увеличилась на 0,54 г. Вычислите массовые доли оксида и гидроксида кальция в смеси. 0,537 CaO. Ответ. 0,463 Ca(OH)₂.

2. В соляной кислоте растворили 0,6 сплава меди и магния. При этом выделилось 0,896 л газа (н.у.). Вычислите массовые доли меди и магния в сплаве. Ответ. 0,1 Mg, 0,9 Cu.

3. При растворении 2,08 смеси оксидов магния и кальция в азотной кислоте образовалось 6,4 смеси нитратов этих металлов. Вычислите массовые доли оксидов магния и кальция в исходной смеси. Ответ. 0,192 MgO.

4. На нейтрализацию раствора, содержащего 3,4 г смеси соляной и серной кислот, израсходо-

вано 3,2 г гидроксида натрия. Сколько соляной и серной кислот (в г) содержалось в растворе? Ответ. 1,47 г HCl.

5. При обработке серной кислотой 2,72 г смеси гидроксидов натрия и калия образовалось 4,58 г смеси сульфатов этих металлов. Вычислите массовые доли гидроксидов натрия и калия в смеси. Ответ. $\omega(\text{NaOH}) = 0,588$.

6. К 3 г смеси алюминия и меди добавили избыток концентрированной азотной кислоты. Для полного поглощения на воздухе выделившегося газа потребовалось 10 г 24%-ного раствора гидроксида натрия. Вычислите количество алюминия и меди в исходной смеси. Ответ. $m(\text{Cu}) = 1,92$ г, $m(\text{Al}) = 1,08$ г.

7. На растворение 18 г меди с оксидом меди (II) израсходовано 50 г 90%-ного раствора серной кислоты. Вычислите массу меди в смеси. Ответ. $m(\text{Cu}) = 12,5$ г, $m(\text{CuO}) = 5,5$ г.

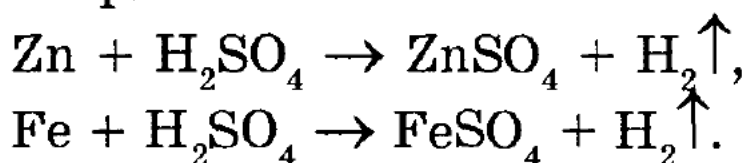
8. Смесь серы с углем, масса которой равна 9,5 г при сжигании дала 8,4 л смеси сернистого газа и оксида углерода (II) (н.у.). Сколько граммов угля было в первоначальной смеси? Ответ. $m(\text{C}) = 1,5$ г.

9. В раствор смеси, состоящей из какого-то количества хлорида натрия и 2,38 г бромида калия, пропущен избыток хлора. Затем раствор выпарен, а сухой осадок прокален. Как изменилась при этом масса? Ответ. Уменьшилась на 0,89 г.

10. В каком отношении масс следует взять навески магния и алюминия, чтобы при внесении их в растворы азотной кислоты выделились равные объемы азота?

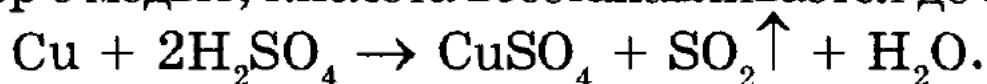
СЕРНАЯ КИСЛОТА

Очень важное химическое свойство серной кислоты — отношение ее к металлам. Взаимодействие серной кислоты с металлами протекает различно в зависимости от концентрации. Разбавленная серная кислота окисляет своим ионом водорода. Поэтому она взаимодействует только с теми металлами, которые стоят в ряду напряжений до водорода, при этом выделяется газообразный водород, например:

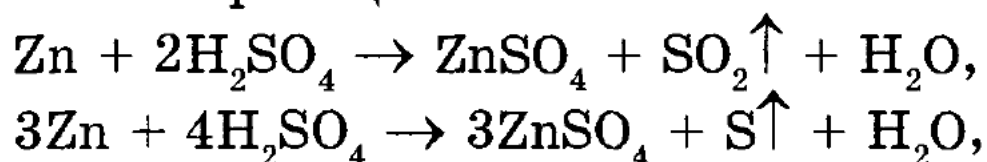


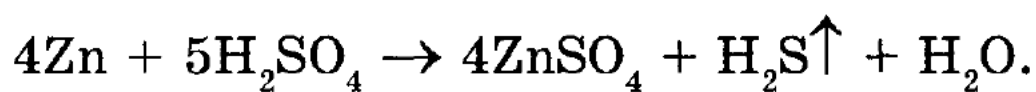
Однако свинец в разбавленной серной кислоте не растворяется, поскольку образующаяся соль PbSO_4 нерастворима.

Концентрированная серная кислота является окислителем за счет серы (IV). Она окисляет металлы, стоящие в ряду напряжений до серебра включительно. Продукты ее восстановления могут быть различными в зависимости от активности металла и от условий (концентрация кислоты, температура). При взаимодействии с малоактивными металлами, например с медью, кислота восстанавливается до SO_2 :

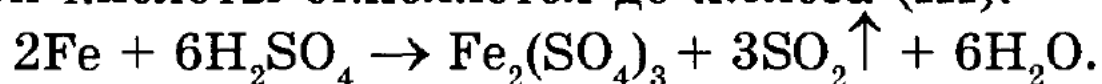


При взаимодействии с более активными металлами продуктами восстановления могут быть как SO_2 , так и свободная сера и сероводород. Например, при взаимодействии с *цинком* могут протекать реакции:



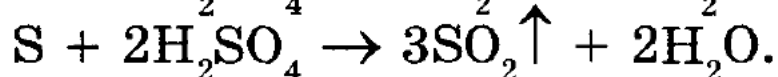
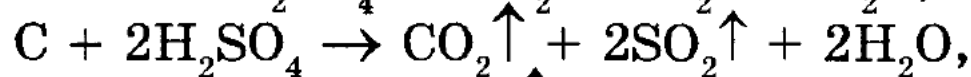
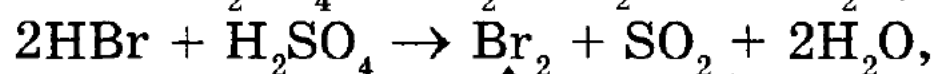
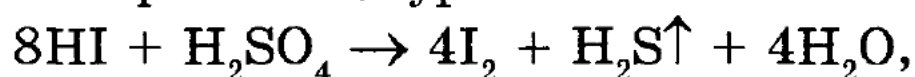


Железо в концентрированных растворах серной кислоты окисляется до железа (III):



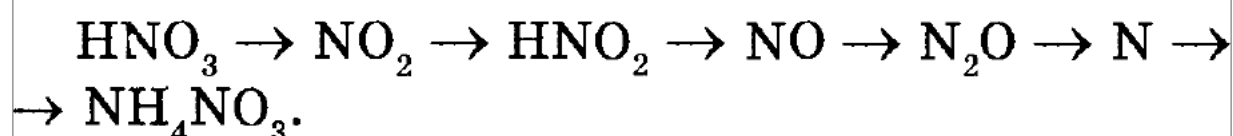
Однако в серной кислоте, концентрация которой близка к 100%, железо становится пассивным и взаимодействия практически не происходит. Поэтому безводную серную кислоту можно хранить в железной таре и перевозить в стальных цистернах.

Концентрированная серная кислота, особенно горячая — энергичный окислитель. Она окисляет HI и HBr (но не HCl) до свободных галогенов, уголь — до CO_2 , серу — до SO_2 . Указанные реакции выражаются уравнениями:



АЗОТНАЯ КИСЛОТА

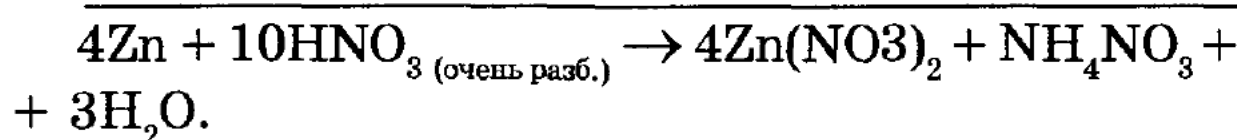
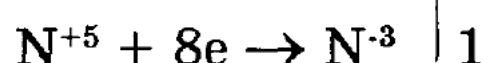
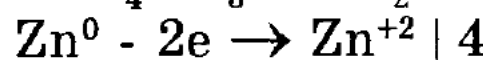
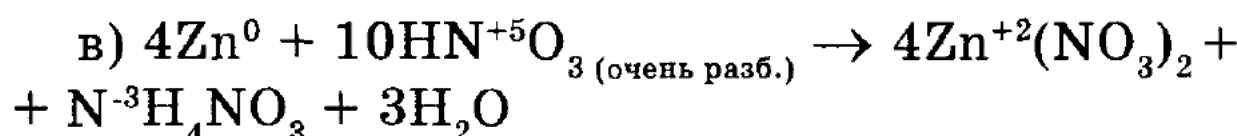
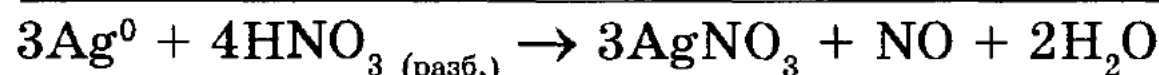
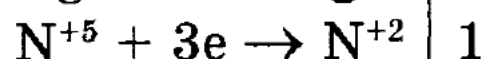
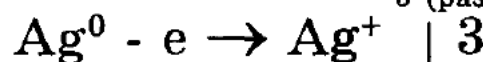
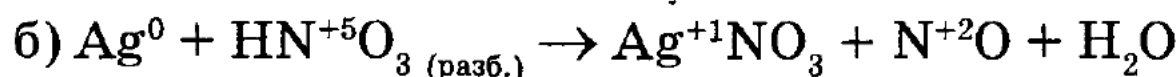
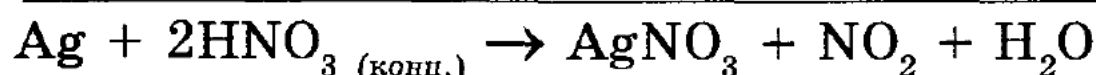
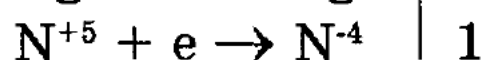
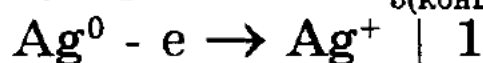
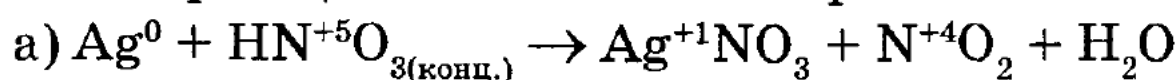
При взаимодействии азотной кислоты с металлами водород, как правило, не выделяется: он окисляется образуя воду. Кислота же, в зависимости от концентрации и активности металла, может восстанавливаться до соединений со степенями окисления: +5 +4 +3 +2 +1 0 -3.



Образуется также соль азотной кислоты (см. тему «Неметаллы», «Азот и его соединения»).

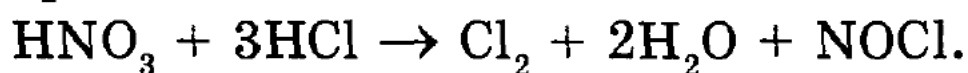
HNO_3	Концентрированная
	На Fe, Cr, Al, Au, I ₂ , Ta не взаимодействует.
	С другими тяжелыми металлами выделяется NO ₂ .
	Со щелочными и щелочноземельными металлами выделяется N ₂ O.
	Разбавленная
	Со щелочноземельными металлами, а также с Zn и Fe выделяется NH ₄ NO ₃ .
	С тяжелыми металлами — NO.

Схемы реакций окисления некоторых металлов:

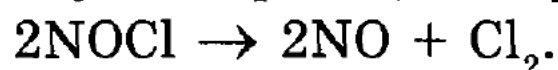


Смесь, состоящая из 1 объема азотной и 3 объемов концентрированной соляной кислоты, называется царской водкой. Царская водка

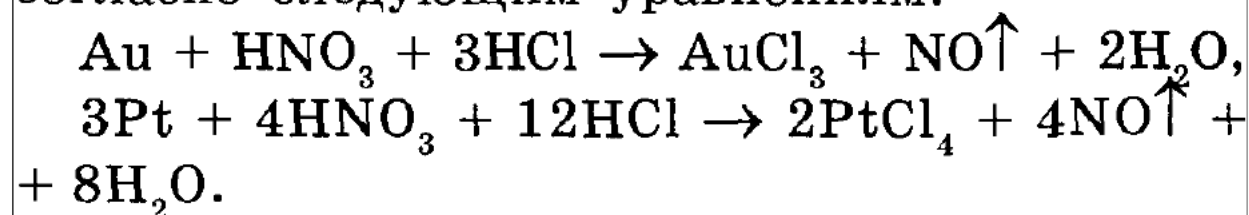
растворяет некоторые металлы, не взаимодействующие с азотной кислотой, в том числе и «царя металлов» — золото. Действие ее объясняется тем, что азотная кислота окисляет соляную с выделением свободного хлора и образованием хлороксида азота (III) или хлорида нитрозола, NOCl:



Хлорид нитрозола является промежуточным продуктом реакции и разлагается:



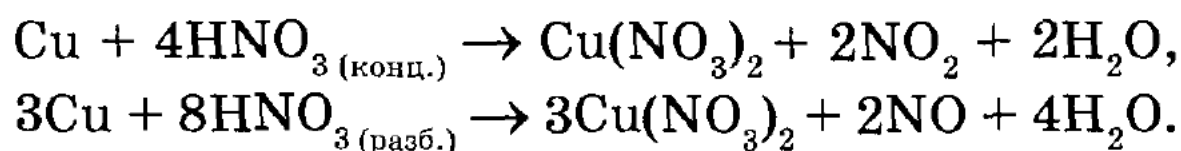
Хлор в момент выделения состоит из атомов, что и обуславливает высокую окислительную способность царской водки. Реакции окисления золота и платины протекают в основном согласно следующим уравнениям:



Пример 1. Одинаковое ли количество азотной кислоты потребуется для растворения 32 г меди, если в одном случае она будет концентрированная, а в другом разбавленная? Какое количество (в г) газообразного вещества выделится в первом и во втором случае?

Решение.

Напишем уравнения реакций растворения меди в концентрированной и разбавленной азотной кислоте:



$M(\text{Cu}) = 64 \text{ г/моль}$; $M(\text{HNO}_3) = 63 \text{ г/моль}$.

Проведем расчеты:

а) для растворения 64 г Cu треб. 256 г конц. HNO_3 , а для растворения 32 г Cu требуется 128 г;

б) для растворения 192 г Cu треб. 512 г разб. HNO_3 , а для растворения 32 г Cu требуется x г.

$$x = \frac{32 \cdot 512}{192} = 85,3 \text{ г.}$$

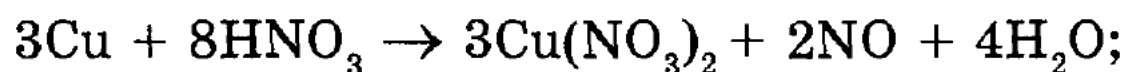
Следовательно, разбавленной кислоты для растворения одинакового количества меди требуется меньше, чем концентрированной.

Из уравнения реакций легко найти, что в первом случае выделится 22,4 л NO_2 , а во втором — 7,46 л NO .

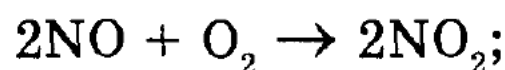
Пример 2. 150 г сплава серебра и меди на воздухе обработали избытком 10%-ной кислоты. Образовавшийся газ был собран и растворен в воде в присутствии кислорода воздуха. В результате было получено 500 мл 9%-ной азотной кислоты (плотность 1,05). Найти состав сплава.

Решение.

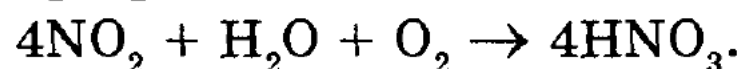
При обработке сплава 10%-ной HNO_3 растворяется только медь. При этом протекает реакция:



на воздухе:



при растворении в воде:



Определим массу HNO_3 , образовавшегося при растворении NO_2 в H_2O :

$$m(\text{HNO}_3) = V \cdot \rho \cdot \omega = 500 \cdot 1,05 \cdot 0,09 = 47,25 \text{ г.}$$

Из приведенных уравнений реакций вытекает, что столько HNO_3 можно получить из оксида азота, который образуется при растворении меди в количестве:

$$\frac{47,25 \cdot 3 \cdot 64}{2 \cdot 63} = 72 \text{ г.}$$

Значит, меди в сплаве содержится:

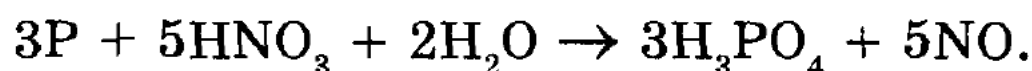
$$\frac{72 \cdot 100}{150} = 48 \text{ \%}.$$

Следовательно, серебра будет $100 - 48 = 52 \text{ \%}$.

Пример 3. В результате окисления фосфора 60%-ным раствором азотной кислоты (плотность 1,373) получено 19,6 г ортофосфорной кислоты. Рассчитать объем азотной кислоты, израсходованной на окисление фосфора.

Решение.

Фосфор окисляется азотной кислотой по уравнению:



Рассчитаем количество азотной кислоты (условно 100%-ной), необходимое для окисления фосфора.

$$M(\text{HNO}_3) = 63 \text{ г/моль}; M(\text{H}_3\text{PO}_4) = 98 \text{ г/моль}.$$

Для получения 294 г H_3PO_4 окислением фосфора нужно 315 г HNO_3 , а для 19,6 г требуется x г.

$$x = \frac{19,6 \cdot 315}{294} = 21 \text{ г.}$$

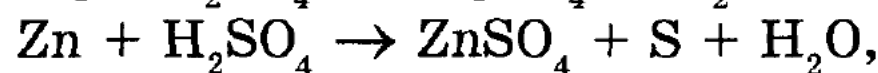
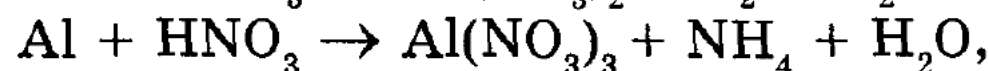
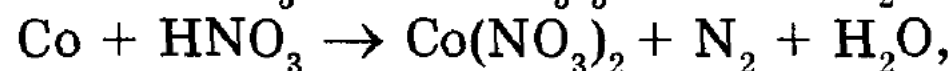
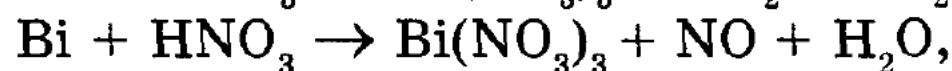
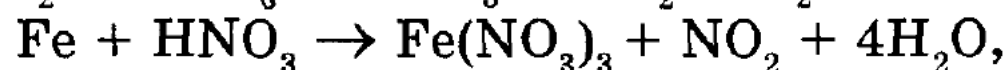
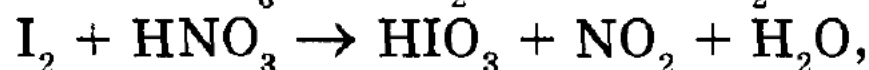
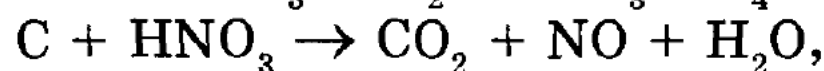
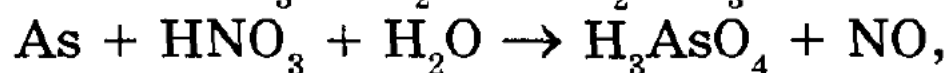
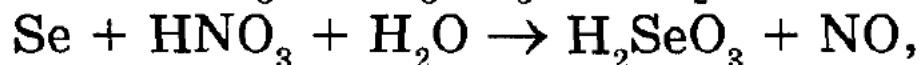
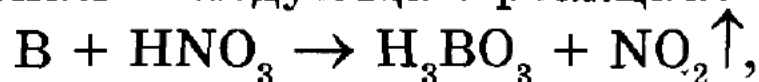
Определим, в каком количестве водного раствора 60%-ной азотной кислоты содержится 21 г HNO_3 .

$$m_{\text{р-ра}}(\text{HNO}_3) = \frac{m_{\text{в-ва}}}{\omega} = \frac{21}{0,6} = 35 \text{ г.}$$

Объем 35 г этой кислоты равен:

$$V(\text{HNO}_3) = \frac{\omega}{\nu} = \frac{35}{1,373} = 25,49 \text{ мл.}$$

Задание. Расставьте коэффициенты в уравнениях следующих реакций:

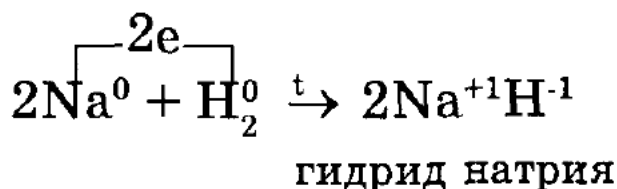


ГЕНЕТИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ МЕЖДУ ВЕЩЕСТВАМИ НАТРИЙ

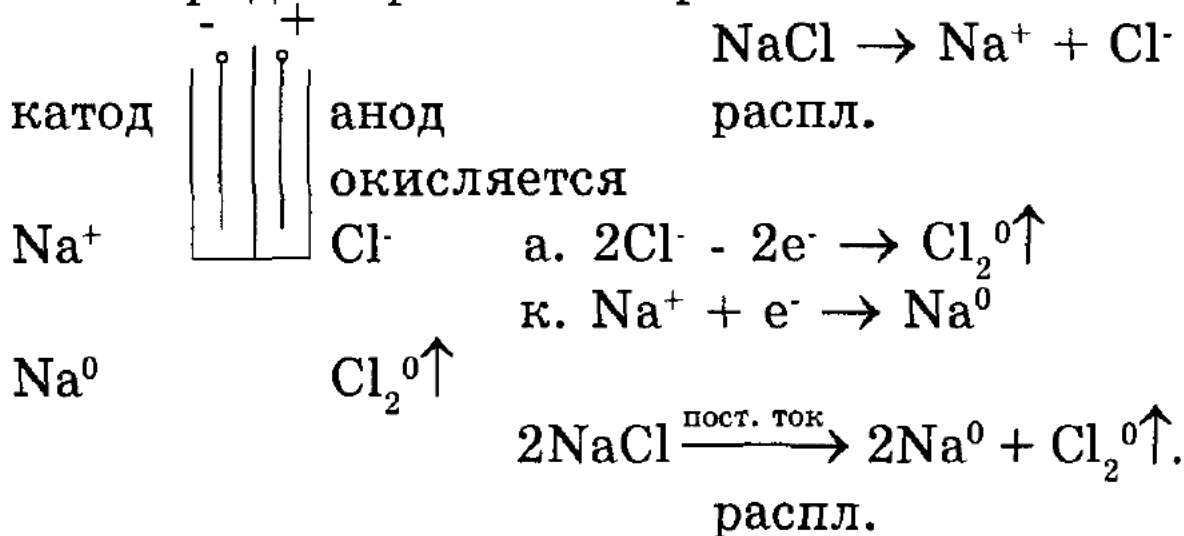
Схема 1



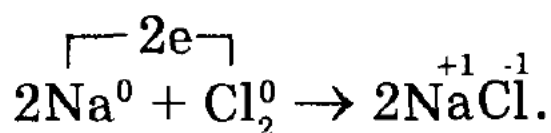
1. Натрий $\rightarrow$ гидрид:



2. Хлорид натрия $\rightarrow$ натрий:



3. Натрий $\rightarrow$ хлорид натрия:



4. Карбонат натрия $\rightarrow$ гидрокарбонат натрия:
 $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{HON} \rightarrow \text{NaHCO}_3 + \text{NaOH}$ (гидролиз).

5. Гидрокарбонат натрия $\rightarrow$ карбонат натрия:
 $2\text{NaHCO}_3 \xrightarrow{t} \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

6. Карбонат натрия $\rightarrow$ хлорид натрия:
 $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$.

7. Натрий $\rightarrow$ пероксид натрия:

$\boxed{\quad} 2e^- \boxed{\quad}$
 $2\text{Na}^0 + \text{O}_2^0 \rightarrow \text{Na}_2^{+1-1}\text{O}_2$ (пероксид натрия).

8. Пероксид натрия $\rightarrow$ оксид натрия:
 $\text{Na}_2^{+1-1}\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Na}_2^{+1-2}\text{O}$.

9. Натрий $\rightarrow$ гидроксид натрия:
 $2\text{Na}^0 + 2\text{HON} \rightarrow 2\text{NaOH}^{+1-1} + \text{H}_2 \uparrow$.

10. Гидроксид натрия $\rightarrow$ нерастворимые основания:

$\text{FeCl}_3 + 3\text{NaOH} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \uparrow + 3\text{NaCl}$,

$\text{Fe}^{3+} + 3\text{Cl}^- + 3\text{Na}^+ + 3\text{OH}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \uparrow + 3\text{Na}^+ + 3\text{Cl}^-$,

$\text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \uparrow$.

11. Гидроксид натрия $\rightarrow$ мыло:

$\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH} + \text{NaOH} \rightarrow \text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COONa} + \text{H}_2\text{O}$.

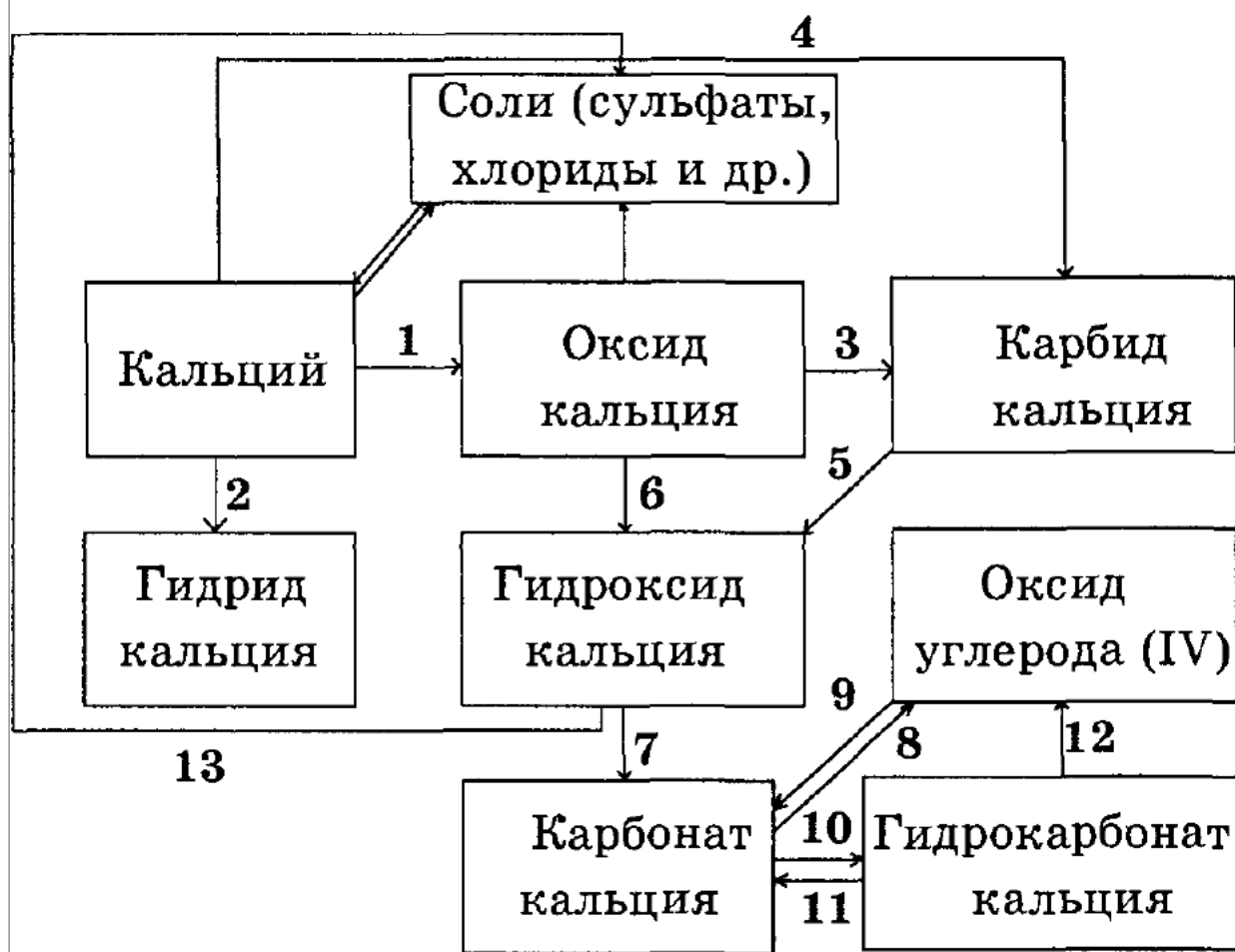
октадекановая

стеарат натрия

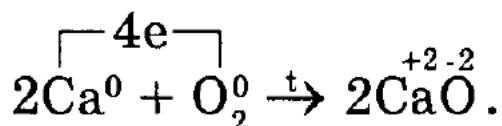
кислота (стеа-

(мыло)

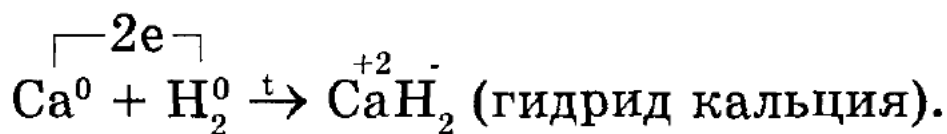
риновая кислота)



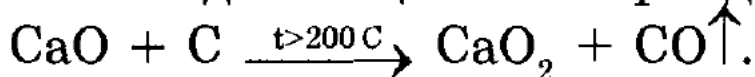
1. Кальций $\rightarrow$ оксид кальция:



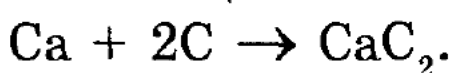
2. Кальций $\rightarrow$ гидрид кальция:



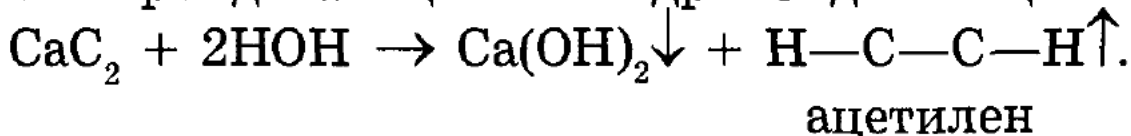
3. Оксид кальция $\rightarrow$ карбид кальция:



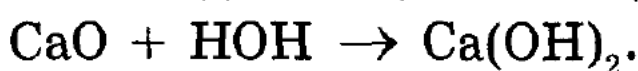
4. Кальций $\rightarrow$ карбид кальция:



5. Карбид кальция $\rightarrow$ гидроксид кальция:



6. Оксид кальция $\rightarrow$ гидроксид кальция:



7. Гидроксид кальция $\rightarrow$ карбонат кальция:
 $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{H}_2\text{O}.$

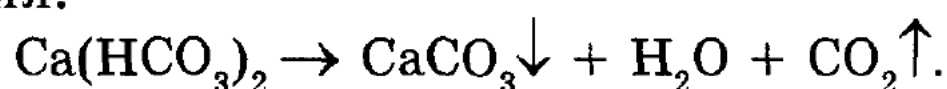
8. Карбонат кальция $\rightarrow$ оксид кальция (IV):
 $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{t > 200^\circ\text{C}} \text{CaO} + \text{CO}_2 \downarrow.$

9. Оксид углерода (IV) $\rightarrow$ карбонат кальция:
 $\text{CO}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{H}_2\text{O}.$

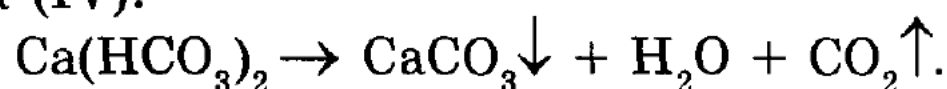
10. Карбонат кальция $\rightarrow$ гидрокарбонат кальция:



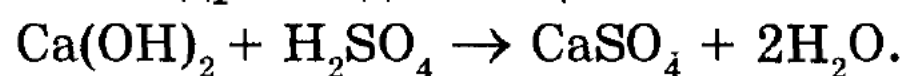
11. Гидрокарбонат кальция $\rightarrow$ карбонат кальция:



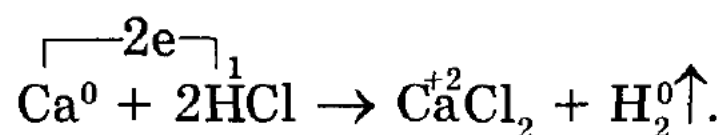
12. Гидрокарбонат кальция $\rightarrow$ оксид углерода (IV):



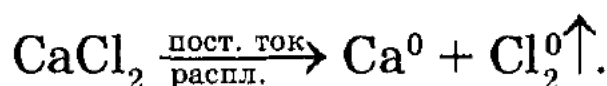
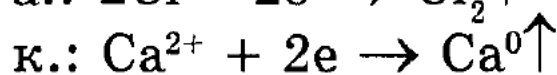
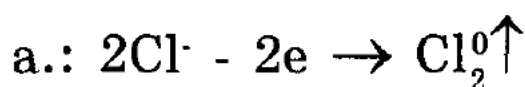
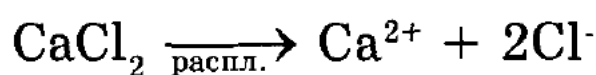
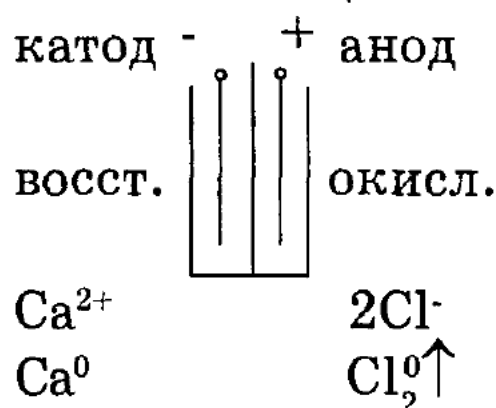
13. Гидроксид кальция $\rightarrow$ соли кальция:



14. Кальций $\rightarrow$ соли кальция:



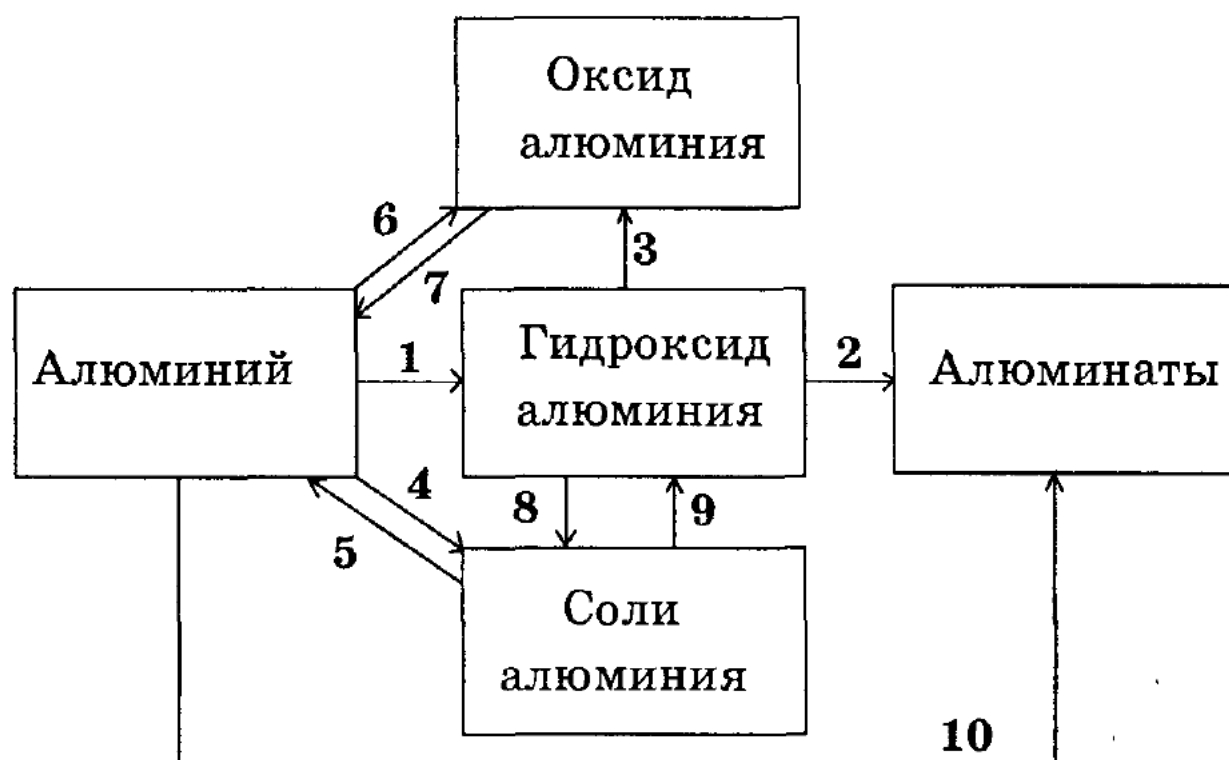
15. Соли кальция $\rightarrow$ кальций:



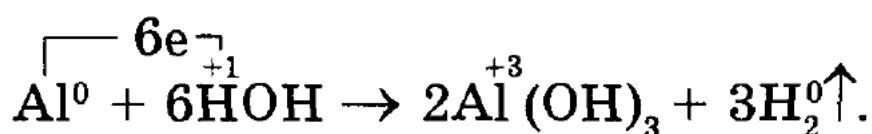
16. Оксид кальция $\rightarrow$ соль кальция:



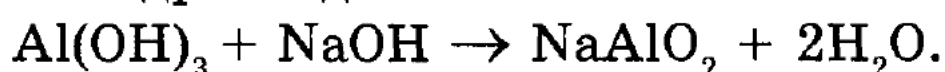
Схема 3



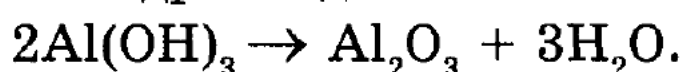
1. Алюминий $\rightarrow$ гидроксид алюминия:



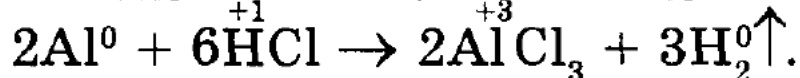
2. Гидроксид алюминия $\rightarrow$ алюминаты:



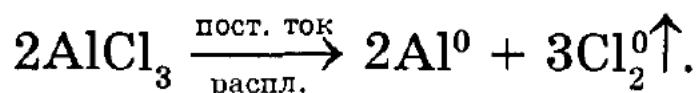
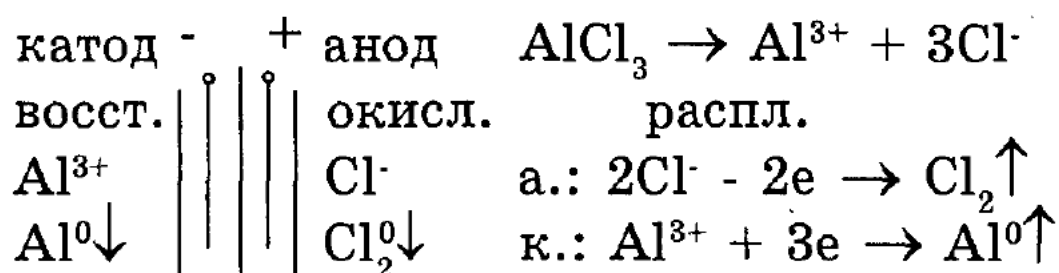
3. Гидроксид алюминия $\rightarrow$ оксид алюминия:



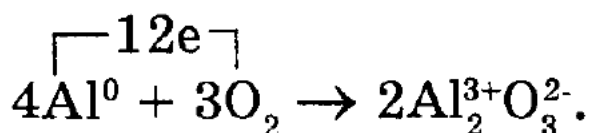
4. Алюминий $\rightarrow$ соли алюминия:



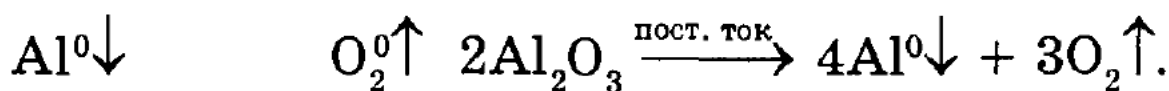
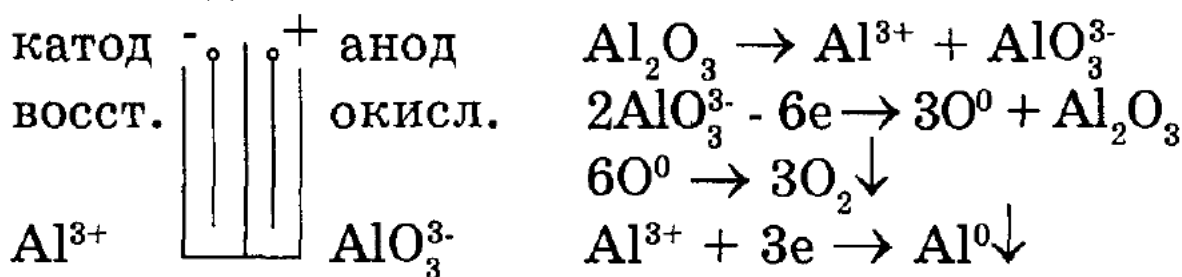
5. Соли алюминия $\rightarrow$ алюминий:



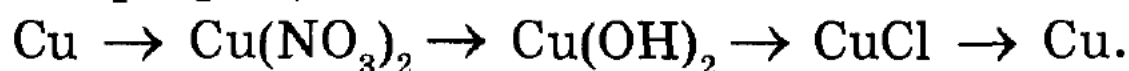
6. Алюминий $\rightarrow$ оксид алюминия:



7. Оксид алюминия $\rightarrow$ алюминий:

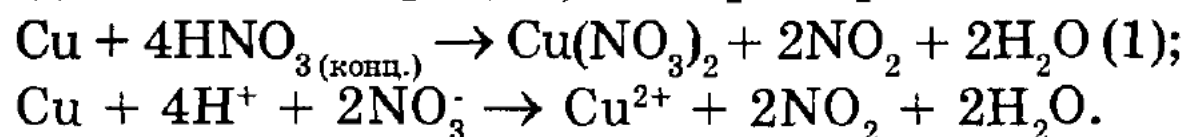


Пример 1. Написать уравнения реакций, с помощью которых можно осуществлять следующие превращения:



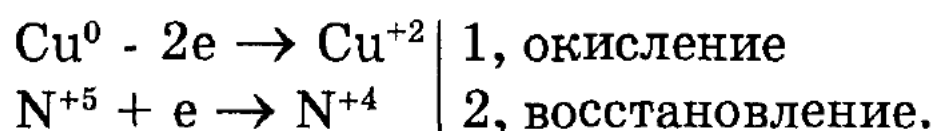
Решение.

Нитрат меди получается из металлической меди при ее взаимодействии с азотной кислотой (концентрированной или разбавленной до средних концентраций). Например:



Реакция протекает при комнатной температуре и еще лучше — при нагревании. По механизму течения реакция принадлежит к типу реакций замещения. Атомы меди с нулевой степенью окисления окисляются в ионы меди со степенью окисления +2 и являются восстановителями, атомы азота со степенью окисления +5 с молекуле HNO_3 восстанавливаются в атомы азота со степенью окисления +4 в молекулы NO_2 и являются окислителями. Можно ска-

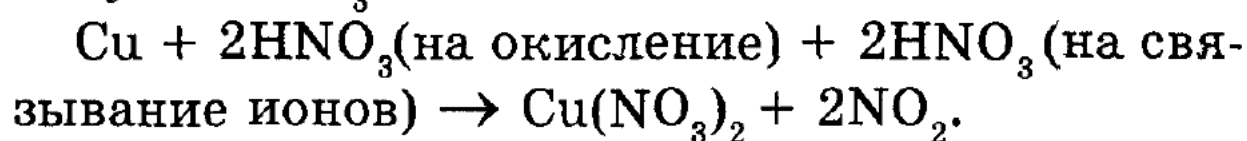
зять и так: Cu — восстановитель, HNO_3 — окислитель. Составляем уравнение электронного баланса:



Основные коэффициенты: 1 — у атома меди и у молекулы $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ и 2 — у молекулы HNO_3 и NO_2 . Поэтому имеем:

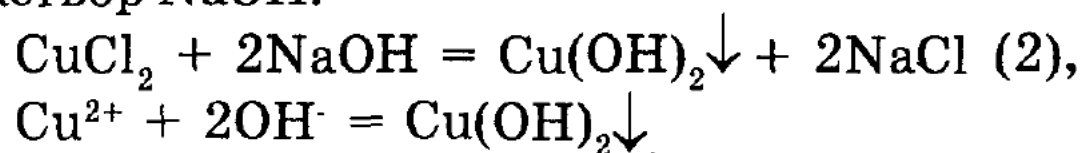


Однако азотная кислота идет не только на окисление, но и на связывание образующихся ионов Cu^{2+} . И так как на 1 ион Cu^{2+} в растворе должно приходиться 2 иона NO_3^- , то слева в уравнение реакции необходимо добавить еще 2 молекулы HNO_3 .

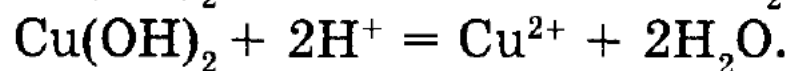
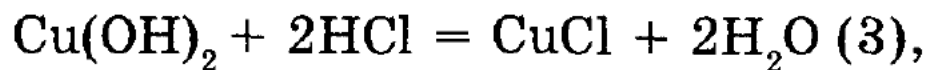


Остается подсчитать число атомов водорода и кислорода и уравнивать водород и кислород добавлением двух молекул H_2O в правую часть последнего уравнения. При этом мы получим уравнение (1).

Чтобы получить $\text{Cu}(\text{OH})_2$ из $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, нужно провести реакцию обмена, добавив к раствору CuCl_2 раствор NaOH .



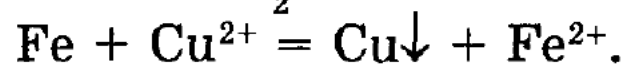
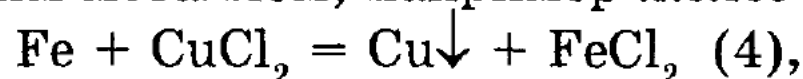
Это пример получения нерастворимого основания путем реакции обмена между солью и растворимым основанием. Хлорид меди (II) получают из нерастворимого гидроксида $\text{Cu}(\text{OH})_2$, добавляя к последнему соляную кислоту.



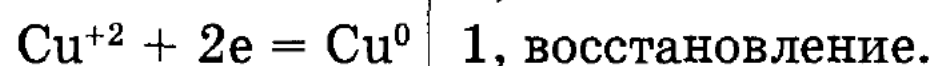
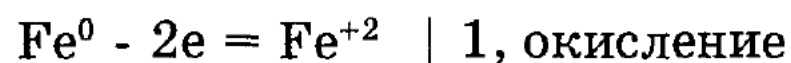
Эта реакция является реакцией обмена. В то же время эта реакция нейтрализации.

Имея в своем распоряжении раствор CuCl_2 , можно получить металлическую медь двумя способами.

Так как медь — нерастворимый металл, ее можно вытеснить из раствора соли более активным металлом, например железом:



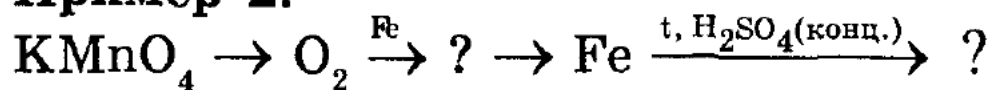
Реакция (4) является окислительно-восстановительной. Восстановитель — атомы железа, которые меняют свою степень окисления от нулевой до +2, окислитель — ионы меди, меняющие степень окисления от +2 до нулевой. Ионы железа окисляются, ионы меди — восстанавливаются. Уравнение электронного баланса:



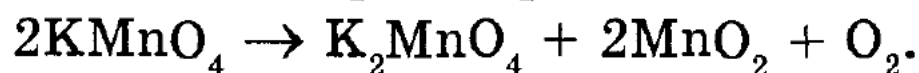
Отсюда вытекает, что все коэффициенты в уравнении (4) равны единице.

Металлическую медь из водного раствора CuCl_2 можно получить, проведя электролиз раствора. Медь — малоактивный металл, стоящий в электрохимическом ряду напряжений после водорода, поэтому при электролизе водного раствора CuCl_2 у катода восстанавливаются катионы Cu^{2+} :



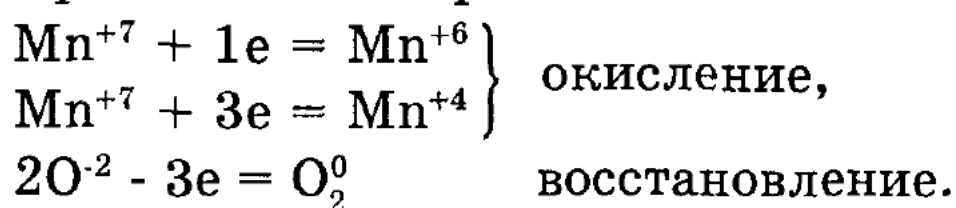
Пример 2.

Решение. Кислород выделяется из перманганата калия при нагревании:



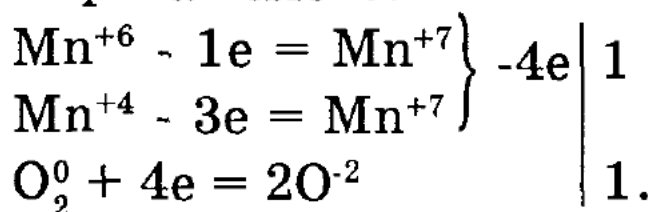
Реакция (1) принадлежит к типу реакций разложения и является окислительно-восстановительной реакцией. Атомы марганца в молекуле KMnO_4 со степенью окисления $+7$ восстанавливаются в атомы марганца со степенью окисления $+6$ в молекуле KMnO_4 и в атомы марганца со степенью окисления $+4$ в молекулу MnO_2 . Атомы Mn со степенью окисления $+7$ — окислители. Атомы кислорода в молекуле KMnO_4 со степенью окисления -2 окисляются до атомов кислорода в молекуле O_2 с нулевой степенью окисления и являются восстановителями. Особенностью данной реакции является то, что она элемент — отдающий и принимающий электроны — находятся в одной и той же молекуле KMnO_4 .

Уравнение электронного баланса:



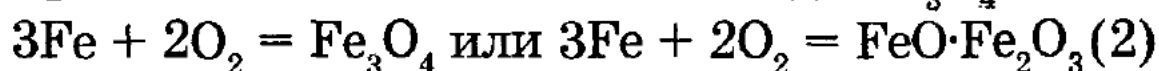
Для нахождения коэффициентов подобные окислительно-восстановительные реакции рассматриваются как бы идущими в обратном направлении.

Справа налево:

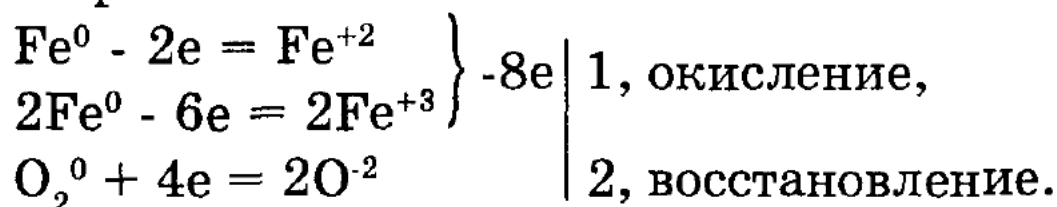


Видно, что для соблюдения электронного баланса необходимо по одной молекуле K_2MnO_4 и MnO_2 (в сумме они отдадут 4 электрона) и одна молекула O_2 (она примет 4 электрона). Полученные коэффициенты расставляем в правой части уравнения (1), левая часть уравнения уравнивается по любому из атомов правой части.

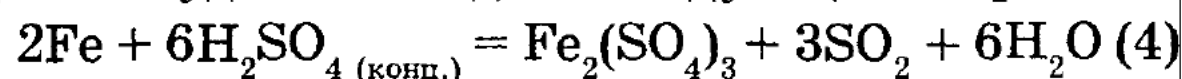
Следующее химическое уравнение в предлагаемом ряду — взаимодействие кислорода с металлическим железом. Известно, что чистое железо в отсутствии влаги на воздухе устойчиво. Но при нагревании оно взаимодействует кислородом с образованием смешанного оксида Fe_3O_4 :



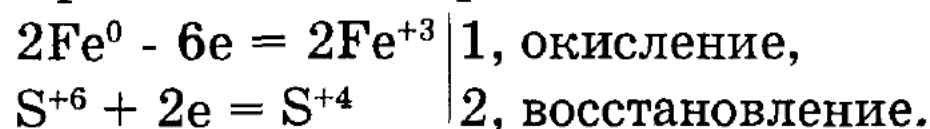
Это окислительно-восстановительная реакция, как любая реакция горения. Атомы железа являются восстановителями, атомы кислорода в молекуле кислорода — окислителями. Уравнение электронного баланса:



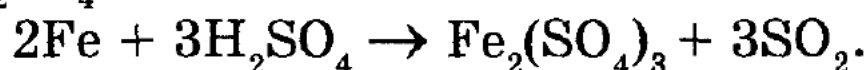
При обычной температуре концентрированная серная кислота с железом не взаимодействует. Однако при нагревании она действует на железо как окислитель, восстанавливаясь до SO_2 . Поэтому последняя реакция в цепочке превращений будет выглядеть следующим образом:



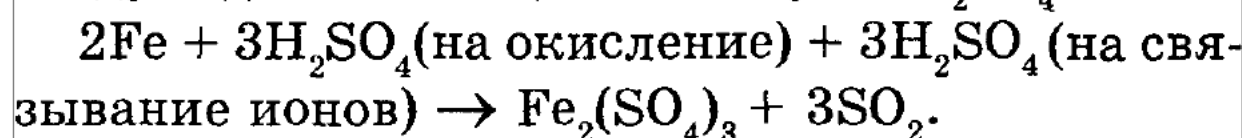
Уравнение электронного баланса:



Основные коэффициенты в уравнении: 2 — перед атомом железа и 3 — перед молекулой H_2SO_4 . Следовательно, можно записать:



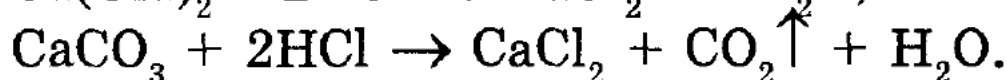
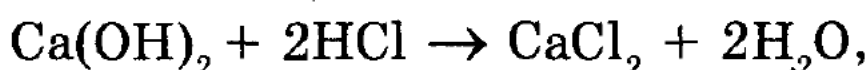
Однако молекулы серной кислоты расходуются не только на окисление железа, но и на связывание ионов Fe^{3+} , образующихся по реакции (как азотная кислота в примере 1). Так как в молекуле $\text{Fe}(\text{SO}_4)_3$ — 2 иона Fe^{3+} приходится 3 иона SO_4^{2-} , то в левую часть последнего уравнения следует добавить еще 3 молекулы H_2SO_4 :



Для уравнения числа атомов водорода и кислорода справа останется добавить 6 молекул воды, в результате получаем уравнение реакции (4).

Пример 3. Имеется смесь гашеной извести, карбоната и сульфата кальция. При обработке 31 г этой смеси соляной кислотой выделилось 2,24 л газа и осталось 13,6 г твердого осадка. Определить состав смеси.

Решение.



100 г

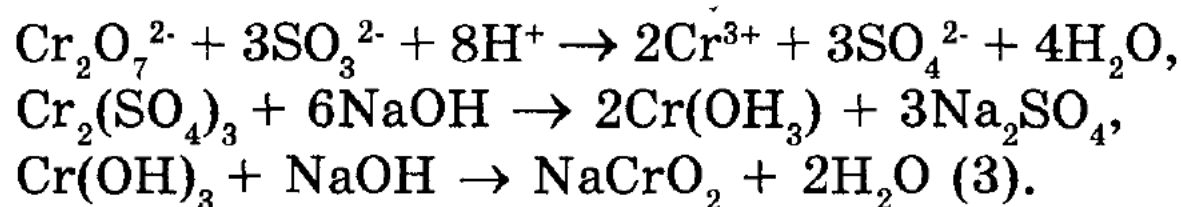
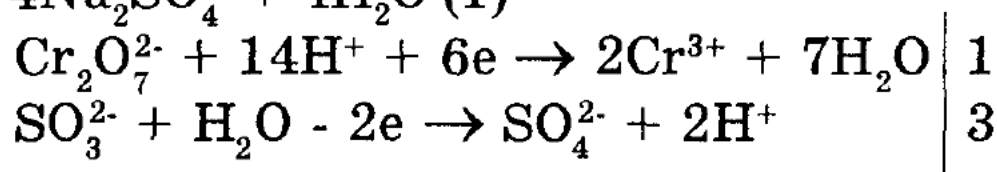
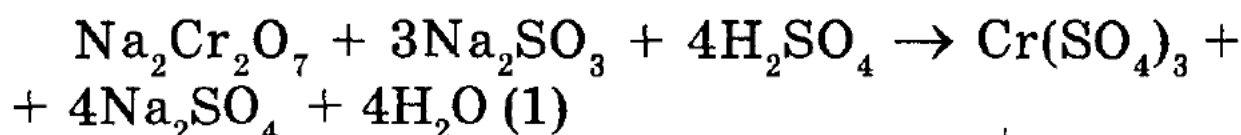
22,4 л

Остаток CaSO_4 ; следовательно, его в смеси было 13,6 г. Выделилось 2,24 л газа CO_2 (уравнение 2); значит, CaCO_3 было 10 г.

Тогда $m(\text{Ca}(\text{OH})_2)$: $31 - 13,6 - 10 = 7,4$ г.

Пример 4. 26,2 г соли оранжевого цвета растворили в воде, раствор подкислили, затем влили в него избыток сульфита натрия. Окраска раствора стала зеленовато-фиолетовой. При осторожном добавлении к нему раствора щелочи сначала выпал аморфный осадок зеленого цвета, который при дальнейшем добавлении щелочи растворился. Какое вещество было взято и сколько миллилитров 20% -ного раствора гидроксида натрия потребовалось для полного растворения выпавшего осадка?

Решение.



Так как взято 0,1 моль $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, то $\text{Cr}(\text{OH})_3$ получится 0,2 моль (из уравнений 1 и 2), а поэтому для растворения $\text{Cr}(\text{OH})_3$ необходимо тоже 0,2 моль NaOH , т.е. 8 г (3). Объем 20% -ного раствора NaOH будет составлять:

$$\frac{8 \cdot 100}{20 \cdot 1,22} = 32,8 \text{ мл.}$$

Пример 5. 28,8 г смеси железа с железной окалиной восстановили водородом. Продукты реакции обработали без доступа воздуха соля-

ной кислотой, при этом выделилось 8,96 л газа (н.у.) Определите количественный состав исходной смеси.

Решение.

Пусть Fe в смеси было x г. Тогда Fe_3O_4 будет $(28,8-x)$ г.



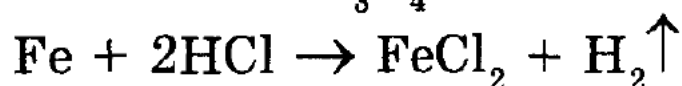
$$M_r(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 56 \cdot 3 + 16 \cdot 4 = 232.$$

Из 232 г Fe_3O_4 получаем 168 г Fe.

Из $(28,8-x)$ г — y г Fe.

$$y = \frac{168 \cdot (28,8 - x)}{232} \text{ Fe, получилось после вос-}$$

становления Fe_3O_4 .



1 моль

1 моль

Z моль

0,4 моль

$$v = \frac{V}{V_m} = \frac{8,98}{22,4} = 0,4 \text{ моль}$$

$$Z = 0,4 \text{ моль Fe; } x + y = z$$

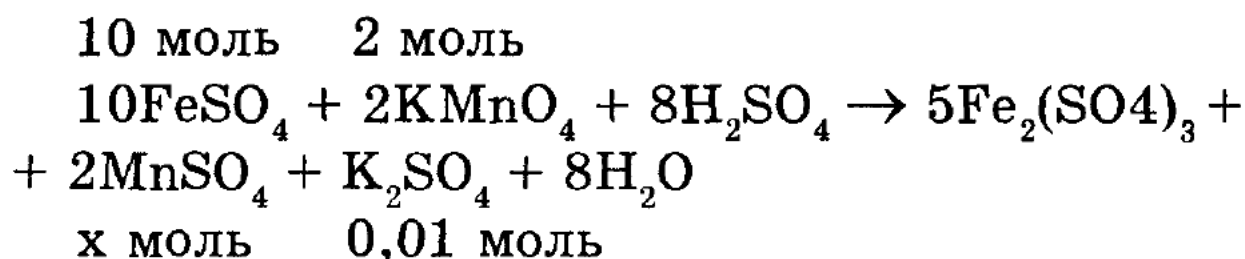
$$x + \frac{168 \cdot (28,8 - x)}{232} = 22,4$$

$x = 5,6$ г Fe было в исходной смеси;

$28,8 - 5,6 = 23,2$ г Fe_3O_4 было в исходной смеси.

Пример 6. Имеется 10 г смеси сульфата железа (II) и сульфата железа (III). На взаимодействие с этой смесью израсходовано 1,58 г перманганата калия в кислой среде. Определите количественный состав в смеси.

Решение. С KMnO_4 реагирует только FeSO_4 — это используется в аналитической практике для определения иона Fe^{2+} .



$$v = \frac{m}{M} = \frac{1,58}{158} = 0,01 \text{ моль}$$

$$M(\text{KMnO}_4) = 158$$

$$x = 0,05 \text{ моль } \text{FeSO}_4$$

$$M(\text{FeSO}_4) = 152$$

$$M(\text{FeSO}_4) = 152 \text{ г/моль}$$

$$m(\text{FeSO}_4) = M \cdot v = 152 \cdot 0,05 = 7,6 \text{ г}$$

$$10 \text{ г} - 7,6 \text{ г} = 2,4 \text{ г} — \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3.$$

Пример 7. Вычислите массовую долю хлорида меди (II) в растворе, если известно, что при добавлении к 150 г этого раствора избытка раствора сульфида натрия образовалось 4,78 г осадка. Сколько молей растворенного вещества содержалось в 150 г раствора сульфата меди (II)?

Решение.

Реакция взаимодействия солей CuCl_2 и Na_2S в растворе идет с образованием осадка сульфида меди CuS :



Так как хлорид меди (II) дан в недостатке, он весь прореагировал с сульфидом натрия, и массу его и число молей можно рассчитать по уравнению реакции. Вычисление массы CuCl_2 прове-

дем двумя способами: через массы реагирующих веществ и через моли реагирующих веществ:

Способ I.

$M(\text{CuCl}_2) = 134,5 \text{ г/моль}$, $M(\text{CuS}) = 95,6 \text{ г/моль}$.

Из 134,5 г CuCl_2 образуется 95,6 г CuS .

Из х г 4,75 г CuS .

$$x = \frac{134,5 \cdot 4,75}{95,6} = 6,725; \quad m(\text{CuCl}_2) = 6,725 \text{ г.}$$

Вычисляем число молей CuCl_2 в растворе:

$$\nu = \frac{m}{M} = \frac{6,725}{134,5} = 0,05 = 0,05 \text{ моль } \text{CuCl}_2.$$

Способ II.

Находим, сколько молей составляет 4,78 г CuS .

$$\nu = \frac{4,78}{95,6} = 0,05 = 0,05 \text{ моль } \text{CuS}.$$

Из уравнения видно, что из 1 моль CuCl_2 образуется 1 моль CuS , следовательно:

из 1 моль CuCl_2 образуется 1 моль CuS ,

из х моль 0,05 моль CuS .

$$\nu = \frac{1 \cdot 0,05}{1} = 0,05; \quad \nu(\text{CuCl}_2) = 0,05 \text{ моль.}$$

Вычисляем, сколько граммов содержит 0,05 моль CuCl_2 .

$$m = \nu \cdot M = 0,05 \cdot 134,5 = 6,725;$$

$$m(\text{CuCl}_2) = 6,725 \text{ г.}$$

Таким образом в 150 г раствора содержится 0,05 моль CuCl_2 , что соответствует 6,725 г растворенного вещества.

Теперь вычисляем массовую долю CuCl_2 в растворе:

$$\omega = \frac{m(\text{в-ва})}{m(\text{р-ра})} = \frac{6,725}{150} = 0,04 \cdot 100 \% = 4 \%$$

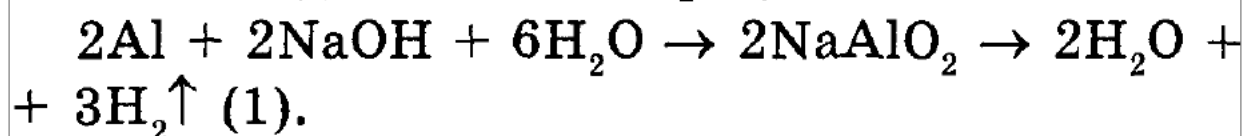
$\omega(\text{CuCl}_2) = 0,04$ массовых ед.

Ответ. Массовая доля CuCl_2 в растворе равна 0,04, или 4 %. В 150 г раствора содержалось 0,05 моль CuCl_2 .

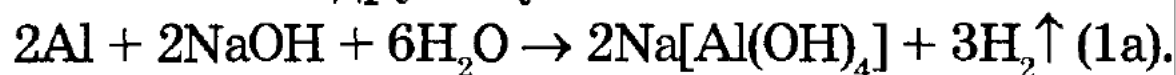
Пример 8. При взаимодействии алюминия с избытком раствора гидроксида натрия в открытом сосуде масса сосуда уменьшилась на 3 г. Какова масса растворившегося алюминия?

Решение.

Известно, что алюминий растворяется в щелочах с выделением водорода:

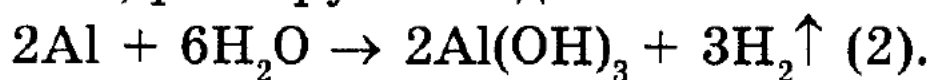


При этом образуется растворимый гидрат метаалюминия натрия $\text{NaAlO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ — гидратированная натриевая соль метаалюминиевой кислоты HAlO_2 . Гидрату метаалюмината наряду с формулой $\text{NaAlO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ приписывают также формулу $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$, поэтому уравнение можно переписать и по-другому:



Решая эту задачу, необходимо отчетливо представить себе химизм процесса, т.е. понимать, почему продуктами реакции являются именно метаалюминат и водород, каково их происхождение. В данной задаче это — самое главное.

Как известно, алюминий в электрохимическом ряду напряжений стоит сразу же за самыми активными металлами, однако, в отличие от них, реагирует с водой.



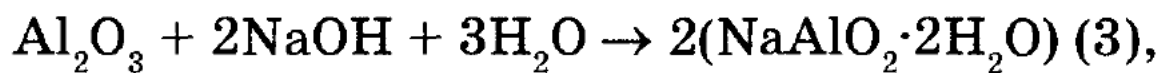
При обычных условиях не взаимодействует. Этому мешает слой оксидной пленки на поверхности металла. Если защитную пленку Al_2O_3 тем или иным способом удалить, то алюминий будет, как ему и полагается, вытеснять водород из воды по реакции (2).

Al_2O_3 обладает амфотерными свойствами. Он реагирует с кислотами как основной оксид и реагирует со щелочами, проявляя в последнем случае свойства кислотного оксида. Как основному оксиду ему соответствует основание $\text{Al}(\text{OH})_3$, а как кислотному — метаалюминиевая кислота HAlO_2 . Полезно сопоставить формулу этой кислоты с формулой амфотерного гидроксида $\text{Al}(\text{OH})_3$. Перепишем формулу $\text{Al}(\text{OH})_3$ в форме кислоты H_3AlO_3 , которая называется ортоалюминиевой кислотой. Легко видеть, что по своему составу она отличается от метаалюминиевой кислоты на одну молекулу воды: $\text{HAlO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{AlO}_3$. Взаимодействие Al_2O_3 со щелочами приводит к образованию солей именно метаалюминиевой кислоты.

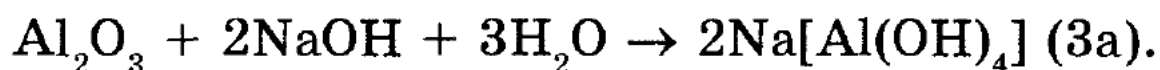
При сплавлении Al_2O_3 с твердыми щелочами образуются метаалюминаты:



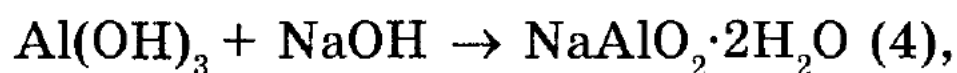
В присутствии воды, т.е. в растворе щелочи, реакция протекает с образованием гидратированных солей — гидратов метаалюминатов:



или, что то же самое,



Теперь становится понятным, почему алюминий не растворяется в воде, но растворяется в щелочи. Роль щелочи сводится к удалению защитной оксидной пленки с поверхности металла по реакциям (3), после чего становится возможным растворение алюминия в воде по реакции (2). Образующийся при этом амфотерный гидроксид алюминия реагирует далее с избытком щелочи с образованием той же самой соли метаалюминиевой кислоты:



или



Не будем забывать, что реакция (4), или (4a) — это обычная реакция нейтрализации, т.е. взаимодействие кислоты и основания с образованием соли и воды. Только в данном конкретном случае природа соли такова, что образующаяся вода входит в состав соли.

Теперь просуммируем уравнение двух последовательных стадий взаимодействия свободного от оксидной пленки алюминия с водой в присутствии избытка щелочи. Первая стадия — уравнение (2). Учтем, что по этой реакции образуется 2 моль $\text{Al}(\text{OH})_3$, поэтому коэффициенты в уравнениях (4) и (4a) для второй стадии следует перед сложением удвоить.

Сложив уравнения двух стадий, вы увидите,

что результатом сложения является уравнение реакции (1) или (1а) для суммарного процесса.

Итак, мы выяснили, что стоит за уравнениями (1) и (1а), остается провести необходимые вычисления.

Очевидно, что уменьшения массы реакционного сосуда связано с выделением газообразного водорода. Поэтому по уравнению реакции легко определить массу растворившегося алюминия. Расчет массы алюминия проведем через моли реагентов.

Вычисляем молярные массы реагентов:

$$M(\text{Al}) = 27 \text{ г/моль}, M(\text{H}_2) = 2 \text{ г/моль}.$$

Определяем, сколько молей составляет 3 г H_2 :

$$\nu = \frac{m}{M} = \frac{3}{2} = 1,5; \quad \nu = 1,5 \text{ моль } \text{H}_2.$$

Далее проводим расчет по уравнению реакции (1) или (1а), что все равно. Из уравнений (1) и (1а) видно, что 3 моль H_2 образуется при растворении 2 моль Al :

Из 2 моль Al образуется 3 моль H_2 ,
из x моль — 1,5 моль

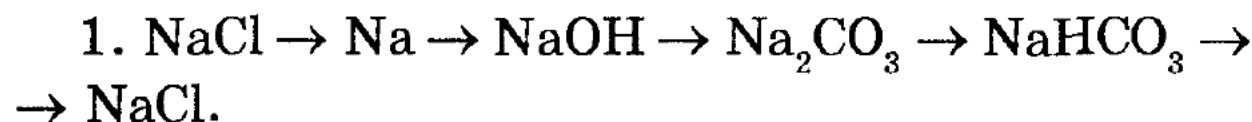
$$x = \frac{2 \cdot 1,5}{3} = 1; \quad \nu(\text{Al}) = 1 \text{ моль}.$$

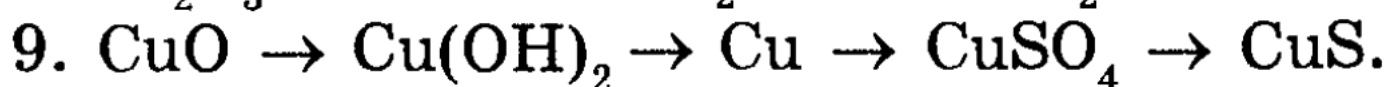
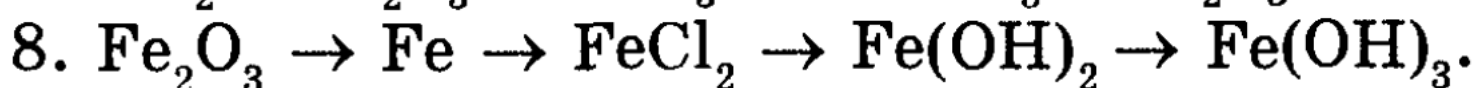
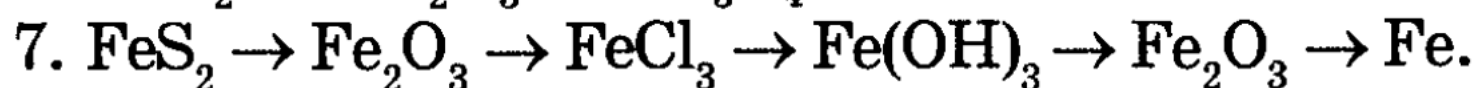
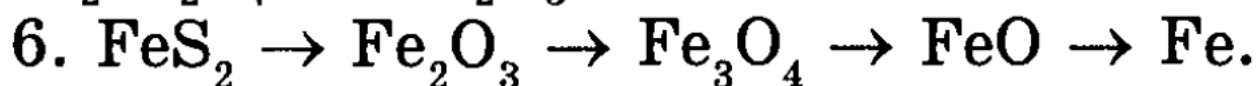
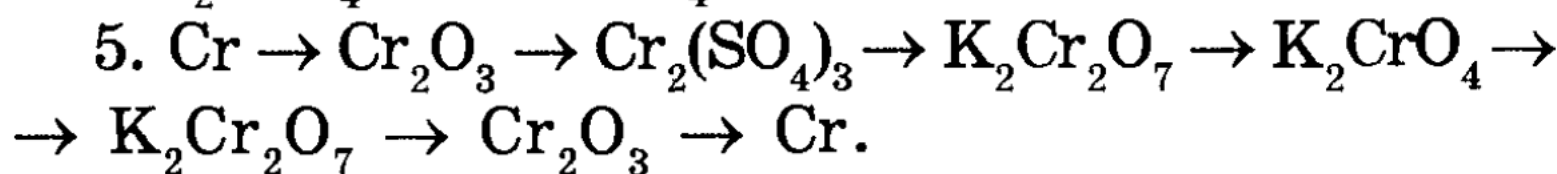
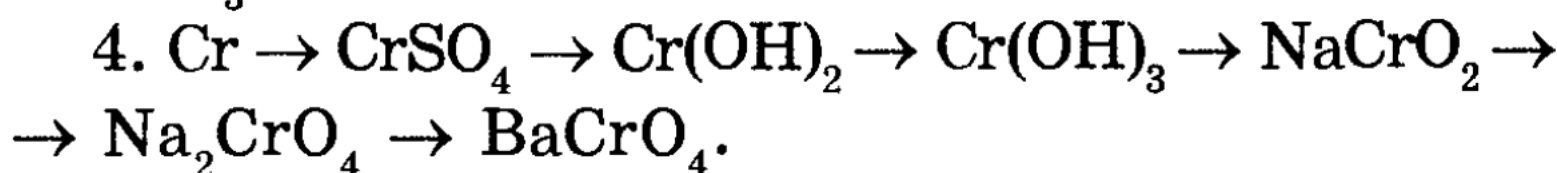
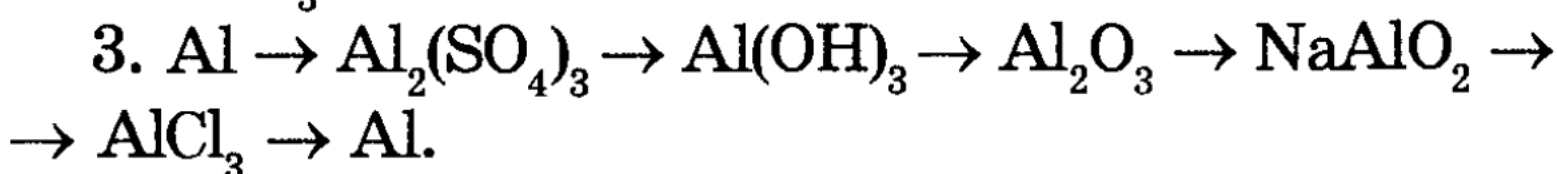
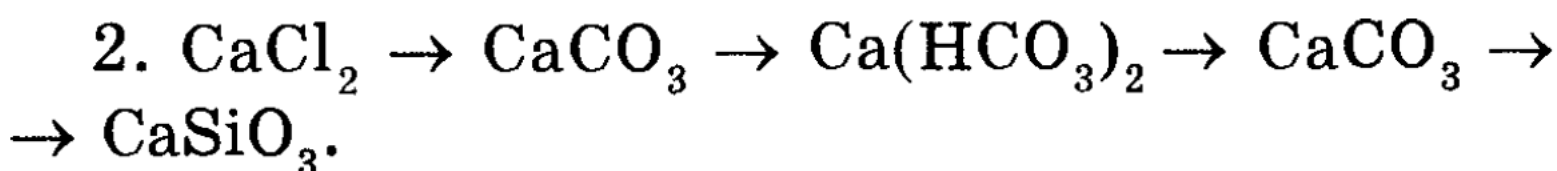
Вычисляем массу алюминия:

$$m = \nu \cdot M = 1 \cdot 27 = 27 \text{ г (Al)}.$$

Ответ. Масса растворившегося алюминия равна 27 г.

Цепочки химических превращений:





ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ ОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

Органически химия — это химия соединений углерода (органических соединений).

Теория строения органических соединений

Основные положения:

1. Атомы в молекулах соединены между собой в определенном порядке химическими связями в соответствии с их валентностью. *Углерод во всех органических соединениях четырехвалентен.*

2. Свойства веществ зависят не только от их качественного и количественного состава, но и от порядка соединения атомов.

3. Атомы в молекуле взаимно влияют друг на друга.

Порядок соединения атомов в молекуле описывается *структурной формулой*, в которой химические связи изображаются черточками.

Классификация органических соединений

Для классификации органических соединений по типам в молекуле органического соединения выделяют *углеродный скелет и функциональные группы*.

Типы углеродных скелетов. Углеродные скеле-

ты делят на *ациклические* (не содержащие циклов, или *алифатические*) и *циклические*. Циклические скелеты, в свою очередь, делят на *карбоциклические* (содержащие, только атомы углерода) и *гетероциклические* (содержащие неуглеродные атомы).

В углеродных скелетах атомы углерода классифицируют по числу связанных с ними других атомов углерода. Если данный атом углерода связан с *одним* атомом углерода, то его называют *первичным*, с двумя — *вторичным*, тремя — *третичным* и четырьмя — *четвертичным*.

Соединения, содержащие только одинарные связи углерод — углерод, называют *насыщенными*, соединения с кратными углерод — углеродными связями называют *ненасыщенными*. Соединения, в которых атомы углерода связаны только с атомами водорода, называют *углеводородами*.

Функциональные группы определяют многие химические и физические свойства органических соединений и позволяют классифицировать их по классам. Важнейшие группы приведены в табл. 15.1.

Важнейшие функциональные группы

Обозначение	Название	Классы соединений
1. —F, —Cl, 2. —Br, —I	Галоген	Галогенопроизводные
3. —OH	Гидроксил	Спирты, фенолы
4. $\begin{array}{c} \diagup \\ \text{C}=\text{O} \\ \diagdown \end{array}$	Карбонил	Альдегиды, кетоны
5. $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{—C} \\ \diagup \\ \text{OH} \end{array}$	Карбоксил	Карбоновые кислоты

6. —NO ₂	Нитрогруппа	Нитросоединения
7. —NH ₂	Аминогруппы	Амины

Гомологи — это соединения, принадлежащие одному классу и отличающиеся друг от друга по составу на несколько групп CH₂. Совокупность всех гомологов образует *гомологический ряд*.

Изомерия органических соединений

Изомеры — это вещества, имеющие одинаковый состав (одинаковую молекулярную формулу), но разное строение молекул.

Все изомеры делят на два больших класса — *структурные изомеры и пространственные изомеры*.

ИЗОМЕРИЯ

Структурная.

Изомерия углеродного скелета.
Изомерия положения функциональной группы или кратной связи.

Межклассовая изомерия.

Пространственная.

Цис-транс-изомерия.

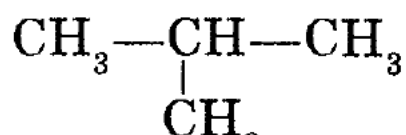
Оптическая изомерия.

Структурными называют изомеры с разным порядком соединения атомов.

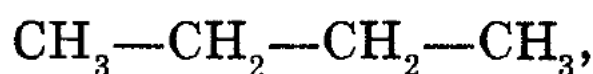
Пространственные изомеры отличаются взаимным расположением атомов в пространстве при одинаковом порядке их соединения.

Среди *структурных* изомеров выделяют три группы:

1) соединения, отличающиеся строением углеродных скелетов:

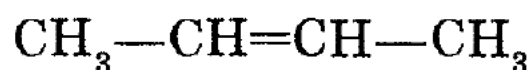


2-метилпропан (изобутан)

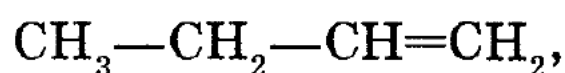


бутан

2) соединения, отличающиеся положением заместителя или кратной связи в молекуле:



бутен-2

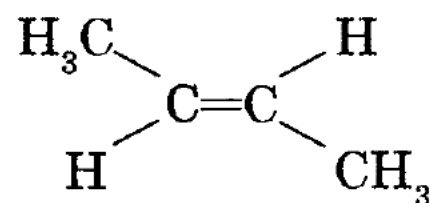


бутен-1

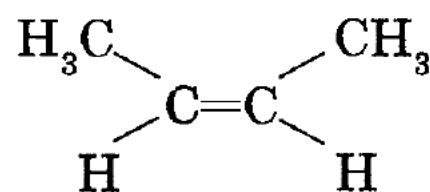
3) соединения, относящиеся к различным классам органических соединений.

Пространственные изомеры (стереоизомеры) можно разделить на два типа: цис-транс-изомеры и оптические изомеры.

Цис-транс-изомерия характерна для соединений, содержащих двойную связь или цикл. В таких молекулах заместители у различных атомов углерода могут оказаться по одну сторону (*цис-*) или по разные стороны (*транс-*) от некоторой выбранной плоскости:



транс-бутен-2



цис-бутен-2.

Цис-транс-изомеры отличаются своими физическими и химическими свойствами.

Оптическая изомерия характерна для молекул, которые не совпадают со своим зеркальным изображением. Таким свойством обладают молекулы, имеющие *асимметрический центр* — атом углерода, связанный с четырьмя различными заместителями.

Оптические изомеры имеют почти одинаковые физические и химические свойства.

Взаимное влияние атомов в молекуле

Взаимное влияние атомов в молекуле передается через систему ковалентных связей с помощью электронных эффектов. *Электронные эффекты* — это смещение электронной плотности в молекуле под влиянием заместителей.

Индуктивный эффект (I) — смещение электронной плотности по цепи σ -связей.

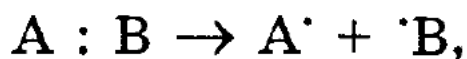
Мезомерный эффект (M) — смещение электронной плотности по цепи π -связей.

$-I$: $-\text{Cl}$, $-\text{Br}$, $-\text{OH}$, $-\text{NH}_2$; $+I$: $-\text{CH}_3$, $-\text{C}_2\text{H}_5$;
 $-M$: $-\text{CH}=\text{O}$, $-\text{COOH}$, $-\text{NO}_2$; $+M$: $-\text{OH}$, $-\text{NH}_2$.

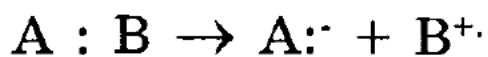
Классификация органических реакций

1. По типу разрыва связей:

а) *радикальные реакции* идут с гомолитическим разрывом ковалентной связи:

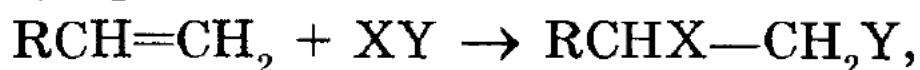


б) *ионные реакции* идут с гетеролитическим разрывом ковалентных связей:



2. По типу реакции:

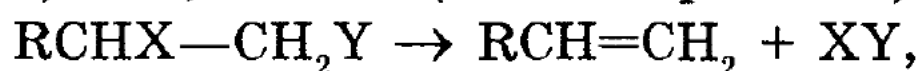
а) присоединение



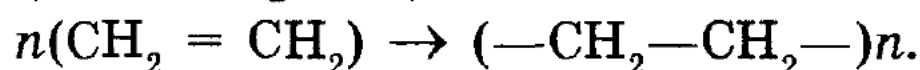
б) замещение



в) отщепление (элиминирование)



г) полимеризация



3. Окислительно-восстановительные реакции.

Окисление и восстановление в органической химии связывают с потерей и приобретением атомов водорода и кислорода.

Вещество окисляется, если оно теряет атомы H и (или) приобретает атомы O. Окислитель в общем виде обозначают символом [O].

Вещество восстанавливается, если оно приобретает атомы H и (или) теряет атомы O. Восстановитель в общем виде обозначают символом [H].

ПРЕДЕЛЬНЫЕ УГЛЕВОДОРОДЫ (АЛКАНЫ)

Алканы — это предельные алифатические углеводороды. Общая формула гомологического ряда алканов $C_n H_{2n+2}$.

Простейшие представители: CH_4 — метан, C_2H_6 — этан, C_3H_8 — пропан, C_4H_{10} — бутан (2 изомера).

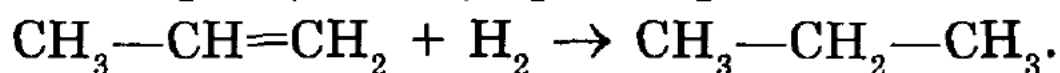
Углеводородные радикалы (общее обозначение — R): $-CH_3$ — метил, $-C_2H_5$ — этил, $-C_3H_7$ — пропил (2 изомера), $-C_4H_9$ — бутил (4 изомера).

Изомерия. 1. Изомерия углеродного скелета (начиная с C_4H_{10}). 2. Оптическая изомерия (начиная с C_7H_{16}).

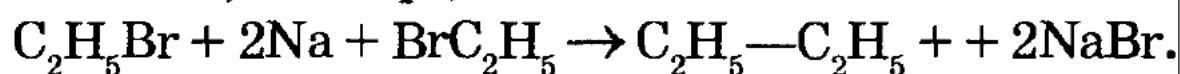
Строение. sp^3 -гибридизация атомов углерода (σ -связи $C—C$ и $C—H$, углы между связями $109,5^\circ$).

Физические свойства. При обычных условиях $C_1—C_4$ — газы, $C_5—C_{17}$ — жидкости, начиная с C_{18} — твердые вещества. Алканы практически нерастворимы в воде, но хорошо растворимы в неполярных растворителях (бензол и др.).

Получение. 1. Гидрирование непредельных углеводородов в присутствии металлических катализаторов (Ni, Pd) при нагревании:

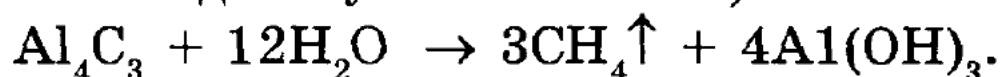


2. Реакция Вюрца.



Пригодна только для получения симметричных алканов.

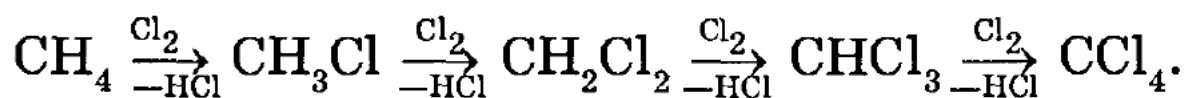
3. Гидролиз карбида алюминия (лабораторный метод получения метана):



Химические свойства. В обычных условиях алканы химически инертны, что объясняется высокой прочностью σ -связей $C—C$ и $C—H$. неполярные связи $C—C$ и $C—H$ способны расщепляться только гомолитически под действием активных свободных радикалов. Поэтому алканы вступают в реакции, протекающие по механизму радикального замещения. При радикальных реакциях в первую очередь замещаются атомы водорода у третичных, за-

тем у вторичных и первичных атомов углерода.

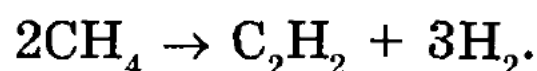
1. *Галогенирование*. При взаимодействии алканов с хлором и бромом под действием УФ-излучения или высокой температуры образуется смесь продуктов от *моно-* до *полигалогензамещенных* алканов:



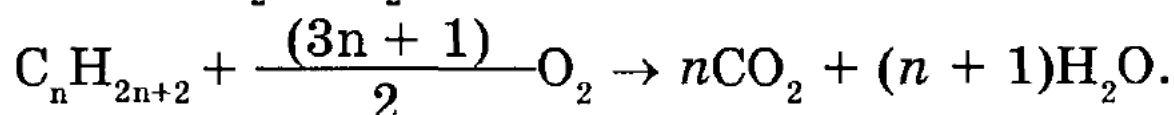
2. *Нитрование* (реакция Коновалова). При действии разбавленной азотной кислоты на алканы при 140°C и небольшом давлении протекает радикальная реакция:



3. *Крекинг* — радикальный разрыв связей С—С. Протекает при нагревании и в присутствии катализаторов. При крекинге высших алканов образуются алкены, при крекинге метана и этана образуется ацетилен:



4. *Окисление*. При мягком окислении метана кислородом воздуха могут быть получены CH_3OH , H_2CO , HCOOH . На воздухе алканы сгорают до CO_2 и H_2O :



АЛКЕНЫ. ДИЕНОВЫЕ УГЛЕВОДОРОДЫ

Алкены (этиленовые углеводороды)

Алкенами называются непредельные углеводороды, молекулы которых содержат *одну*

двойную связь. *Общая формула* гомологического ряда алкенов C_nH_{2n} .

Простейшие представители: $CH_2=CH_2$ — этилен, $CH_3-CH=CH_2$ — пропен (пропилен).

Угледородные радикалы: $-CH=CH_2$ — винил, $-CH_2-CH=CH_2$ — аллил.

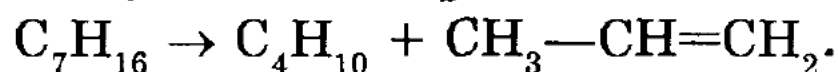
Номенклатура. Самая длинная цепь должна содержать двойную связь. Нумерация цепи начинается с того края, ближе к которому двойная связь. В названии соответствующего алкана окончание *-ан* заменяется на *-ен*.

Изомерия. 1. Изомерия углеродного скелета (начиная с C_4H_8). 2. Изомерия положения двойной связи (начиная с C_4H_8). 3. Цис-транс-изомерия (начиная с бутена-2). 4. Межклассовая изомерия с циклоалканами (C_nH_{2n}).

Строение. sp^2 -гибридизация атомов углерода, 3 σ -связи располагаются в одной плоскости под углом 120° друг к другу, π -связь образована р-электронами соседних атомов углерода. Двойная связь является сочетанием σ - и π -связей.

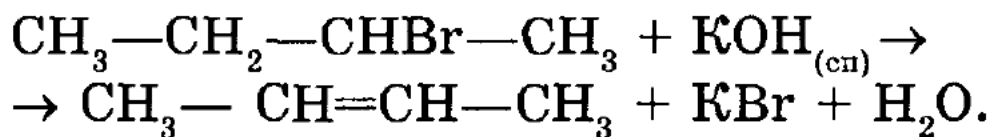
Физические свойства. При обычных условиях C_2-C_4 — газы, C_5-C_{17} — жидкости, начиная с C_{18} — твердые вещества. Алкены не растворимы в воде, хорошо растворимы в органических растворителях.

Получение. 1. Крекинг алканов:



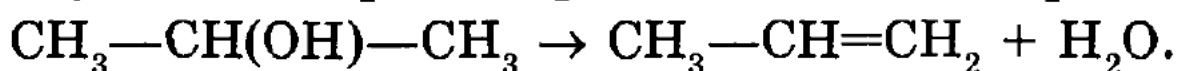
2. Реакции элиминирования.

2а. Дегидрогалогенирование происходит при действии спиртовых растворов щелочей на моногалогениды:

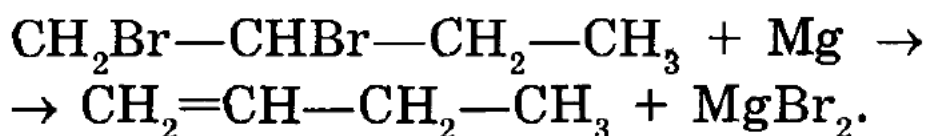


Правило Зайцева. Отщепление атома водорода в реакциях дегидрогалогенирования и дегидратации происходит преимущественно от *наименее гидрогенизированного* атома углерода (т.е. связанного с наименьшим числом атомов водорода).

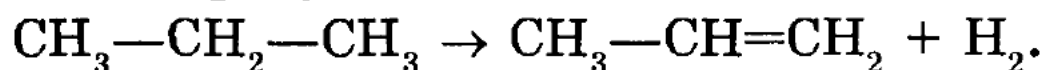
2б. *Дегидратация* спиртов происходит при их нагревании с серной кислотой ($t > 150^\circ\text{C}$) или пропускании паров спирта над катализатором:



2в. *Дегалогенирование* происходит при нагревании дигалогенидов, имеющих атомы галогена у соседних атомов углерода, с активными металлами:



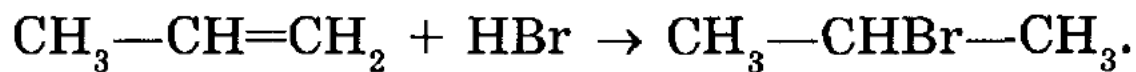
2г. Дегидрирование алканов проводят при 500°C в присутствии катализатора:



Химические свойства. Многие реакции алкенов протекают по механизму электрофильного присоединения.

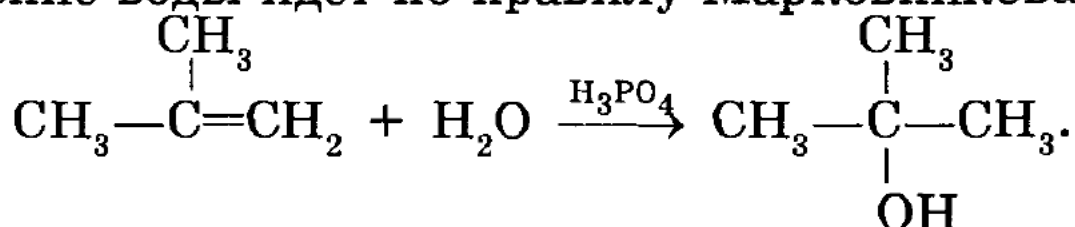
1. *Гидрогалогенирование.* При взаимодействии алкенов с галогеноводородами (HCl , HBr) образуются алкилгалогениды.

Правило Марковникова. При присоединении полярных молекул типа HX к несимметричным алкенам водород присоединяется к более гидрогенизированному атому углерода при двойной связи:

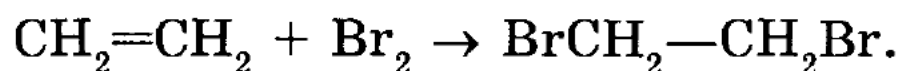


Правило Марковникова объясняется электронными эффектами.

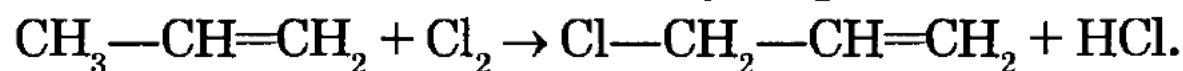
2. *Гидратация.* При взаимодействии алкенов с водой в присутствии минеральных кислот (серной, фосфорной) образуются спирты. Присоединение воды идет по правилу Марковникова:



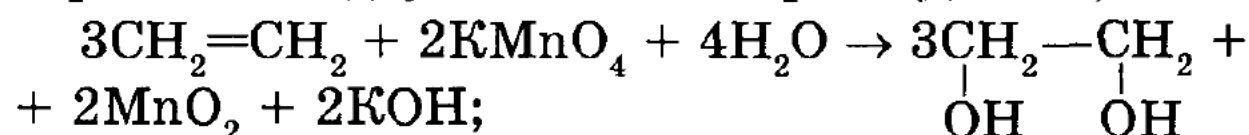
3. *Галогенирование.* Алкены обесцвечивают бромную воду:



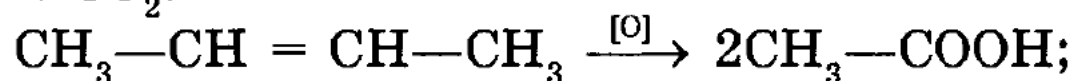
При нагревании до 500 °C возможно радикальное замещение атома водорода при соседнем к двойной связи атоме углерода:



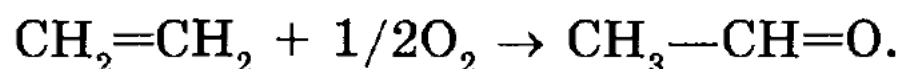
4. Окисление: а) мягкое окисление алкенов водным раствором перманганата калия приводит к образованию двухатомных спиртов (диолов):



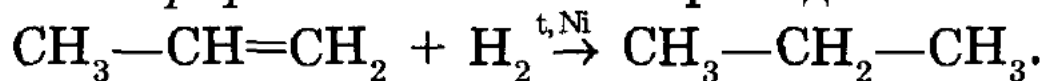
б) при жестком окислении алкенов кипящим раствором перманганата калия в кислой среде происходит полный разрыв двойной связи с образованием кетонов, карбоновых кислот или CO_2 :



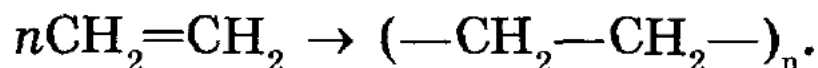
в) окисление этилена кислородом при 200 °C в присутствии CuCl_2 и PdCl_2 приводит к ацетальдегиду:



5. Гидрирование алкенов приводит к алканам:



6. Реакция полимеризации.



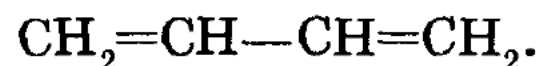
Полимеризация этилена происходит под действием кислот (катионный механизм) или радикалов (радикальный механизм).

7. Качественные реакции на алкены — обесцвечивание бромной воды и раствора перманганата.

Диеновые углеводороды (алкадиены)

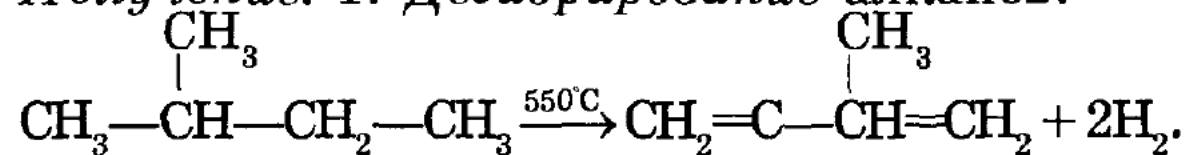
Алкадиенами называются непредельные углеводороды, содержащие две двойные связи. Общая формула алкадиенов $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$.

Если двойные связи разделены в цепи только одной σ -связью, то их называют сопряженными, поскольку π -электроны двойных связей в этом случае образуют единое π -электронное облако. Простейшим сопряженным диеном является бутадиен-1,3:

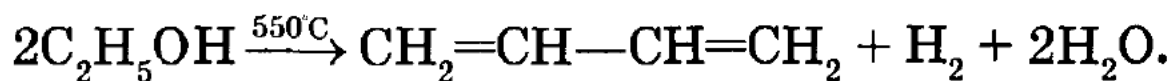


Изомерия. 1. Изомерия углеродного скелета (начиная с C_5H_8). 2. Изомерия положения двойных связей (начиная с C_5H_8). 3. Цис-транс-изомерия (начиная с пентадиена-1,3). 4. Межклассовая изомерия с алкинами ($\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$).

Получение. 1. Дегидрирование алканов:



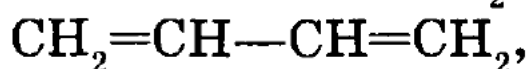
2. Реакция Лебедева — одновременное дегидрирование и дегидратация этанола с катализаторами на основе ZnO и Al_2O_3 :



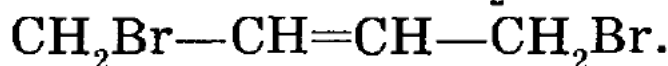
Химические свойства. 1. Реакции электрофильного присоединения.



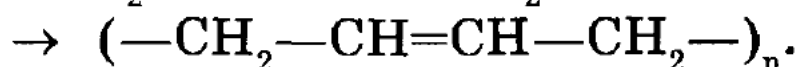
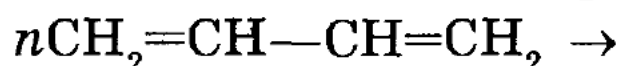
1,2-присоединение Br_2



1,4-присоединение Br_2



2. Полимеризация алкадиенов может протекать как 1,2- или 1,4-присоединение:



АЦЕТИЛЕНОВЫЕ УГЛЕВОДОРОДЫ (АЛКИНЫ)

Алкинами называются непредельные углеводороды, молекулы которых содержат одну тройную связь. *Общая формула* алкинов $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$.

Простейшие представители: $\text{CH}\equiv\text{CH}$ — ацетилен, $\text{CH}_3-\text{C}\equiv\text{CH}$ — пропин (метилацетилен).

Номенклатура. Самая длинная цепь должна содержать тройную связь. Нумерация цепи начинается с того края, ближе к которому тройная связь. В названии соответствующего алкана окончание -ан заменяется на -ин.

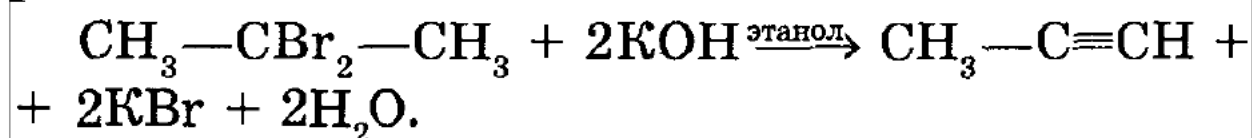
Изомерия. 1. Изомерия углеродного скелета (начиная с C_5H_8). 2. Изомерия положения тройной связи (начиная с C_4H_6). 3. Межклассовая изомерия с алкадиенами ($\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$).

Строение. sp-гибридизация атомов углерода, две σ -связи располагаются на одной линии под углом 180° друг к другу, две π -связи образованы π -электронами соседних атомов углерода и

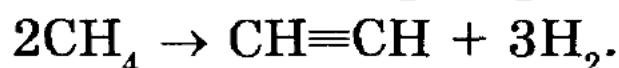
располагаются во взаимно перпендикулярных плоскостях. Тройная связь является сочетанием одной σ - и двух π -связей.

Физические свойства. При обычных условиях $C_2—C_4$ — газы, $C_5—C_{16}$ — жидкости, начиная с C_{18} — твердые вещества. Температуры кипения алкинов выше, чем у соответствующих алкенов.

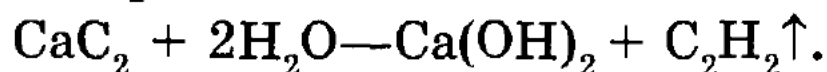
Получение. 1. Общий способ — дегидрогалогенирование:



2. Ацетилен получают в промышленности путем высокотемпературного крекинга метана:

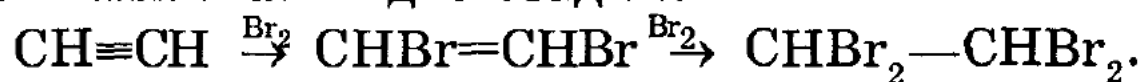


В лаборатории ацетилен получают гидролизом карбида кальция:



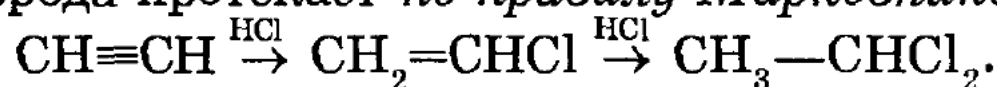
Химические свойства. 1. Реакции присоединения:

а) **галогенирование.** Галогены присоединяются к алкинам в две стадии:

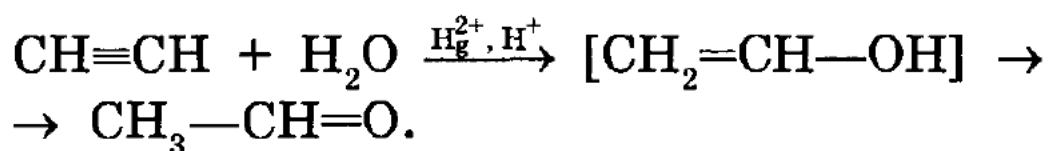


Алкины обесцвечивают бромную воду.

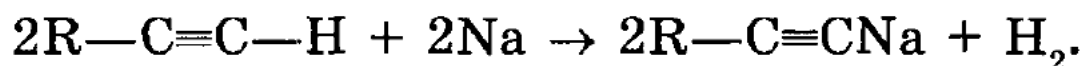
б) **гидрогалогенирование.** Галогеноводороды присоединяются к тройной связи труднее, чем к двойной. Присоединение второй молекулы галогеноводорода протекает по правилу Марковникова:



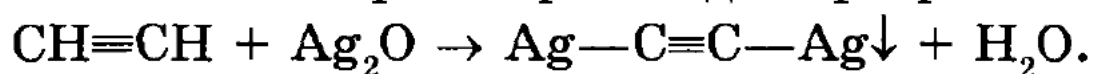
в) **гидратация** (реакция Кучерова). Присоединение воды к алкинам катализируется солями ртути (II):



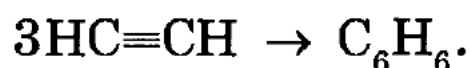
2. *Кислотные свойства.* Особенностью алкинов, имеющих концевую тройную связь, являются их слабые кислотные свойства. Алкины способны образовывать соли, называемые *ацетиленидами*:



Ацетиленид серебра легко образуется и выпадает в осадок при пропускании ацетилена через аммиачный раствор оксида серебра:

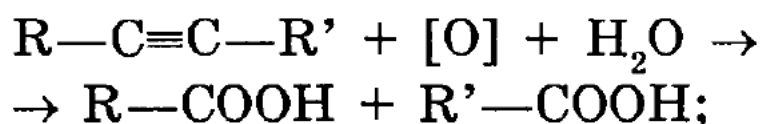


3. *Тримеризация.* При пропускании ацетилена над активированным углем при 600 °С образуется бензол:

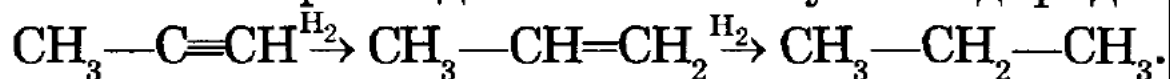


4. *Реакции окисления и восстановления:*

а) алкины легко окисляются перманганатом калия. В результате реакции образуются карбоновые кислоты:



б) в присутствии металлических катализаторов алкины присоединяют молекулы водорода:



5. *Качественные реакции на тройную связь:*

а) обесцвечивание бромной воды и перманганата калия;

б) реакция с аммиачным раствором оксида серебра в случае концевой положения тройной связи.

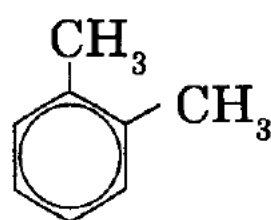
АРОМАТИЧЕСКИЕ УГЛЕВОДОРОДЫ

Ароматическими углеводородами (аренами) называются вещества, в молекулах которых содержится одно или несколько бензольных колец. Общая формула гомологического ряда бензола $C_n H_{2n-6}$.

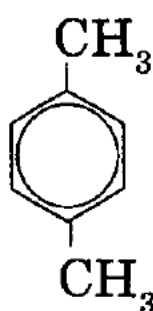
Простейшие представители: C_6H_6 — бензол, $C_6H_5-CH_3$ — толуол.

Углеводородные радикалы: C_6H_5- — фенил, $C_6H_5-CH_2-$ — бензил.

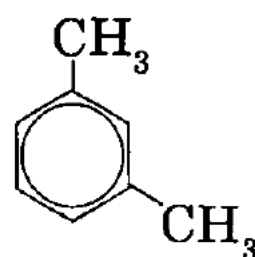
Изомерия в гомологическом ряду бензола обусловлена взаимным расположением заместителей в ядре. Дизамещенные производные бензола существуют в виде трех изомеров, различающихся взаимным расположением заместителей. Положение заместителей указывают цифрами или приставками: *орто* (*о-*), *мета* (*м-*), *пара* (*п-*).



о-ксилол



м-ксилол



п-ксилол

1,2-диметилбензол 1,4-диметилбензол 1,3-диметилбензол

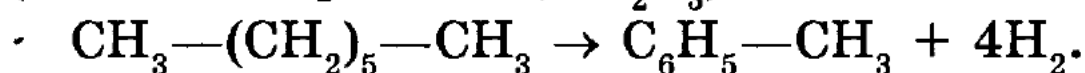
Строение. Все шесть атомов углерода в молекуле бензола находятся в sp^2 -гибридном состоянии. Каждый атом углерода образует 3 σ -связи с двумя другими атомами углерода и одним атомом водорода, лежащие в одной

плоскости. Атомы углерода образуют правильный шестиугольник (σ -скелет молекулы бензола).

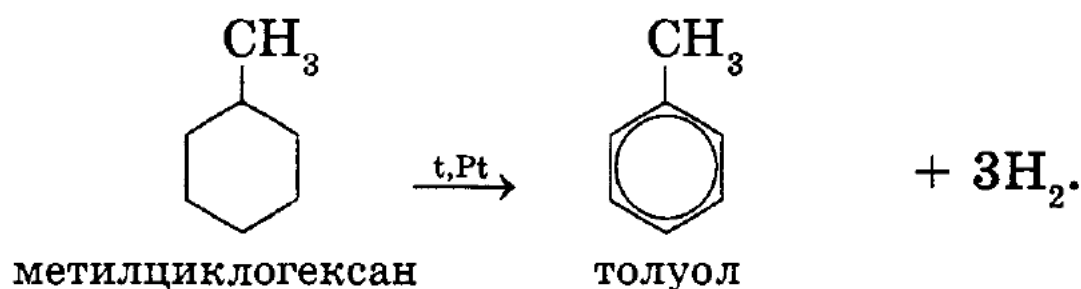
Каждый атом углерода имеет одну негибризованную p -орбиталь, на которой находится один электрон. Шесть p -электронов образуют *единое π -электронное облако* (ароматическую систему), которое изображают кружочком внутри шестичленного цикла.

Физические свойства. Первые члены гомологического ряда бензола — бесцветные жидкости со специфическим запахом. Они легче воды и в ней нерастворимы. Хорошо растворяются в органических растворителях и сами являются хорошими растворителями.

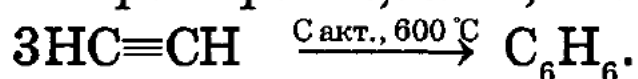
Получение. 1. Дегидроциклизация алканов (катализаторы — Pt, Cr_2O_3):



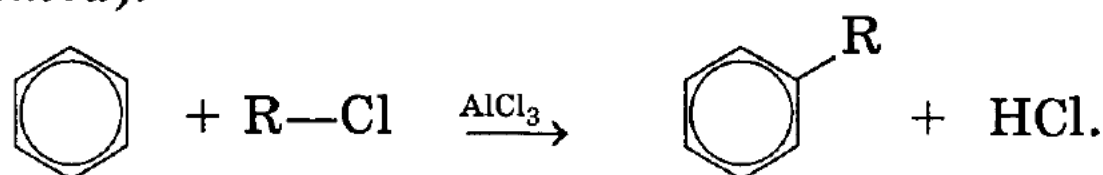
2. Дегидрирование циклоалканов.



3. Тримеризация ацетилена:

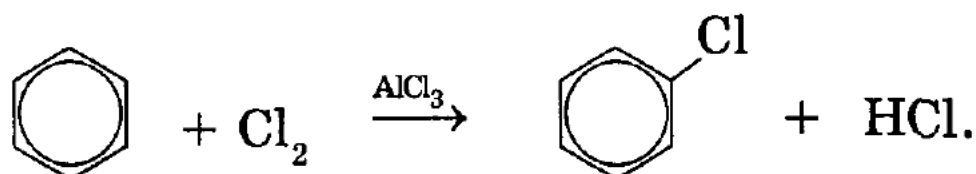


4. Алкилирование бензола (реакция Фриделя-Крафтса):

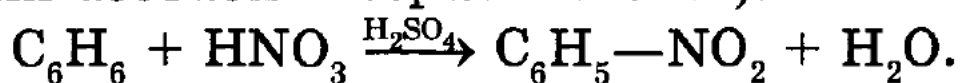


Химические свойства бензола. 1. Реакции электрофильного замещения.

1а. *Галогенирование.* Бензол взаимодействует с хлором или бромом в присутствии катализаторов — безводных AlCl_3 , FeCl_3 , AlBr_3 :

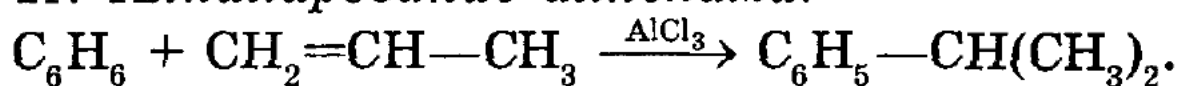


1б. *Нитрование.* Бензол легко реагирует с нитрующей смесью (смесью концентрированных азотной и серной кислот):



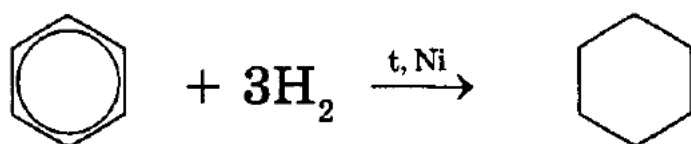
1в. *Алкилирование по Фриделю-Крафтсу* — см. выше.

1г. *Алкилирование алкенами.*

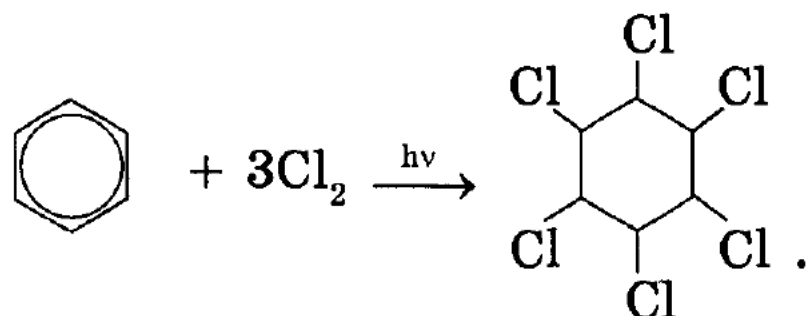


2. Реакции присоединения к бензолу приводят к разрушению ароматической системы и протекают только в жестких условиях.

2а. *Гидрирование.*

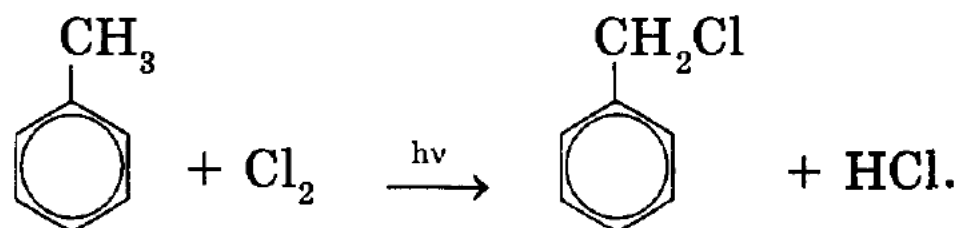


2б. *Присоединение хлора* протекает под действием жесткого ультрафиолетового излучения с образованием твердого продукта — гексахлорциклогексана (гексахлорана) $\text{C}_6\text{H}_6\text{Cl}_6$:

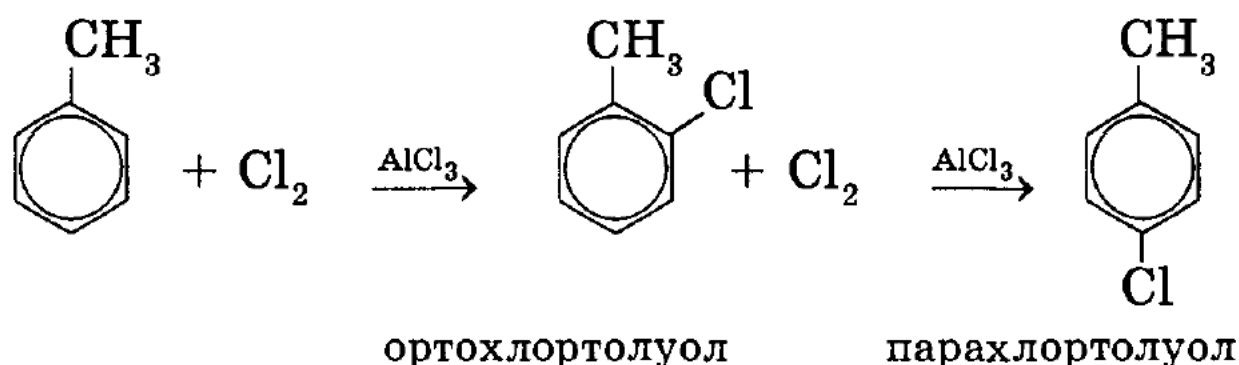


Химические свойства гомологов бензола связаны со взаимным влиянием алкильного радикала и бензольного кольца.

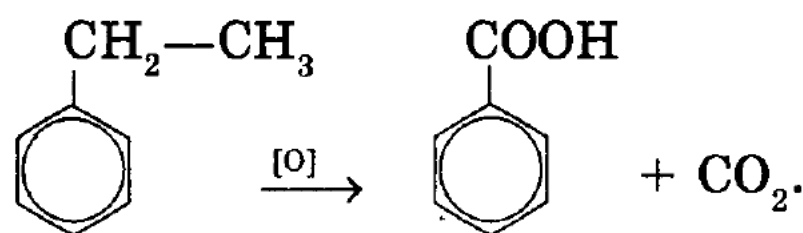
1. *Реакции в боковой цепи.* Атомы водорода в боковой цепи могут замещаться на галоген при нагревании или УФ облучении:



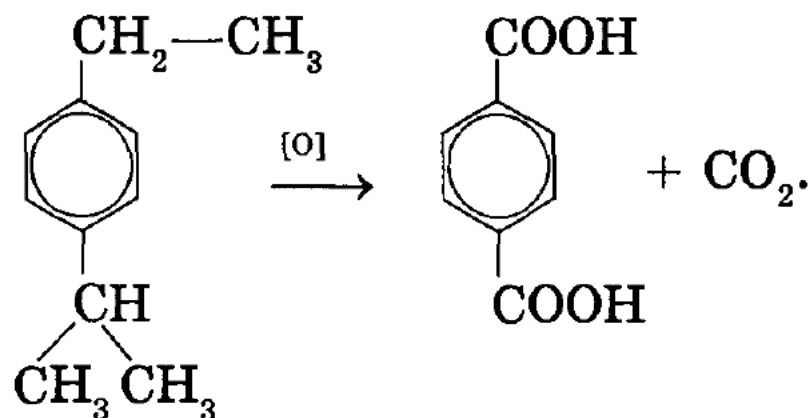
Замещение в бензольном кольце происходит в присутствии катализатора AlCl_3 в орто- и пара-положения:



2. *Окисление.* При действии на гомологи бензола перманганата калия и других сильных окислителей боковые цепи окисляются, причем от всей цепи остается только один атом углерода:

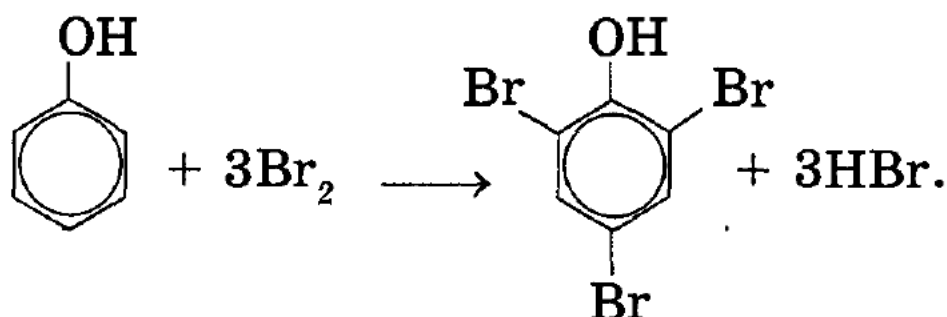


Гомологи, содержащие две боковые цепи, дают двухосновные кислоты:

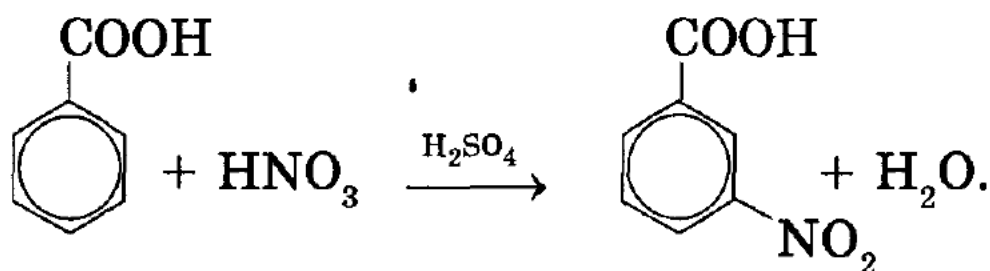


Правила ориентации (замещения) в бензольном кольце. Заместители (ориентанты) 1-го рода направляют последующее замещение преимущественно в орто- и пара-положения. К ним относятся следующие группы: $-\text{C}_n\text{H}_{2n+1}$, $-\text{OH}$, $-\text{NH}_2$, $-\text{Cl}$ ($-\text{F}$, $-\text{Br}$, $-\text{I}$).

Все заместители 1-го рода (кроме галогенов) *увеличивают активность бензольного кольца* и облегчают вступление второго заместителя. Так, фенол легко реагирует с бромной водой:



Заместители (ориентанты) 2-го рода направляют последующее замещение преимущественно в мета-положение. К ним относятся следующие группы: $-\text{NO}_2$, $-\text{COOH}$, $-\text{CH}=\text{O}$.



Все заместители 2-го рода *уменьшают активность бензольного кольца* и затрудняют вступление второго заместителя.

СПИРТЫ И ФЕНОЛЫ

Спиртами называются соединения, содержащие одну или несколько *гидроксильных групп* —ОН, связанных с углеводородным радикалом. Спирты, у которых гидроксильная группа связана с бензольным кольцом, называются *фенолами*.

В зависимости от числа гидроксильных групп спирты делят на одно-, двух- и трех-атомные. В зависимости от того, при каком углеродном атоме находится гидроксильная группа, различают спирты *первичные* ($\text{RCH}_2\text{—OH}$), *вторичные* ($\text{R}_2\text{CH—OH}$) и *третичные* ($\text{R}_3\text{C—OH}$).

Одноатомные спирты

Общая формула гомологического ряда предельных одноатомных спиртов — $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{OH}$.

Простейшие представители.

Первичные:

CH_3OH — метанол (метиловый спирт),

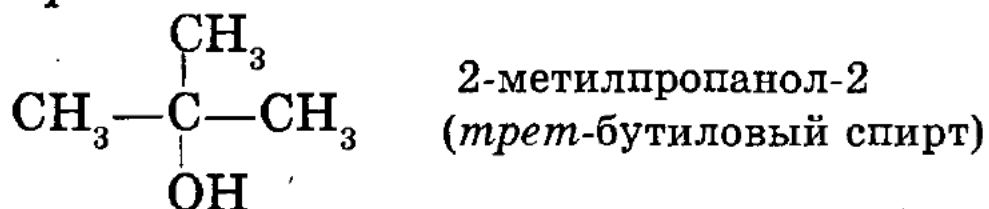
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ — этанол (этиловый спирт),

$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$ — пропанол-1 (пропиловый спирт).

Вторичные:

$\text{CH}_3\text{—}\underset{\text{OH}}{\text{CH}}\text{—CH}_3$ — пропанол-2 (изопропиловый спирт)

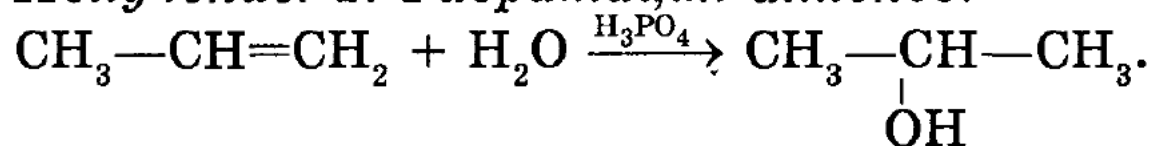
Третичные:



Изомерия. 1. Изомерия углеродного скелета (начиная с $\text{C}_4\text{H}_9\text{OH}$). 2. Изомерия положения гидроксильной группы (начиная с $\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$). 3. Межклассовая изомерия с простыми эфирами.

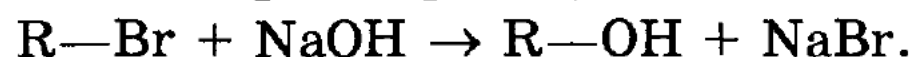
Физические свойства. Низшие спирты (до C_{15}) — жидкости, высшие — твердые вещества. Метанол и этанол смешиваются с водой в любых соотношениях. С ростом молекулярной массы растворимость спиртов в воде падает. Спирты имеют высокие температуры плавления и кипения за счет образования водородных связей.

Получение. 1. Гидратация алкенов.

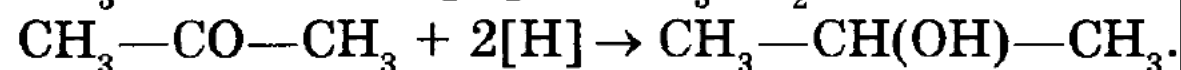


Реакция протекает по правилу Марковникова.

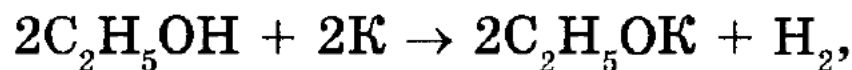
2. Гидролиз алкилгалогенидов под действием водных растворов щелочей.



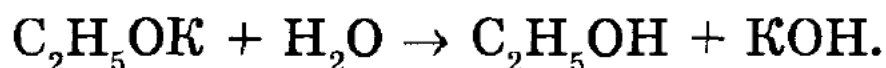
3. Восстановление карбонильных соединений. При восстановлении альдегидов образуются первичные спирты, при восстановлении кетонов — вторичные:



Химические свойства. 1. Реакции с разрывом связи $\text{O} - \text{H}$. 1а. Кислотные свойства спиртов выражены очень слабо. Спирты реагируют со щелочными металлами

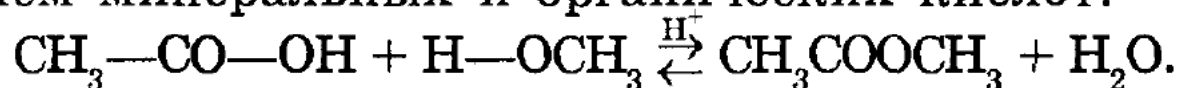


но не реагируют со щелочами. В присутствии воды алкоголяты полностью гидролизуются:

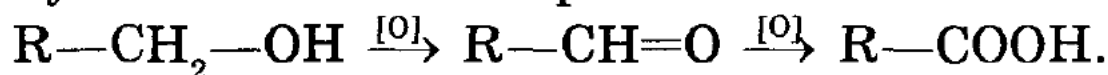


Следовательно *спирты — более слабые кислоты, чем вода (кроме метилового спирта).*

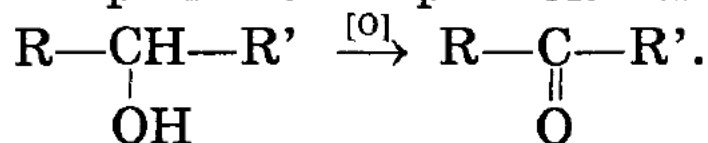
1б. *Образование сложных эфиров* под действием минеральных и органических кислот:



1в. *Окисление спиртов* под действием дихромата или перманганата калия до карбонильных соединений. Первичные спирты окисляются в альдегиды, которые, в свою очередь, могут окисляться в карбоновые кислоты.



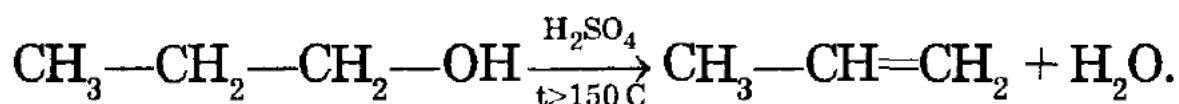
Вторичные спирты окисляются в кетоны:



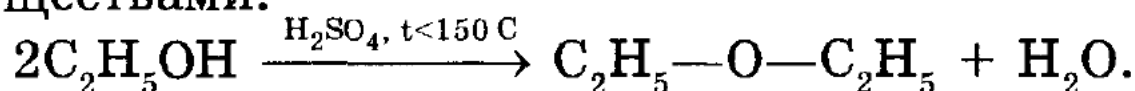
Третичные спирты более устойчивы к окислению.

2. Реакции с разрывом связи C—O.

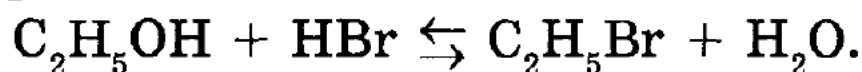
2а. *Внутримолекулярная дегидратация* с образованием алкенов происходит при сильном нагревании спиртов с водоотнимающими веществами:



2б. *Межмолекулярная дегидратация* с образованием простых эфиров происходит при слабом нагревании спиртов с водоотнимающими веществами:

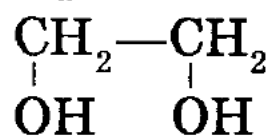


2в. Слабые основные свойства спиртов проявляются в обратимых реакциях с галогеноводородами:

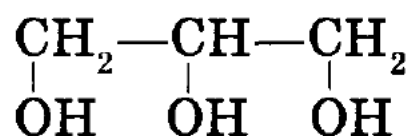


Многоатомные спирты

Простейшие представители:



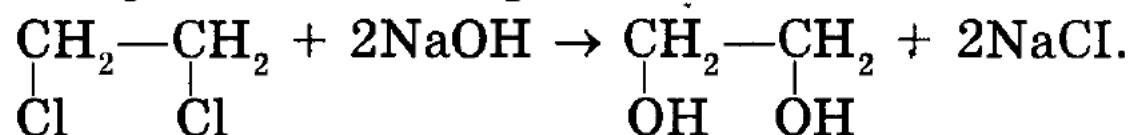
этиленгликоль (этанediол),



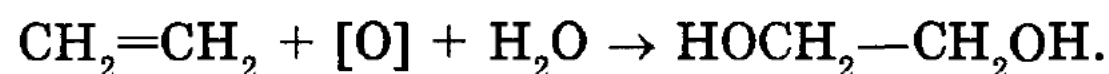
глицерин (пропантриол).

Физические свойства. Этиленгликоль и глицерин — вязкие жидкости, сладкие на вкус, хорошо растворимые в воде.

Получение. 1. *Гидролиз алкилгалогенидов:*



2. Двухатомные спирты получают окислением алкенов водным раствором перманганата калия:



3. Глицерин получают *гидролизом жиров.*

Химические свойства. 1. Для двух- и трехатомных спиртов характерны основные *реакции одноатомных спиртов.*

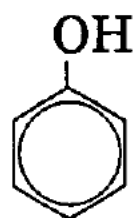
2. *Кислотность* многоатомных спиртов выше, чем одноатомных, что объясняется взаимным влиянием гидроксильных групп.

3. *Качественная реакция* на многоатомные спирты. При взаимодействии свежесажженного

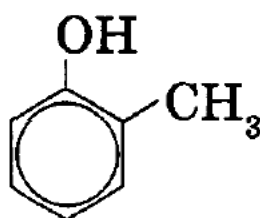
гидроксида меди (II) с многоатомными спиртами, содержащими гидроксильные группы при соседних атомах углерода, образуется *ярко-синий* раствор.

Фенолы

Простейшие представители:



фенол

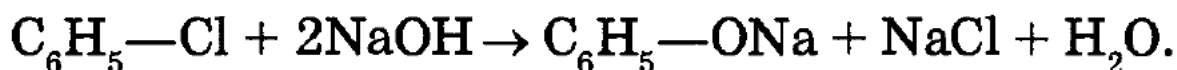


о-крезол (2-метилфенол)

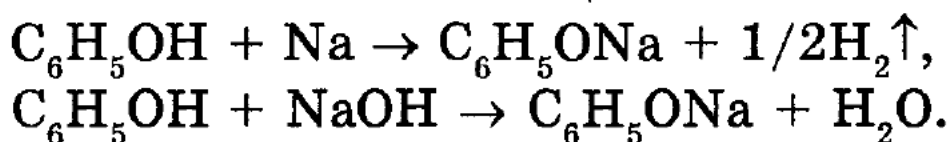
Строение. Неподеленная электронная пара атома кислорода втягивается в π -электронную систему бензольного кольца (+*M*-эффект). Это приводит к а) увеличению электронной плотности в *орто*- и *пара*-положениях бензольного кольца; б) ослаблению связи O—H.

Физические свойства. Многие фенолы — кристаллические вещества. Они плохо растворимы в воде, но хорошо растворяются в водных растворах щелочей.

Получение. При нагревании хлорбензола и гидроксида натрия под давлением получают фенолят натрия, при дальнейшей обработке которого кислотой образуется фенол:

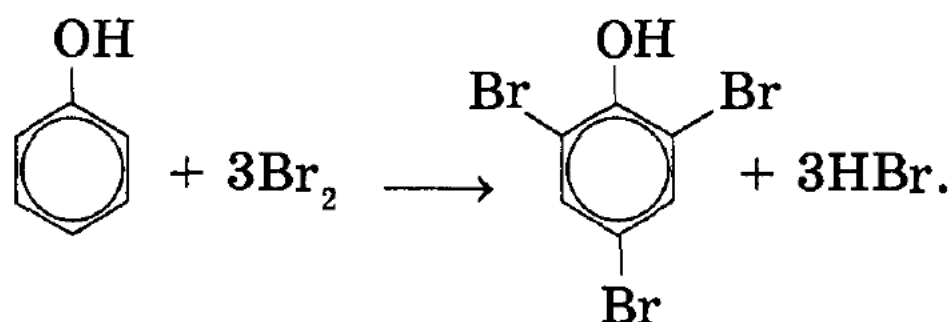


Химические свойства. 1. *Кислотные свойства* фенола проявляются в реакциях со щелочными металлами и щелочами:



2. Реакции *электрофильного замещения* в феноле протекают значительно легче, чем в ароматических углеводородах.

2а. *Галогенирование*. Воздействием на фенол бромной воды образуется осадок 2, 4, 6-трибромфенола:



Это *качественная реакция* на фенол.

2б. *Нитрование*. Под действием концентрированной азотной кислоты образуется 2, 4, 6-тринитрофенол.

2в. Реакция *поликонденсации* с формальдегидом протекает с образованием *фенолформальдегидных смол*.

АЛЬДЕГИДЫ И КЕТОНЫ

Органические соединения, в молекуле которых имеется *карбонильная группа* >C=O , называются *карбонильными соединениями*. Они делятся на две группы — *альдегиды* и *кетоны*.

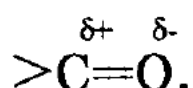
Альдегиды содержат в молекуле альдегидную группу —CH=O . Кетоны содержат карбонильную группу, связанную с двумя углеводородными радикалами. *Общая формула* предельных альдегидов и кетонов $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}$.

Простейшие представители: $\text{CH}_2=\text{O}$ — формальдегид (муравьиный альдегид), $\text{CH}_3\text{—CH=O}$ —

ацетальдегид (уксусный альдегид, или этаналь), $\text{CH}_3\text{—CO—CH}_3$ — ацетон (диметилкетон, или пропанон-2).

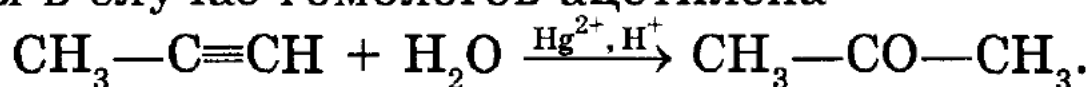
Изомерия: 1. Изомерия углеродного скелета. 2. Изомерия положения карбонильной группы (только для кетонов; начинается с $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}$). 3. Межклассовая изомерия между альдегидами и кетонами.

Строение. Атом углерода в карбонильной группе находится в состоянии sp^2 -гибридизации и образует 3 σ -связи (две связи C—H и одну связь C—O), π -связь образована p -электронами атомов углерода и кислорода. Двойная связь C=O является сочетанием σ - и π -связей. Электронная плотность смещена в сторону атома кислорода:

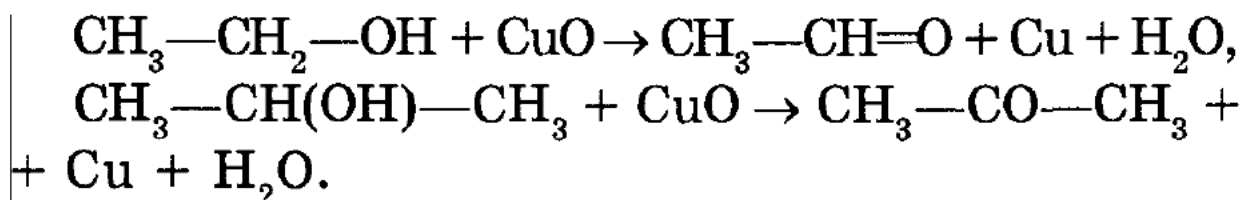


Физические свойства. Карбонильные соединения не образуют водородных связей, поэтому их температуры кипения значительно ниже, чем соответствующих спиртов. Низшие альдегиды и кетоны — легкокипящие жидкости (формальдегид — газ) с резким запахом, хорошо растворимы в воде.

Получение. 1. *Гидратация алкинов.* Взаимодействие алкинов с водой происходит в присутствии солей Hg^{2+} и дает ацетальдегид CH_3CHO в случае ацетиленов и различные кетоны в случае гомологов ацетилена

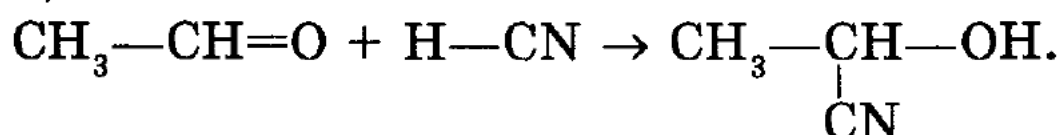


2. *Окисление спиртов.* При окислении первичных спиртов образуются альдегиды, вторичных — кетоны:



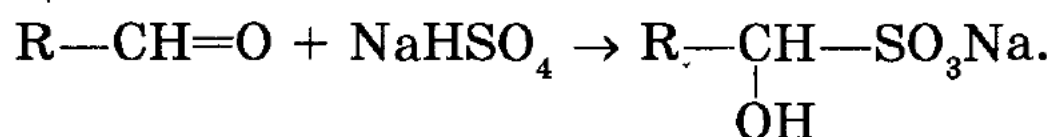
Химические свойства. 1. Реакции присоединения по двойной связи C=O. Активность альдегидов и кетонов в этих реакциях уменьшается в ряду: $\text{H}_2\text{C}=\text{O} > \text{CH}_3-\text{CH}=\text{O} > \text{кетоны}$.

1а. Присоединение циановодородной (синильной) кислоты:

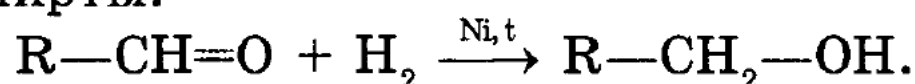


Данная реакция используется для удлинения углеродной цепи и получения оксикислот.

1б. Присоединение *гидросульфитов* служит для выделения альдегидов из смесей с другими веществами:

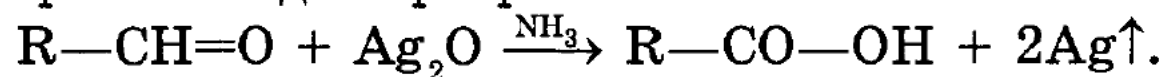


1в. *Восстановление.* При взаимодействии альдегидов с водородом получают первичные спирты:

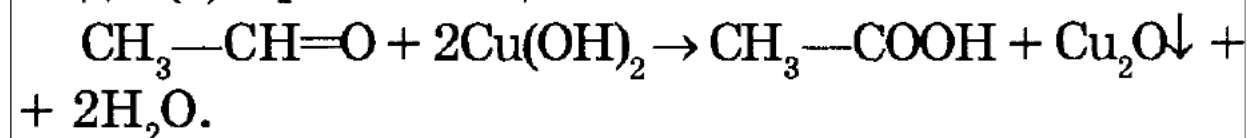


Кетоны в этой реакции дают вторичные спирты.

2. *Окисление.* 2а. Реакция «серебряного зеркала» — окисление альдегидов аммиачным раствором оксида серебра:



2б. Окисление альдегидов *гидроксидом меди (II)*. В результате реакции выпадает осадок оксида меди (I) красного цвета:



Данная реакция и реакция «серебряного зеркала» являются качественными реакциями на альдегиды.

КАРБОНОВЫЕ КИСЛОТЫ. СЛОЖНЫЕ ЭФИРЫ. ЖИРЫ

Карбоновые кислоты

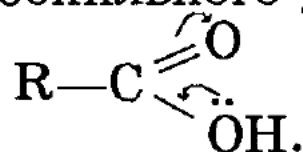
Карбоновыми кислотами называются соединения, содержащие карбоксильную группу —COOH. По числу карбоксильных групп карбоновые кислоты делят на *одноосновные* (одна группа —COOH) и *двухосновные* (две группы —COOH).

Общая формула предельных одноосновных кислот $C_nH_{2n}O_2$.

Простейшие представители: муравьиная кислота —HCOOH, уксусная кислота —CH₃COOH.

Изомерия. 1. Для алифатических кислот — изомерия углеродного скелета. 2. Для ароматических кислот — изомерия положения заместителя в бензольном кольце. 3. Межклассовая изомерия со сложными эфирами.

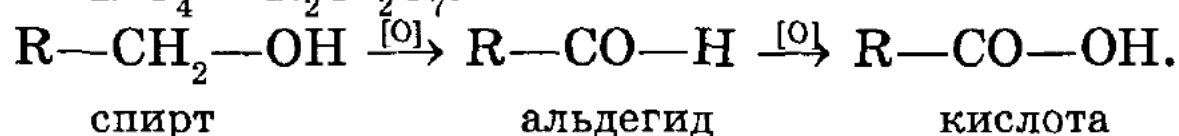
Строение. Карбоксильная группа —COOH состоит из карбонильной группы >C=O и гидроксильной группы —OH, которые оказывают взаимное влияние друг на друга. Неподеленная электронная пара кислорода в гидроксигруппе смещена в сторону карбонильного углерода:



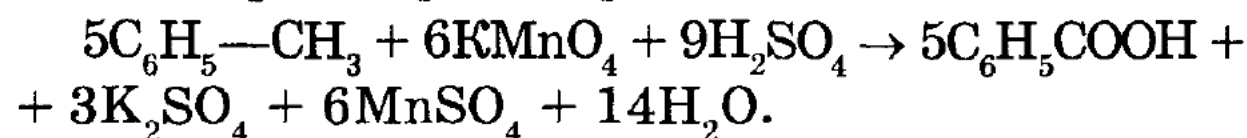
Это ослабляет связь O—H и увеличивает кислотные свойства.

Физические свойства. Низшие одноосновные кислоты — бесцветные жидкости с резким запахом, с водой смешиваются в любых соотношениях. Высшие кислоты — твердые вещества, по мере увеличения углеводородного радикала растворимость в воде уменьшается. Температуры кипения кислот значительно выше температур кипения спиртов и альдегидов.

Получение. 1. *Окисление альдегидов и первичных спиртов.* В качестве окислителей применяют KMnO_4 и $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$:



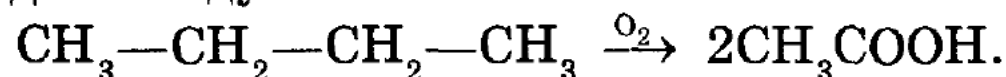
2. Для получения *бензойной кислоты* можно использовать окисление гомологов бензола кислым раствором перманганата калия:



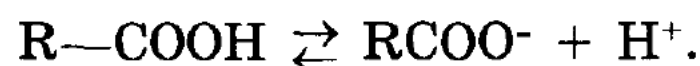
3. *Муравьиную кислоту* получают нагреванием оксида углерода (II) с гидроксидом натрия:



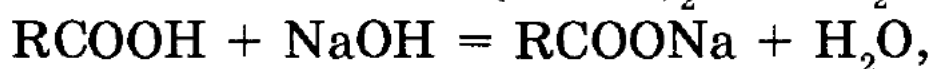
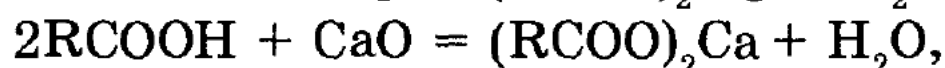
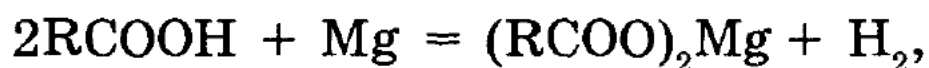
4. *Уксусную кислоту* получают в промышленности каталитическим окислением бутана кислородом воздуха:



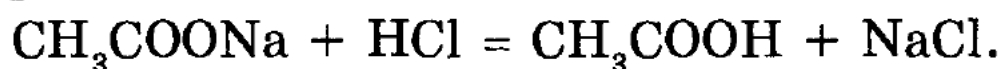
Химические свойства. 1. Кислотные свойства. Все карбоновые кислоты окрашивают лакмус в красный цвет. Это обусловлено диссоциацией кислот:



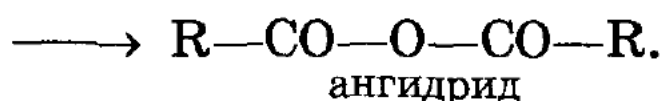
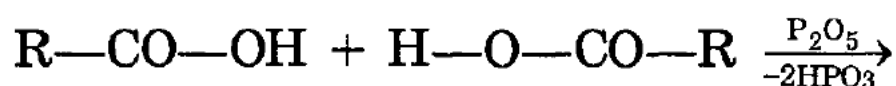
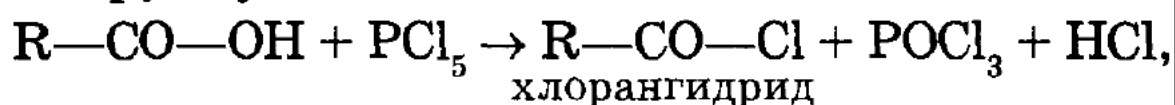
Карбоновые кислоты легко вступают в реакции с активными металлами, основными оксидами, основаниями и солями слабых кислот:



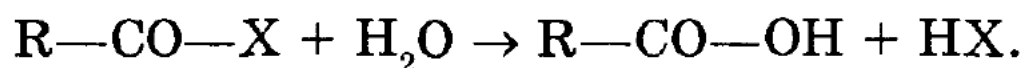
Сильные минеральные кислоты вытесняют карбоновые кислоты из их солей:



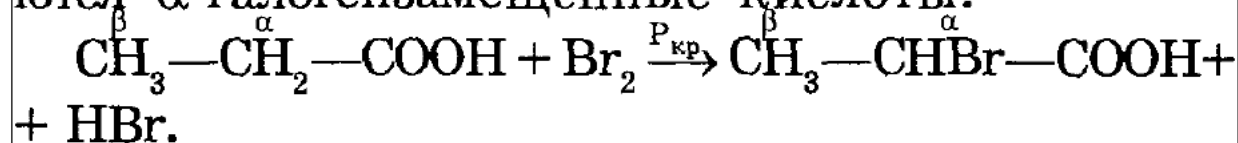
2. Образование функциональных производных. Путем замещения гидроксильной группы различными группами можно получать функциональные производные кислот общей формулы $\text{R}-\text{CO}-\text{X}$, где X — группа, замещающая группу $-\text{OH}$:



Все функциональные производные легко гидролизуются с образованием исходной кислоты:



3. Галогенирование. При действии галогенов на кислоты в присутствии красного фосфора образуются α -галогензамещенные кислоты:

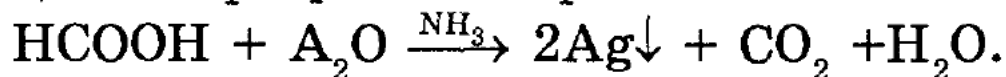


α -Галогензамещенные кислоты — более сильные кислоты, чем карбоновые, за счет — I -эффекта атома галогена.

4. Отдельные представители. Муравьиная кислота HCOOH отличается рядом особенностей:

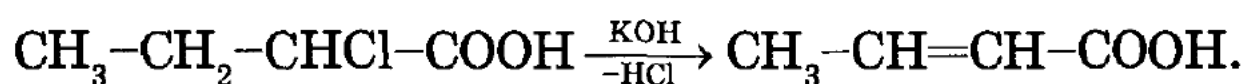
а) она разлагается под действием водоотнимающих средств с образованием CO ;

б) она является восстановителем и дает реакцию «серебряного зеркала»:

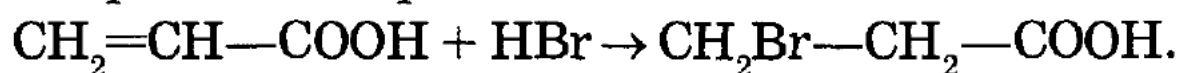


Одноосновные непредельные кислоты — производные ненасыщенных углеводородов, у которых один атом водорода замещен карбоксильной группой.

Получение. Дегидрогалогенирование галогензамещенных кислот:

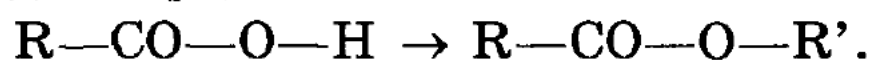


Химические свойства. Специфическими свойствами обладают кислоты с близко расположенной от карбоксильной группы двойной связью α , β -непредельные кислоты. За счет сопряжения двойных связей $\text{C}=\text{C}$ и $\text{C}=\text{O}$ реакции присоединения к этим кислотам идут *против правила Марковникова*:



СЛОЖНЫЕ ЭФИРЫ. ЖИРЫ

Сложные эфиры можно рассматривать как производные кислот, у которых атом водорода в карбоксильной группе замещен на углеводородный радикал.

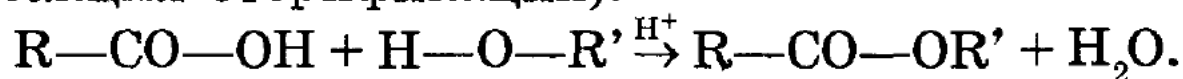


Номенклатура. Сложные эфиры называют по кислотам и спиртам, которые участвуют в их об-

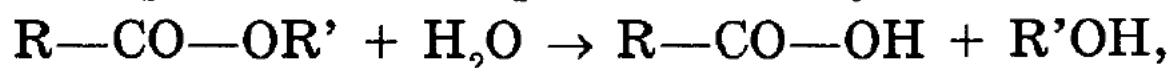
разовании, например H—CO—O—CH_3 — метилформиат, или метиловый эфир муравьиной кислоты; $\text{CH}_3\text{—CO—O—C}_2\text{H}_5$ — этилацетат, или этиловый эфир уксусной кислоты.

Физические свойства. Сложные эфиры низших кислот и спиртов — летучие жидкости, с приятным запахом, малорастворимы в воде.

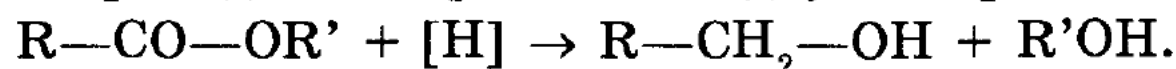
Получение. Взаимодействие спиртов и кислот (реакция этерификации):



Химические свойства. 1. Гидролиз под действием воды — обратимая реакция. Для смещения равновесия вправо используют щелочи:



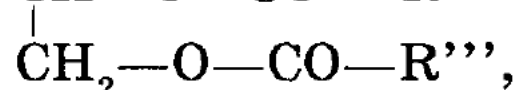
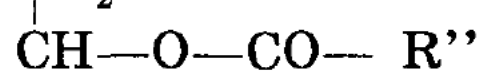
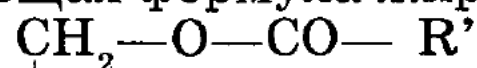
2. Восстановление сложных эфиров водородом приводит к образованию двух спиртов:



Жиры

Жиры представляют собой смеси сложных эфиров, образованных трехатомным спиртом глицерином и высшими жирными кислотами.

Общая формула жиров:

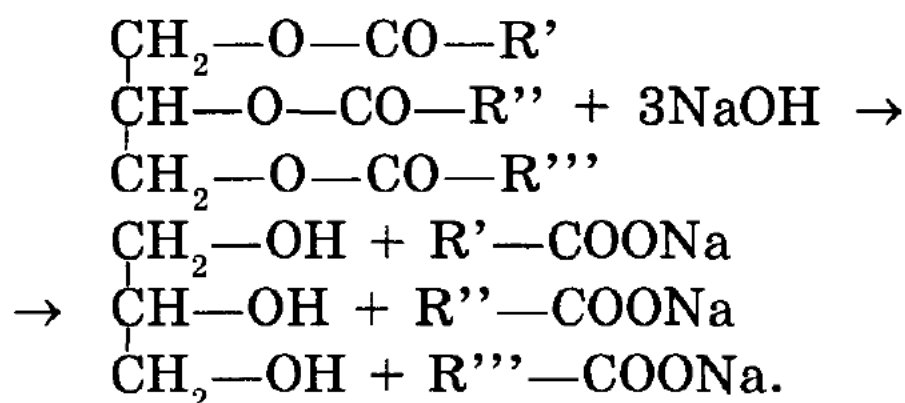


где R — радикалы высших жирных кислот.

Основные предельные кислоты, образующие жиры, — пальмитиновая $\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{OON}$ и стеариновая $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COON}$; основные непредельные кислоты — олеиновая $\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COON}$ и линолевая $\text{C}_{17}\text{H}_{31}\text{COON}$.

Физические свойства. Жиры, образованные предельными кислотами, — твердые вещества, а непредельными — жидкие. Все жиры очень плохо растворимы в воде.

Химические свойства. 1. *Гидролиз*, или омыление жиров, происходит под действием воды (обратимо) или щелочей (необратимо):



При щелочном гидролизе образуются соли высших жирных кислот, называемые *мылами*.

2. *Гидрогенизацией* жиров называется процесс присоединения водорода к остаткам непредельных кислот, входящих в состав жиров. При этом остатки непредельных кислот переходят в остатки предельных кислот, и жиры из жидких превращаются в твердые.

УГЛЕВОДЫ

Углеводы — это органические соединения, имеющие общую формулу $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_n$ ($m, n > 3$). Углеводы делят на три группы: моносахариды, олигосахариды и полисахариды.

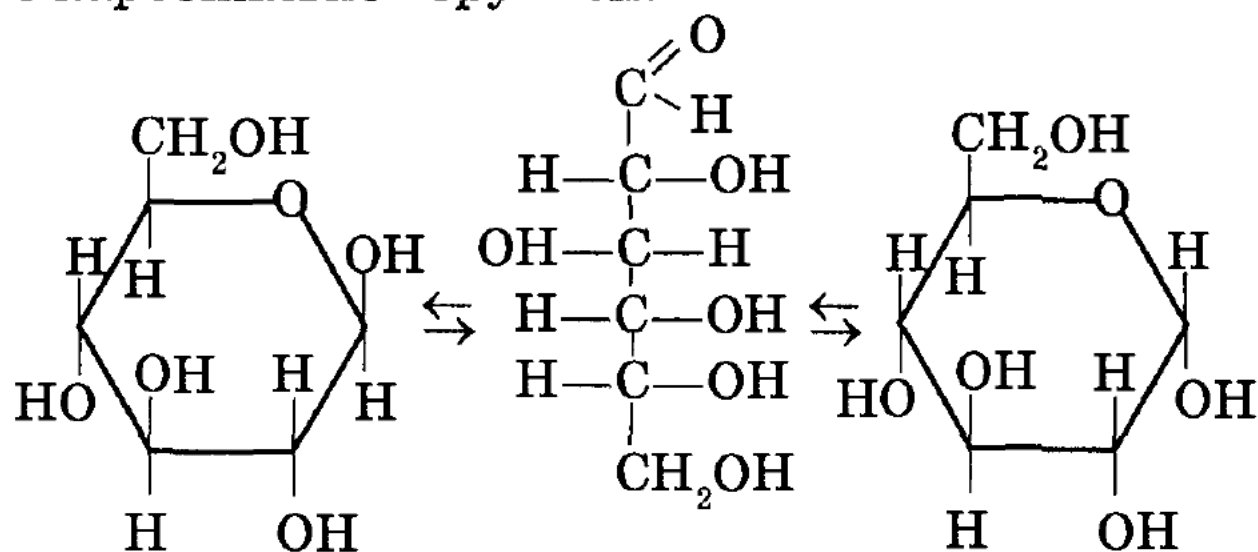
Моносахаридами называются такие углеводы, которые не могут гидролизоваться с образованием более простых углеводов, например глюкоза, фруктоза. *Олигосахариды* — это продукты

конденсации двух или нескольких моносахаридов, например сахароза. *Полисахариды* (крахмал, целлюлоза) образованы большим количеством молекул моносахаридов.

Моносахариды

Глюкоза $C_6H_{12}O_6$ — белые кристаллы, сладкие на вкус, хорошо растворимые в воде.

Строение. Молекулы глюкозы могут существовать в линейной и циклической формах. В линейной форме глюкоза представляет собой альдегидоспирт с пятью гидроксильными группами. Циклические формы (α - и β -глюкоза) могут образовываться из линейной при взаимодействии гидроксильной группы при 5-м углеродном атоме с карбонильной группой:



β -циклическая

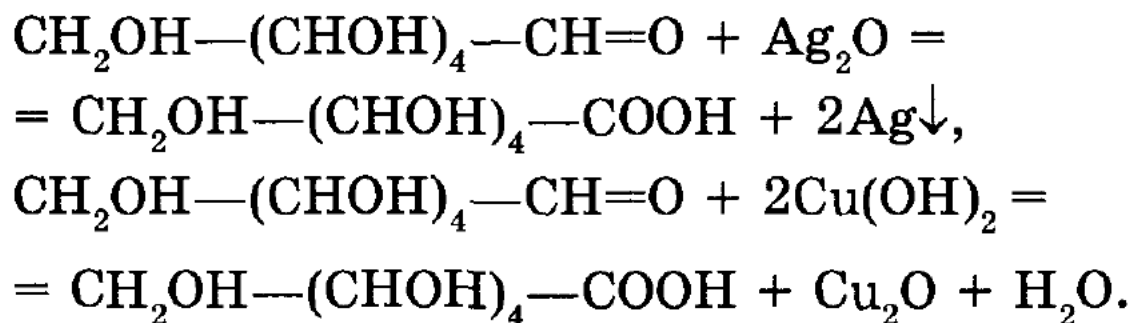
альдегидная

α -циклическая

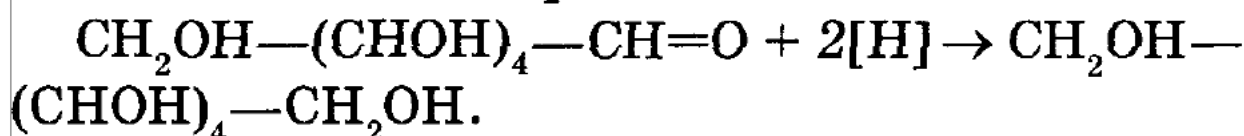
Это равновесие существует в водном растворе.

Химические свойства. 1. *Реакции альдегидной группы:*

1а. Глюкоза окисляется аммиачным раствором оксида серебра и гидроксидом меди (II) в *глюконовую кислоту* при нагревании:



1б. Глюкоза может восстанавливаться в шестиатомный спирт *сорбит*:

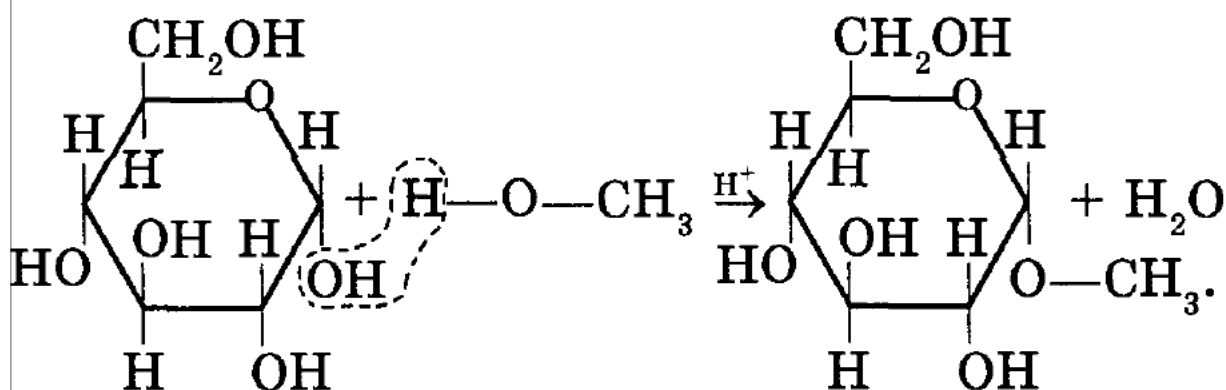


1в. Глюкоза *не вступает* в некоторые реакции, характерные для альдегидов, например в реакцию с NaHSO_3 .

2. Реакции гидроксильных групп.

2а. Глюкоза дает синее окрашивание с гидроксидом меди (II) (*качественная реакция* на многоатомные спирты).

2б. *Образование простых эфиров.* При действии метилового спирта один из атомов водорода замещается на группу $-\text{CH}_3$. В эту реакцию вступает *гликозидный гидроксил*, находящийся при 1-м атоме углерода в циклической форме глюкозы.



2в. *Образование сложных эфиров.* Под действием уксусного ангидрида все пять групп $-\text{OH}$ в молекуле глюкозы замещаются на группу:

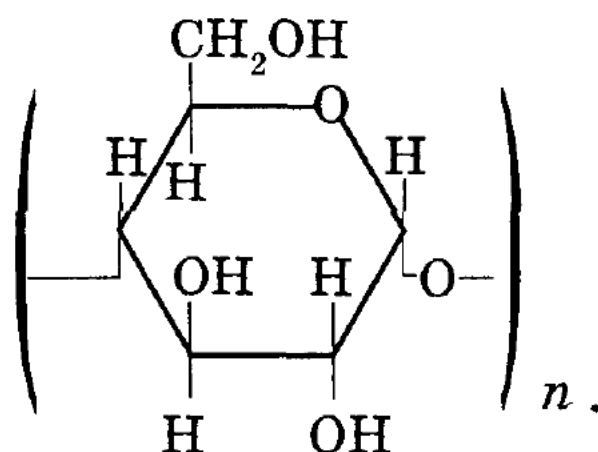


твором оксида серебра, поэтому ее называют *невосстанавливающим дисахаридом*.

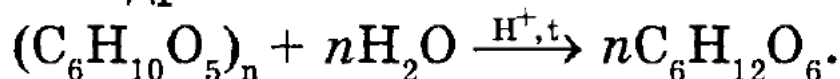
Полисахариды

Крахмал представляет собой белый порошок, нерастворимый в холодной воде и образующий коллоидный раствор в горячей воде.

Строение. Крахмал $(C_6H_{10}O_5)_n$ — природный полимер. Его молекулы состоят из линейных и разветвленных цепей, содержащих остатки α -глюкозы. Фрагмент линейной структуры крахмала выглядит следующим образом:



Химические свойства. 1. Гидролиз при нагревании в кислой среде. Конечным продуктом гидролиза является глюкоза:

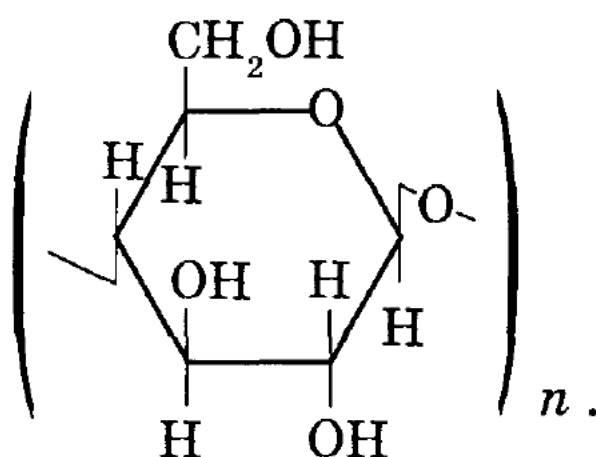


2. Крахмал дает интенсивное синее окрашивание с йодом — это *качественная реакция* на крахмал и на йод.

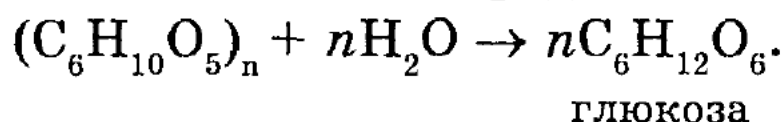
Целлюлоза (клетчатка) — твердое волокнистое вещество, нерастворимое в воде, но растворимое в аммиачном растворе гидроксида меди (II) (*реактиве Швейцера*).

Строение. Целлюлоза $(C_6H_{10}O_5)_n$ — природный

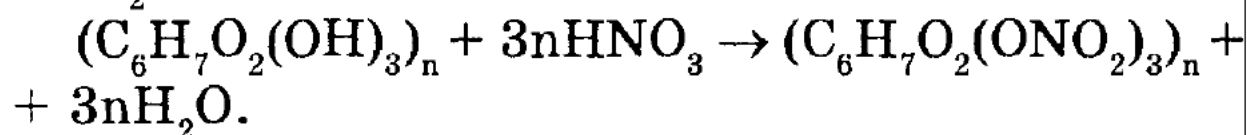
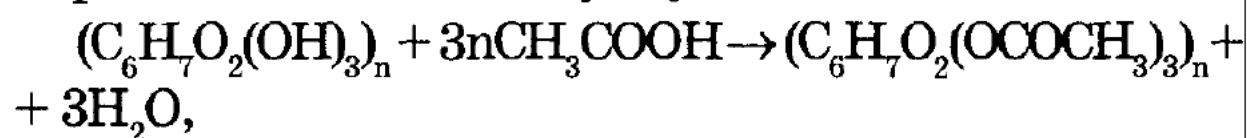
полимер. Ее молекулы состоят только из линейных цепей, содержащих остатки β -глюкозы:



Химические свойства. 1. *Гидролиз* при нагревании в кислой среде.



2. *Образование сложных эфиров.* Каждое структурное звено молекулы целлюлозы содержит по три группы —OH , которые могут реагировать с азотной и уксусной кислотами:



АМИНЫ. АМИНОКИСЛОТЫ

Амины

Амины — производные аммиака, в которых атомы водорода (один, два или три) замещены на углеводородные радикалы,

Амины делятся на *первичные*, *вторичные*, *третичные* в зависимости от того, сколько атомов водорода замещено на радикал. Общая формула первичных аминов R—NH_2 , вторич-

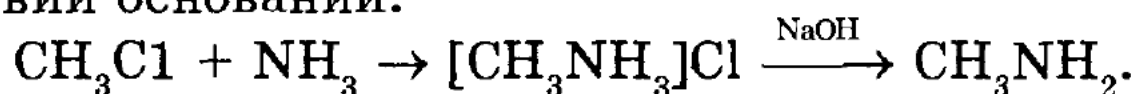
ных — R—NH—R', третичных — R—N(R')—R''.

Общая формула предельных алифатических аминов $C_n H_{2n+3} N$.

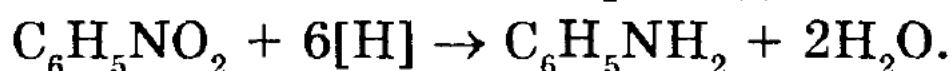
Изомерия. 1. Изомерия углеродного скелета (начиная с бутиламина). 2. Изомерия положения аминогруппы (начиная с пропиламина).

Физические свойства. Метиламин, диметиламин и триметиламин — газы, средние члены алифатического ряда — жидкости, высшие — твердые вещества. Низшие амины хорошо растворимы в воде и имеют резкий запах.

Получение. 1. Нагревание алкилгалогенидов с аммиаком приводит к образованию смеси солей первичных, вторичных и третичных аминов, которые дегидрогалогенируются при действии оснований.



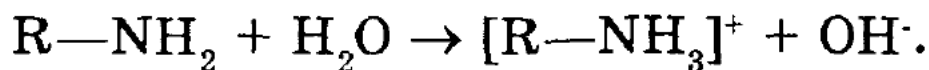
2. Восстановление нитросоединений:



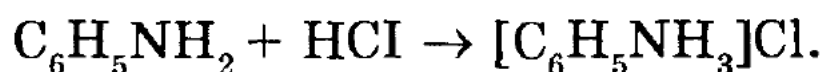
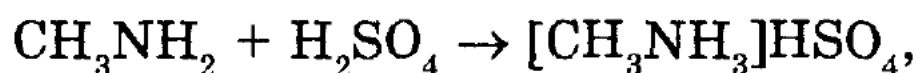
Для восстановления можно использовать цинк в кислой среде или алюминий в щелочной среде.

Химические свойства. 1. *Основные свойства.* Алифатические амины являются более сильными основаниями, чем аммиак, а ароматические — более слабыми. Это объясняется тем, что радикалы CH_3- , C_2H_5- увеличивают электронную плотность на атоме азота, а фенильный радикал C_6H_5- уменьшает ее.

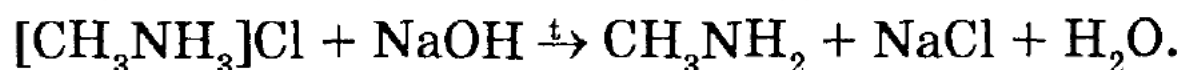
Щелочная реакция растворов аминов объясняется образованием гидроксильных ионов при взаимодействии аминов с водой:



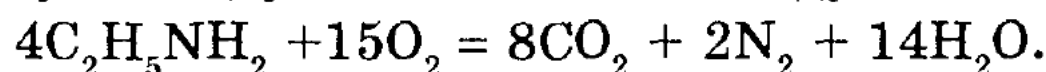
Амины в чистом виде или в растворах взаимодействуют с кислотами, образуя соли:



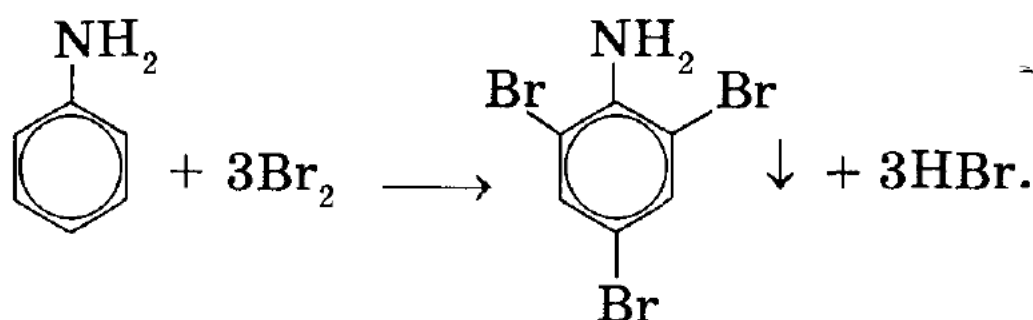
Соли аминов — твердые вещества, хорошо растворимые в воде. При действии на соли аминов щелочей выделяются свободные амины:



2. Горение. Амины сгорают в кислороде, образуя азот, углекислый газ и воду:



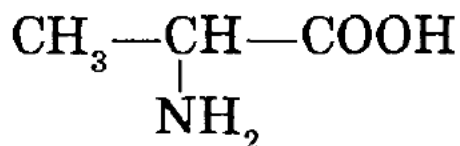
Анилин $C_6H_5NH_2$ — представляет собой бесцветную маслянистую жидкость, малорастворимую в воде. Для обнаружения анилина используют его реакцию с бромной водой, в результате которой выпадает белый осадок 2, 4, 6 — триброманилина:



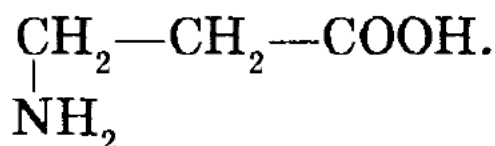
Аминокислоты

Аминокислоты — органические бифункциональные соединения, в состав которых входят карбоксильная группа $-COOH$ и аминогруппа $-NH_2$.

В зависимости от взаимного расположения обеих функциональных групп различают α , β и γ -аминокислоты.



α-аминопропионовая
(2-аминопропановая)
кислота



β-аминопропионовая
(3-аминопропановая)
кислота

Некоторые важнейшие аминокислоты:

глицин $\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\text{COOH}$,

аланин $\text{CH}_3-\text{CH}(\text{NH}_2)-\text{COOH}$,

фенилаланин $\text{C}_6\text{H}_5-\text{CH}_2-\text{CH}(\text{NH}_2)-\text{COOH}$,

глутаминовая кислота

$\text{HOOC}-(\text{CH}_2)_2-\text{CH}(\text{NH}_2)-\text{COOH}$,

лизин $\text{H}_2\text{N}-(\text{CH}_2)_4-\text{CH}(\text{NH}_2)-\text{COOH}$,

серин $\text{HO}-\text{CH}_2-\text{CH}(\text{NH}_2)-\text{COOH}$,

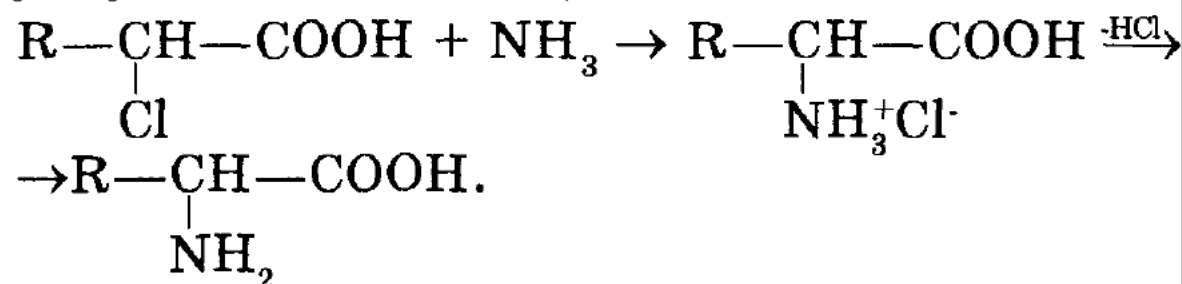
цистеин $\text{HS}-\text{CH}(\text{NH}_2)-\text{COOH}$.

Изомерия. 1. Изомерия углеродного скелета. 2. Положение функциональных групп. 3. Оптическая изомерия.

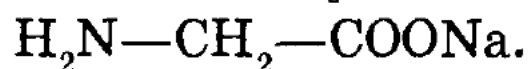
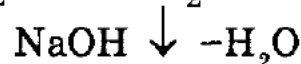
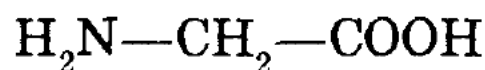
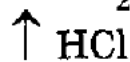
Физические свойства.

Аминокислоты — твердые кристаллические вещества, хорошо растворимые в воде. Они плавятся при высоких температурах с разложением.

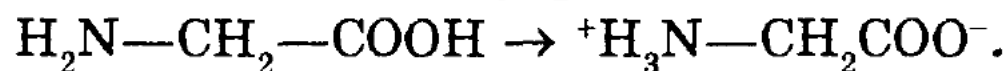
Получение. Замещение галогена на аминогруппу в галогензамещенных кислотах.



Химические свойства. Аминокислоты — амфотерные соединения. Они реагируют как с кислотами, так и с основаниями.



При растворении аминокислот в воде аминогруппа и карбоксильная группа взаимодействуют друг с другом с образованием соединений, называемых внутренними солями:

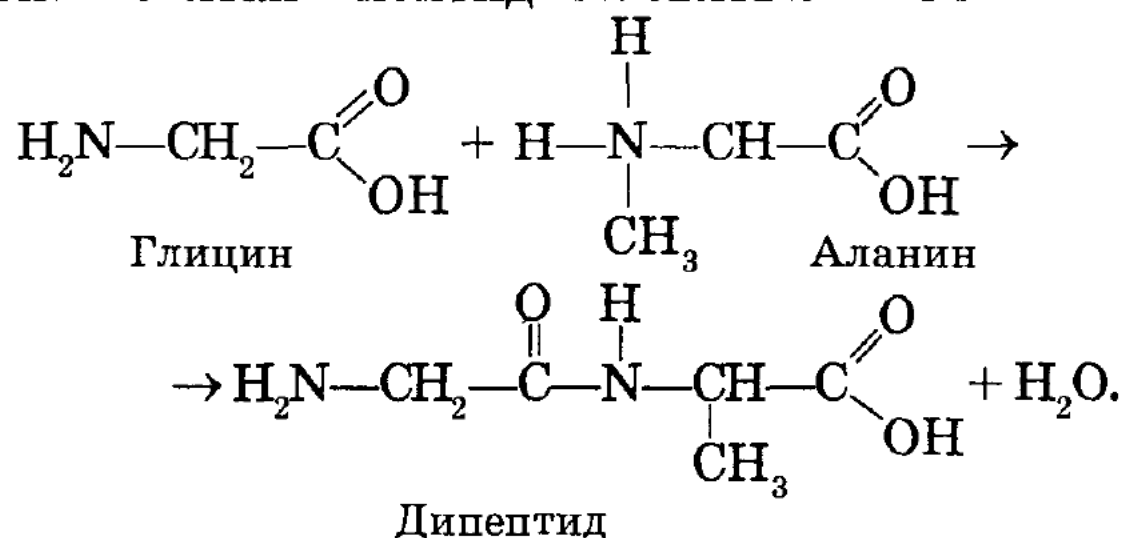


Молекулу внутренней соли аминокислоты называют *биполярным ионом*.

Водные растворы аминокислот имеют нейтральную, щелочную или кислотную среду в зависимости от количества функциональных групп.

Пример. Глутаминовая кислота образует кислый раствор (две группы $-\text{COOH}$, одна $-\text{NH}_2$), лизин — щелочной (одна группа $-\text{COOH}$, две $-\text{NH}_2$).

Две молекулы аминокислоты могут реагировать друг с другом с отщеплением молекулы воды и образованием продукта, в котором фрагменты связаны пептидной связью $-\text{CO}-\text{NH}-$



Полученное соединение называют *дипептидом*. Вещества, построенные из многих ос-

татков аминокислот, называются *полипептидами*.

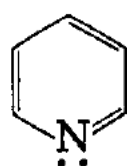
Пептиды *гидролизуются* под действием кислот и оснований.

α -Аминокислоты играют особую роль в природе, поскольку при их совместной поликонденсации в природных условиях образуются важнейшие для жизни вещества — *белки*.

АЗОТСОДЕРЖАЩИЕ ГЕТЕРОЦИКЛИЧЕСКИЕ СОЕДИНЕНИЯ

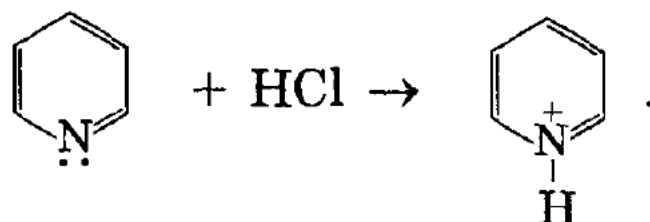
Пиридин C_5H_5N — шестичленный гетероцикл с одним атомом азота. Это бесцветная жидкость, обладающая характерным неприятным запахом, хорошо растворима в воде.

Строение. Все атомы углерода и атом азота находятся в состоянии sp^2 -гибридизации. 6 электронов, находящихся на негибридных орбиталях, образуют π -электронную *ароматическую* систему:

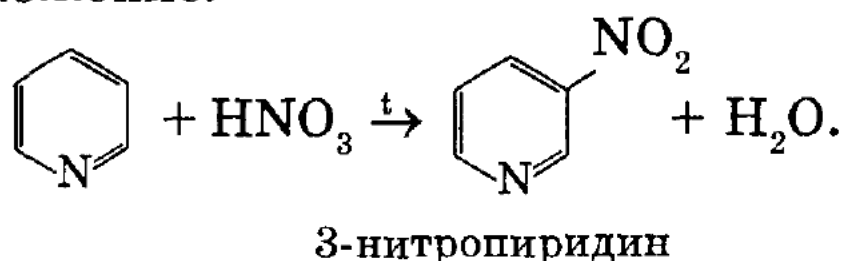


пиридин.

Химические свойства. 1. Основные свойства пиридина обусловлены наличием неподеленной электронной пары атома азота. При взаимодействии пиридина с сильными кислотами образуются пиридиновые соли:



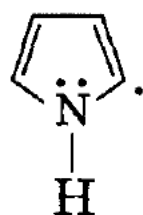
2. *Ароматические свойства.* В реакциях электрофильного замещения активность пиридина *ниже*, чем бензола. Пиридин нитруется в мета-положение!



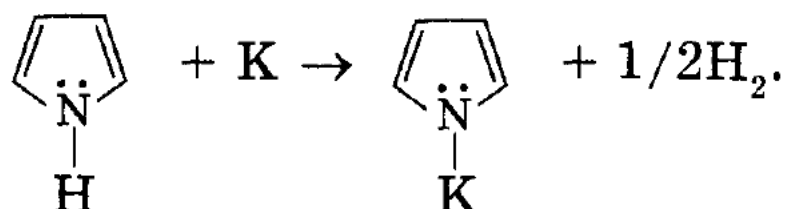
3. При гидрировании пиридина образуется пиперидин, проявляющий свойства вторичных аминов.

Пиррол $\text{C}_4\text{H}_4\text{NH}$ — пятичленный гетероцикл с одним атомом азота. Это бесцветная жидкость, слабо растворима в воде. На воздухе быстро окисляется и темнеет.

Строение. Атомы углерода и атом азота находятся в состоянии sp^2 -гибридизации. 4 электрона, находящиеся на негибридных орбиталях атомов углерода, и 2 электрона на негибридной орбитали атома азота образуют π -электронную ароматическую систему.



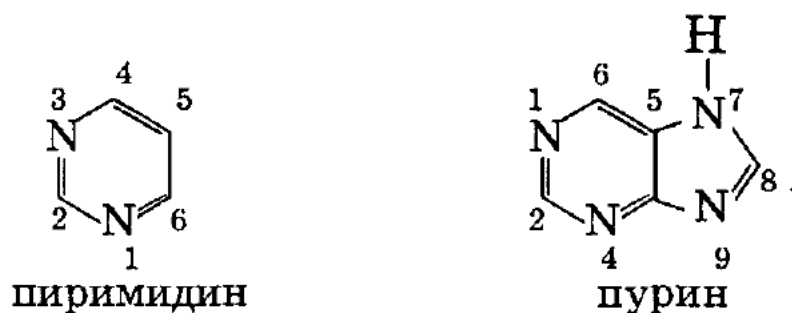
Химические свойства. 1. *Кислотные свойства.* Пиррол проявляет свойства очень слабой кислоты. Он реагирует с калием:



2. При гидрировании пиррола образуется *пирролидин* — сильное основание.

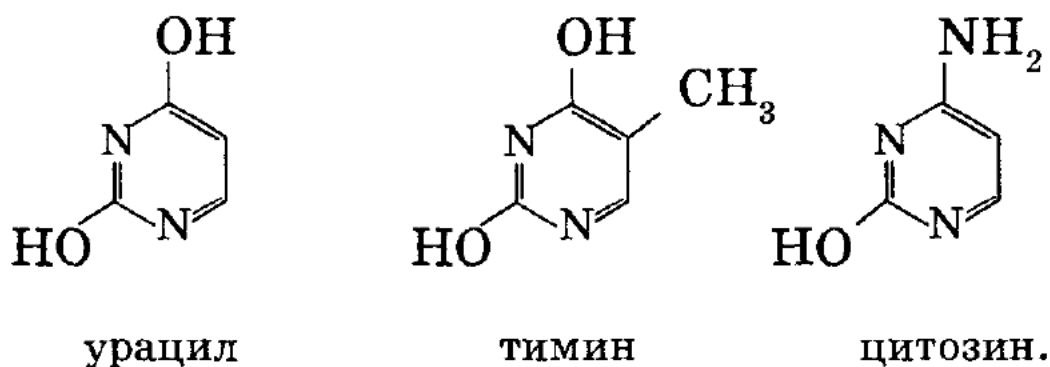
3. Под действием сильных минеральных кислот пиррол полимеризуется.

Пиримидиновые и пуриновые основания. Примером гетероциклических соединений, содержащих более одного гетероатома, служат пиримидин и пурин:

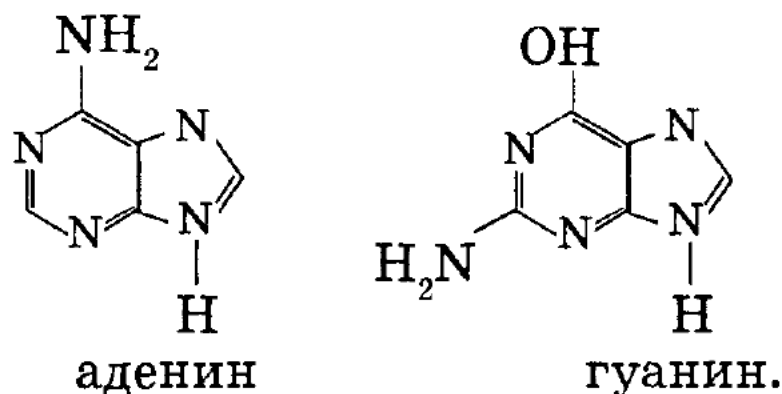


Важнейшими производными этих гетероциклов являются основания, входящие в состав нуклеиновых кислот.

Пиримидиновые основания:



Пуриновые основания:



Важнейшие классы органических соединений

№	Предельные углеводороды (алканы, парафины)		Углеводородные радикалы		Непредельные углеводороды ряд этилена (алкены)		Диеновые углеводороды	
	Формула	Название	Формула	Название	Формула	Название	Формула	Название
1	CH_4	метан	$-\text{CH}_3$	метил	—			
2	C_2H_6	этан	$-\text{C}_2\text{H}_5$	этил	C_2H_4	этен		
3	C_3H_8	пропан	$-\text{C}_3\text{H}_7$	пропил	C_3H_6	пропен	C_3H_4	пропadiен
4	C_4H_{10}	бутан	$-\text{C}_4\text{H}_9$	бутил	C_4H_8	бутен	C_4H_6	бутадиен
5	C_5H_{12}	пентан	$-\text{C}_5\text{H}_{11}$	пентил	C_5H_{10}	пентен		
6	C_6H_{14}	гексан	$-\text{C}_6\text{H}_{13}$	гексил	и т.д.		и т.д.	
7	C_7H_{16}	гептан	$-\text{C}_7\text{H}_{15}$	гептил				
8	C_8H_{18}	октан	$-\text{C}_8\text{H}_{17}$	октил				
9	C_9H_{20}	нонан	$-\text{C}_9\text{H}_{19}$	нонил				
10	$\text{C}_{10}\text{H}_{22}$	декан	$-\text{C}_{10}\text{H}_{21}$	децил				

№	Непредельные ряда ацетилена (алкины)		Предельные одноатомные спирты		Альдегиды		Предельные одноатомные карбоновые кислоты	
	Формула	Название	Формула	Название	Формула	Название	Формула	Название
1	—	—	CH_3OH	метиловый метанол	$\text{H}-\text{C}\begin{smallmatrix} \nearrow \text{O} \\ \searrow \text{H} \end{smallmatrix}$	метаналь, муравьиный, формальдегид	$\text{H}-\text{COOH}$	метановая муравьиная
2	C_2H_2	ацетилен (этин)	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	этиловый этанол	$\text{CH}_3-\text{C}\begin{smallmatrix} \nearrow \text{O} \\ \searrow \text{H} \end{smallmatrix}$	этаналь, уксусный, ацетальдегид	CH_3-COOH	этановая уксусная
3	C_3H_4 и т.д.	пропин	$\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$	пропиловый пропанол-1	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{C}\begin{smallmatrix} \nearrow \text{O} \\ \searrow \text{H} \end{smallmatrix}$	пропаналь, пропионовый	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{COOH}$	пропановая пропионовая
4		бутин	$\text{C}_4\text{H}_9\text{OH}$	бутиловый бутанол-1	$\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_2-\text{C}\begin{smallmatrix} \nearrow \text{O} \\ \searrow \text{H} \end{smallmatrix}$	бутаналь, масляный	$\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_2-\text{COOH}$	бутановая масляная

Продолжение

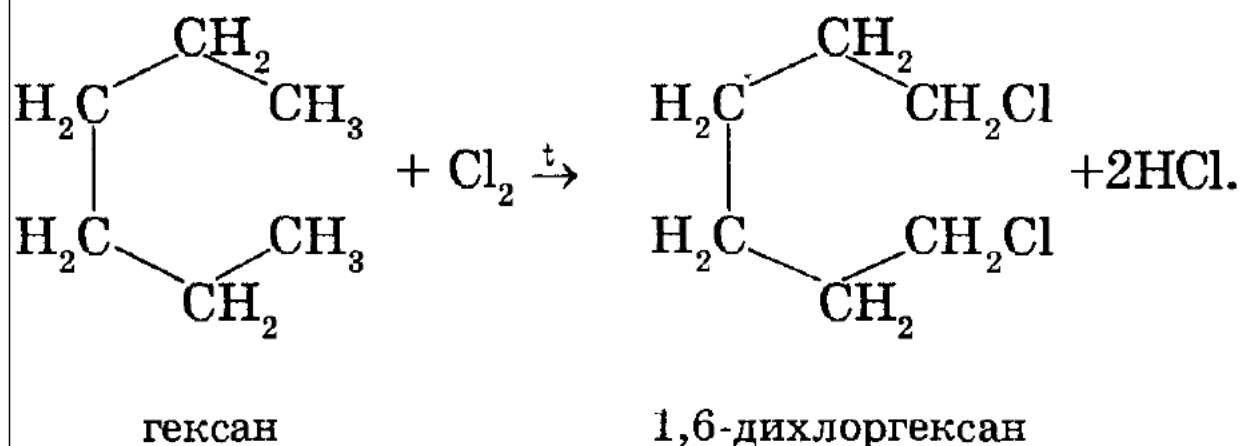
5	пентин	$C_5H_{11}OH$	амиловый пента- нол-1	$CH_3-(CH_2)_3-$ $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ -C \\ \diagup \text{H} \end{array}$	пентаналь, валериа- новый	$CH_3-(CH_2)_3-$ $-COOH$	гектановая валери- ановая
6	гексин	$C_6H_{13}OH$ и т.д.	гексило- вый гекса- нол-1	$CH_3-(CH_2)_4-$ $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ -C \\ \diagup \text{H} \end{array}$	гексональ и т.д.	$CH_3-(CH_2)_4-$ $-COOH_2$	гексановая, капроновая
7	гептин	$C_7H_{15}OH$ и т.д.	гептило- вый гепта- нол-1				

Циклопарафины (циклоалканы)

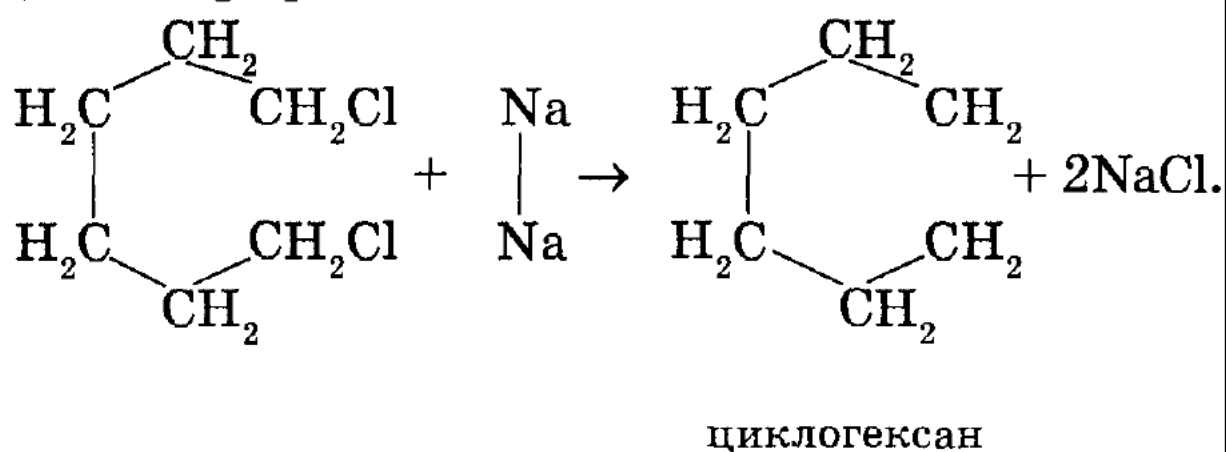
Схема 1



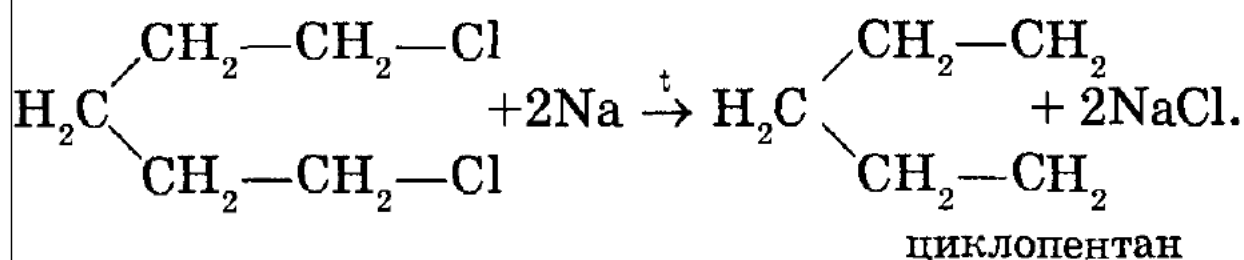
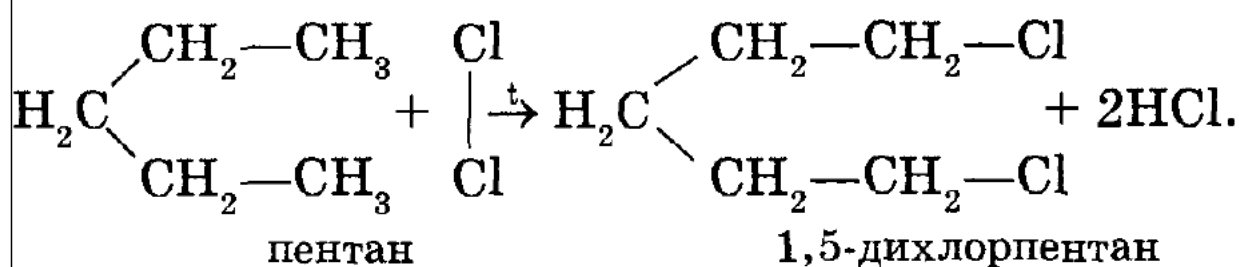
1. Предельные углеводороды → дигалогенопроизводные углеводородов:



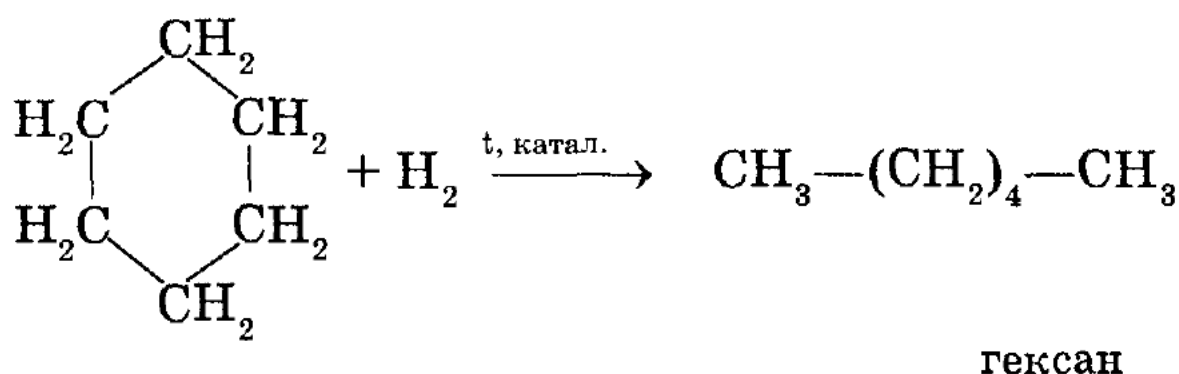
2. Дигалогенопроизводные углеводородов → циклопарафины:



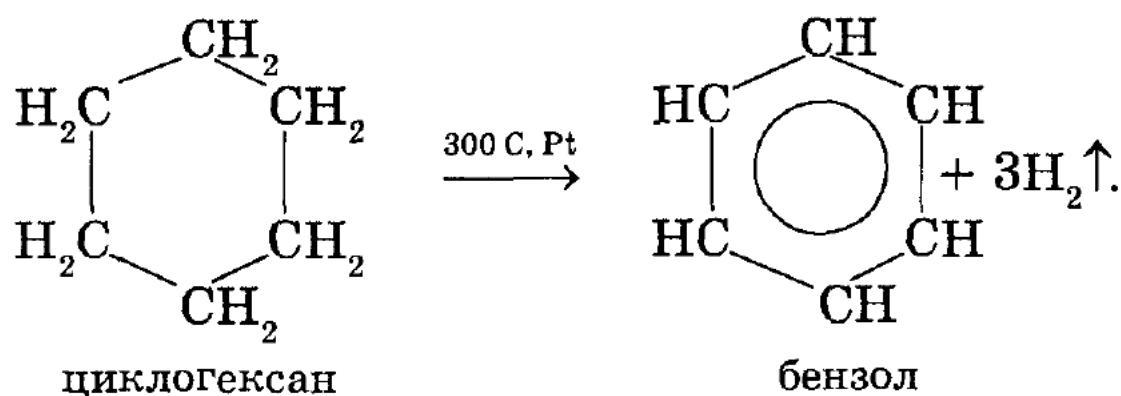
3. Предельные углеводороды → циклопарафины:



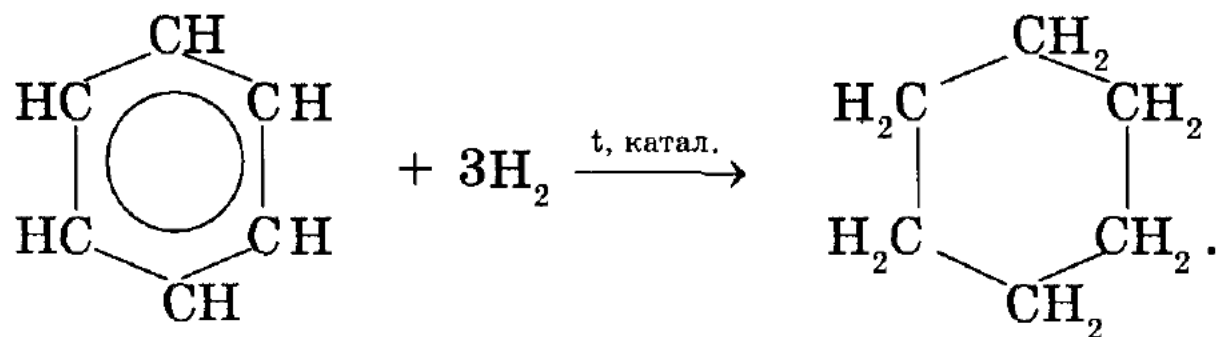
4. Циклопарафины → предельные углеводороды:



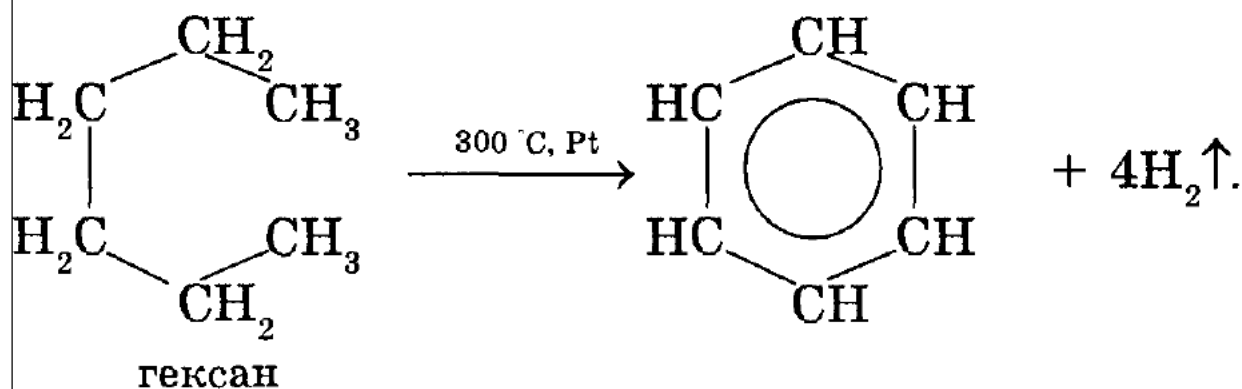
5. Циклопарафины → ароматические углеводороды:



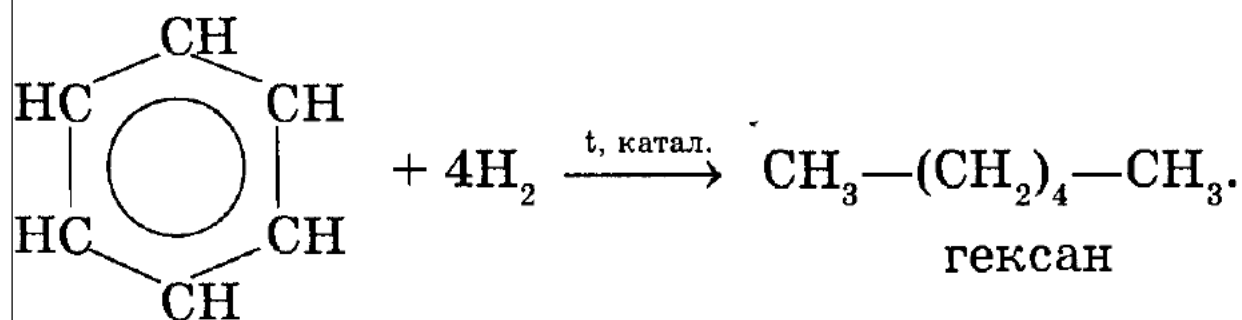
6. Ароматические углеводороды → циклопарафины:



7. Предельные углеводороды → ароматические углеводороды:

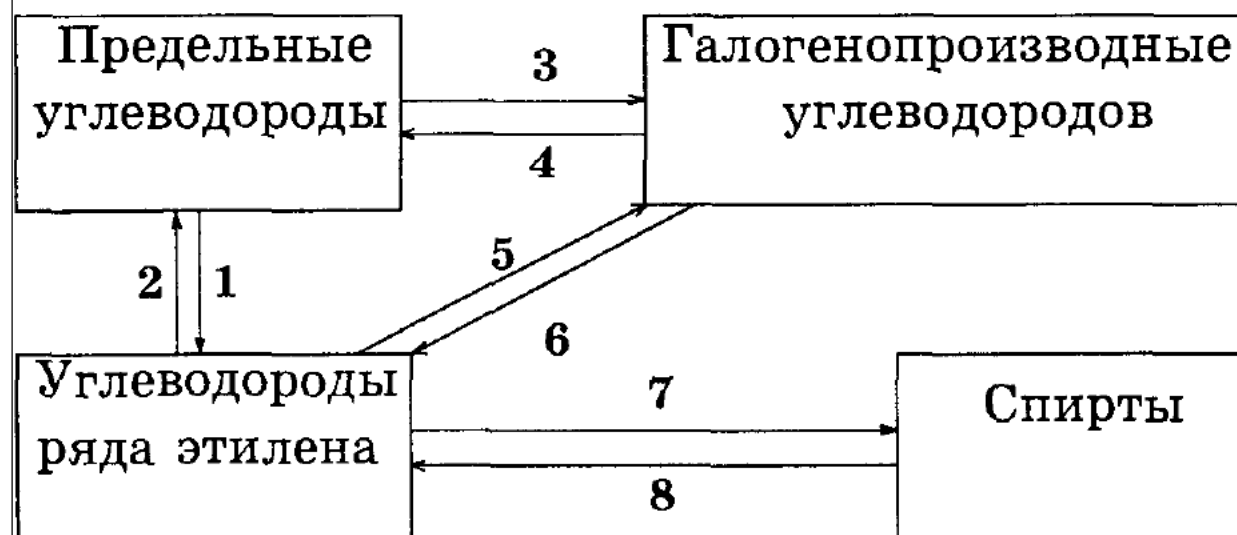


8. Ароматические углеводороды → предельные углеводороды:



Углеводороды ряда этилена (алкены)

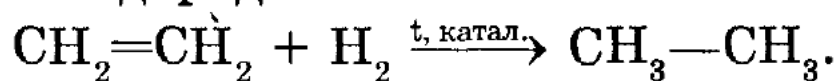
Схема 2



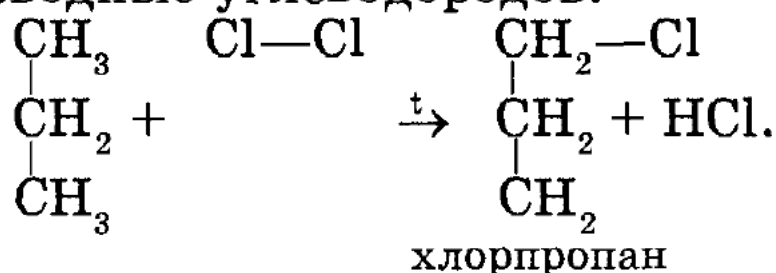
1. Предельные углеводороды → углеводороды ряда этилена:



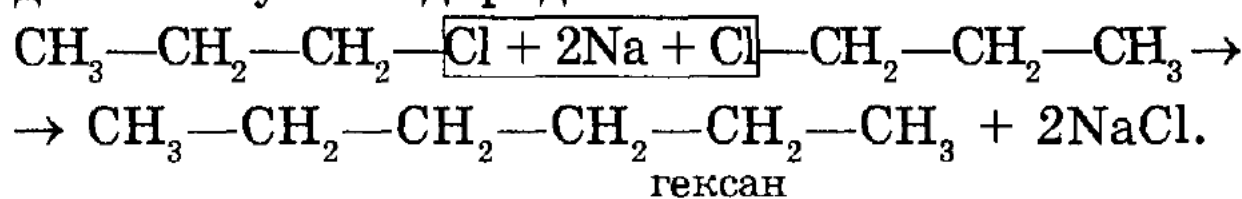
2. Углеводороды ряда этилена → предельные углеводороды:



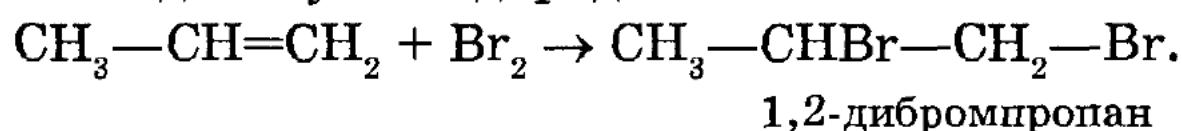
3. Предельные углеводороды → галогенопроизводные углеводородов:



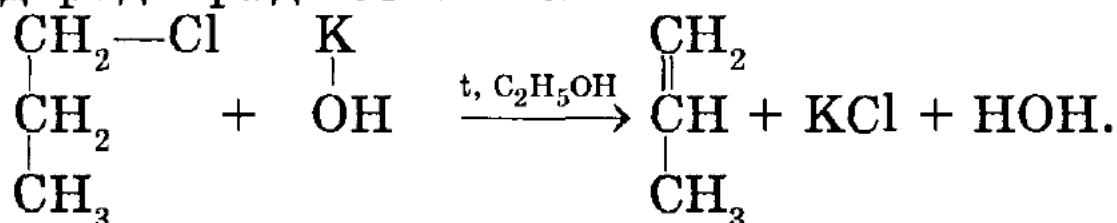
4. Галогенопроизводные углеводородов → предельные углеводороды:



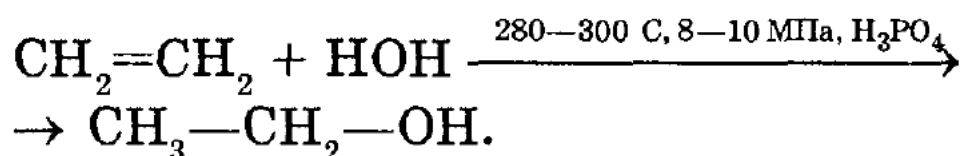
5. Углеводороды ряда этилена → галогенопроизводные углеводородов:



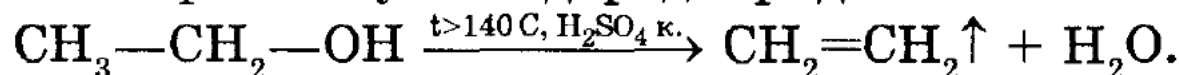
6. Галогенопроизводные углеводородов → углеводороды ряда этилена:

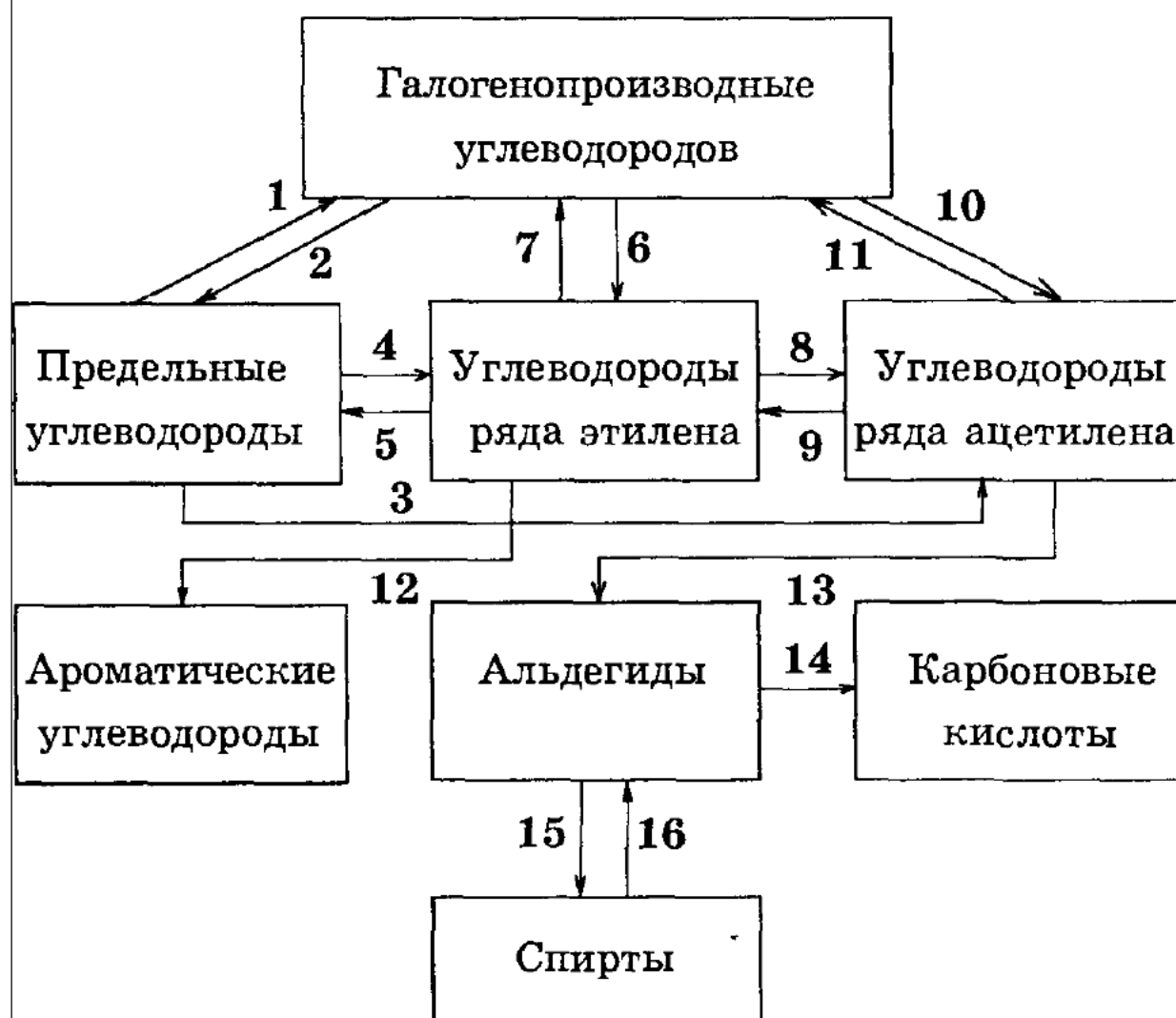


7. Углеводороды ряда этилена → спирты:

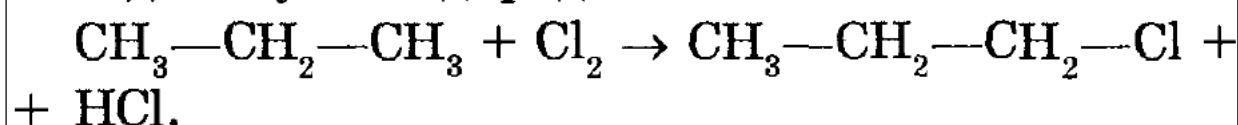


8. Спирты → углеводороды ряда этилена:

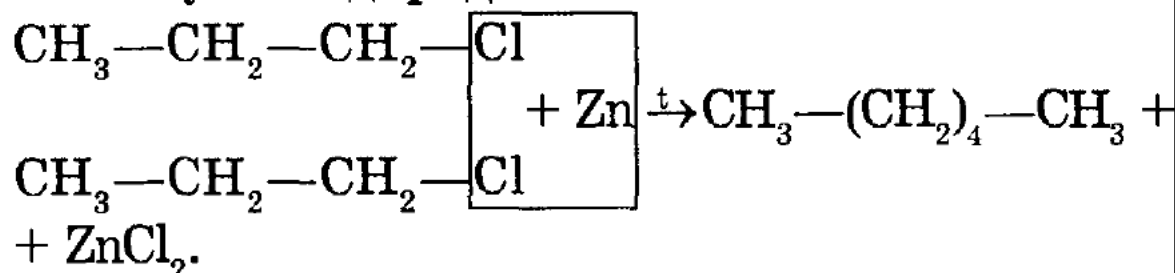




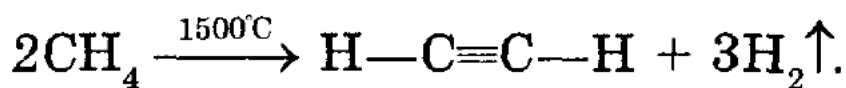
1. Предельные углеводороды → галогенопроизводные углеводородов:



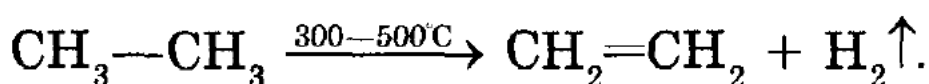
2. Галогенопроизводные углеводородов → предельные углеводородов:



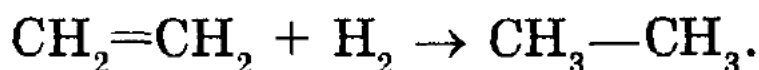
3. Предельные углеводороды → углеводороды ряда ацетилена:



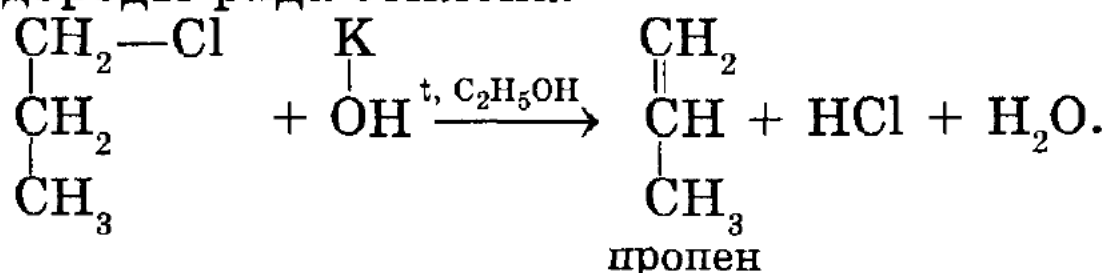
4. Предельные углеводороды $\rightarrow$ углеводороды ряда этилена:



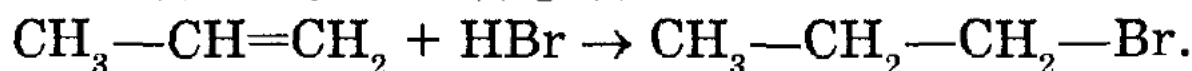
5. Углеводороды ряда этилена $\rightarrow$ предельные углеводороды:



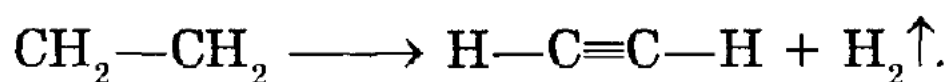
6. Галогенопроизводные углеводородов $\rightarrow$ углеводороды ряда этилена:



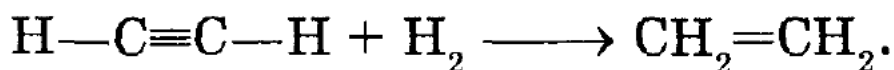
7. Углеводороды ряда этилена $\rightarrow$ галогенопроизводные углеводородов:



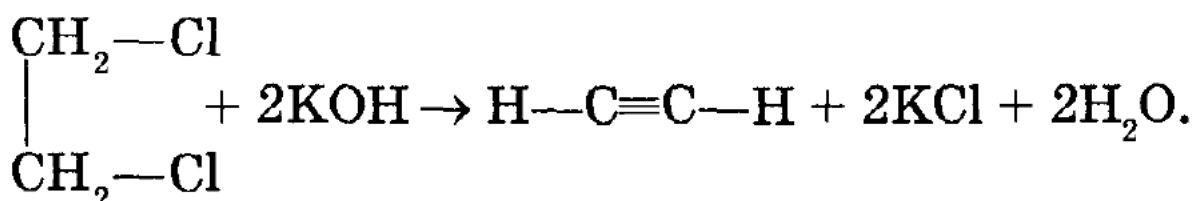
8. Углеводороды ряда этилена $\rightarrow$ углеводороды ряда ацетиленов:



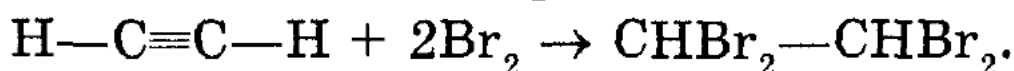
9. Углеводороды ряда ацетилена $\rightarrow$ углеводороды ряда этилена:



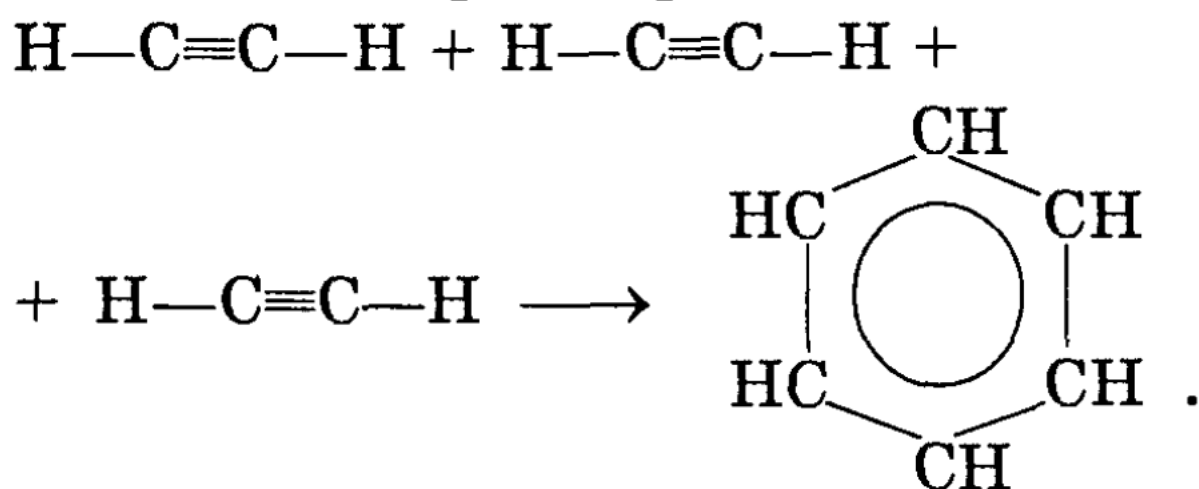
10. Галогенопроизводные углеводородов $\rightarrow$ углеводороды ряда ацетилена:



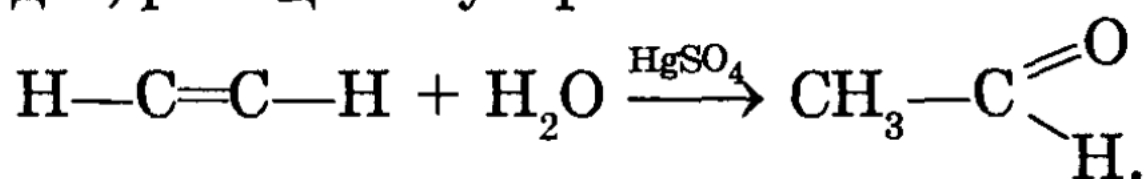
11. Углеводороды ряда ацетилена $\rightarrow$ галогенопроизводные углеводородов:



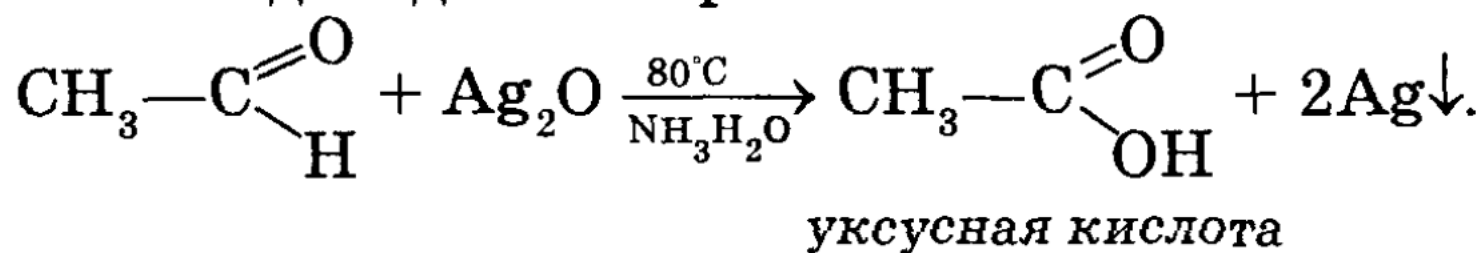
12. Углеводороды ряда ацетилен → ароматические углеводороды, реакция Н. Зелинского:



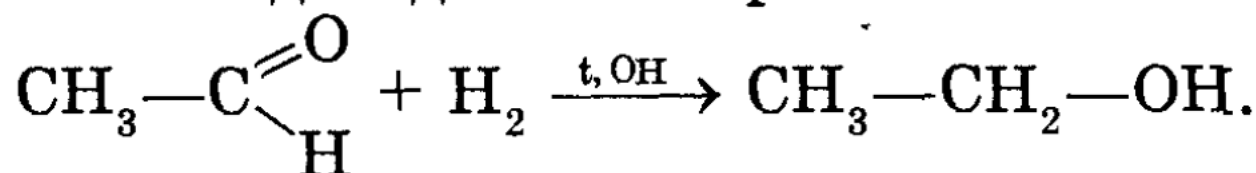
13. Углеводороды ряда ацетилен → альдегиды, реакция Кучерова:



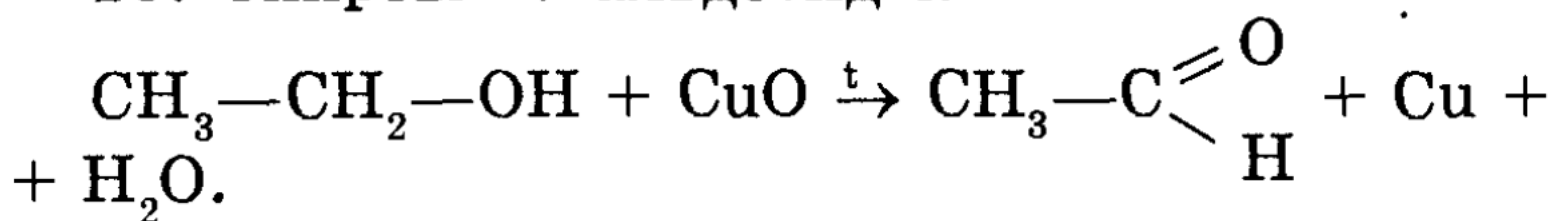
14. Альдегиды → карбоновые кислоты:



15. Альдегиды → спирты:

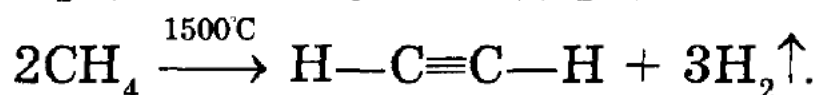


16. Спирты → альдегиды:

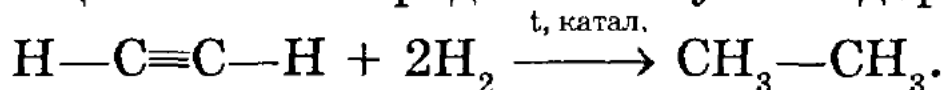




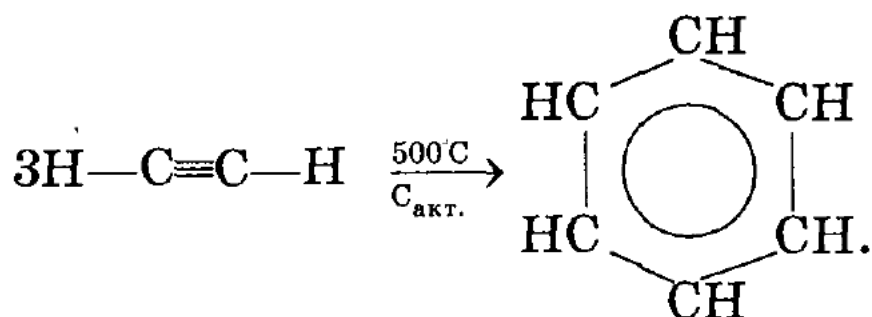
1. Предельные углеводороды $\rightarrow$ ацетилен:



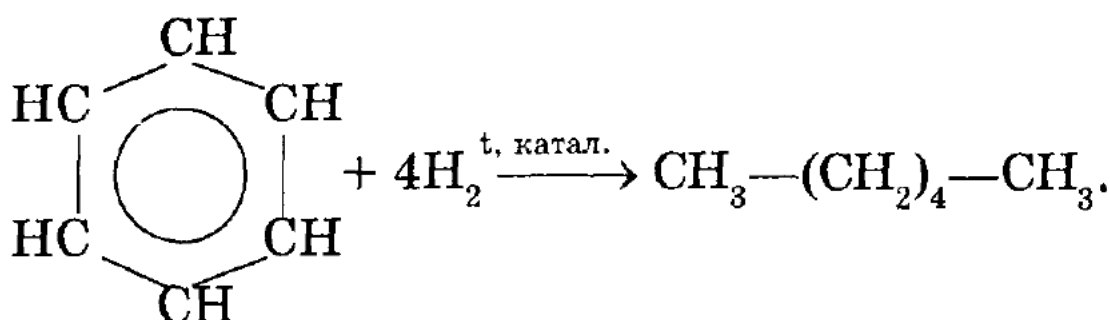
2. Ацетилен $\rightarrow$ предельные углеводороды:



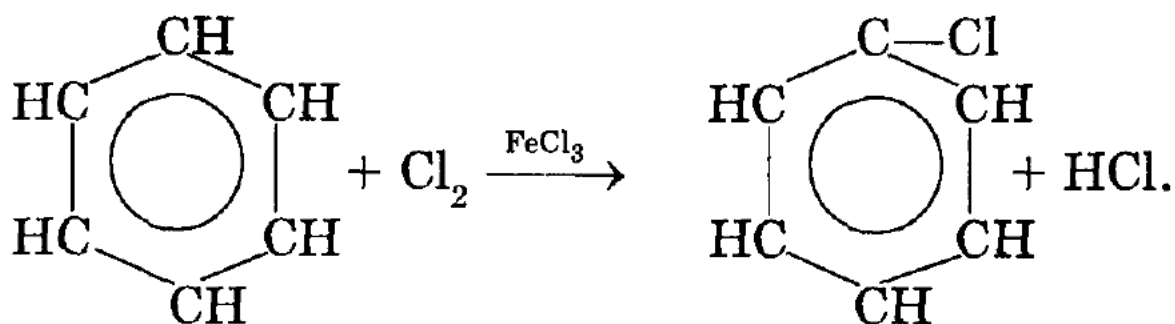
3. Ацетилен $\rightarrow$ бензол (реакция Н. Зелинского):



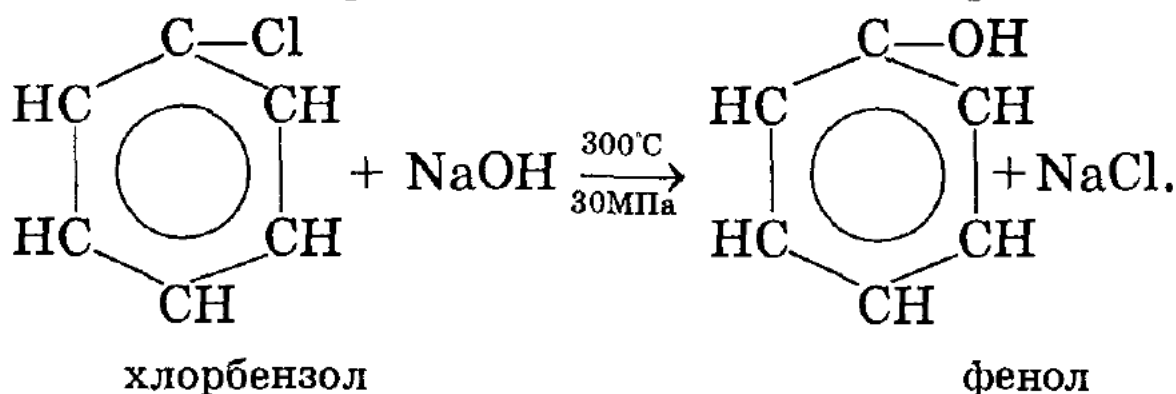
4. Бензол $\rightarrow$ предельные углеводороды:



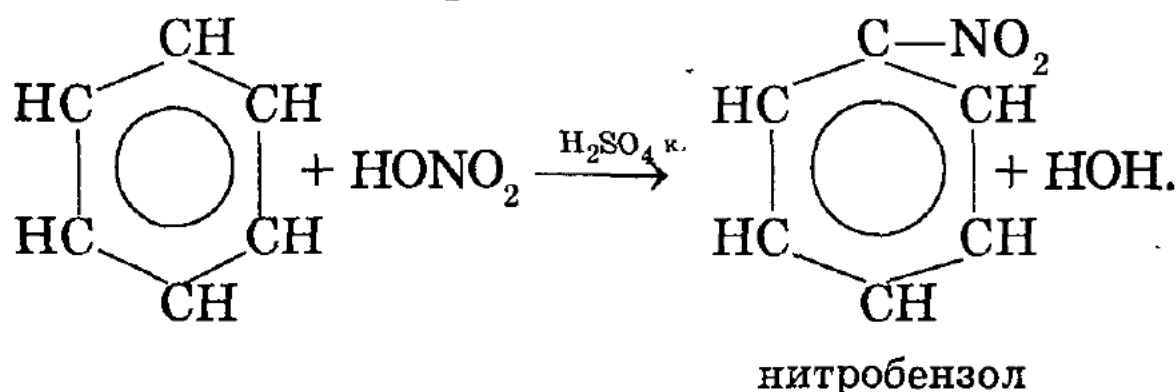
5. Бензол → галогенопроизводные бензола:



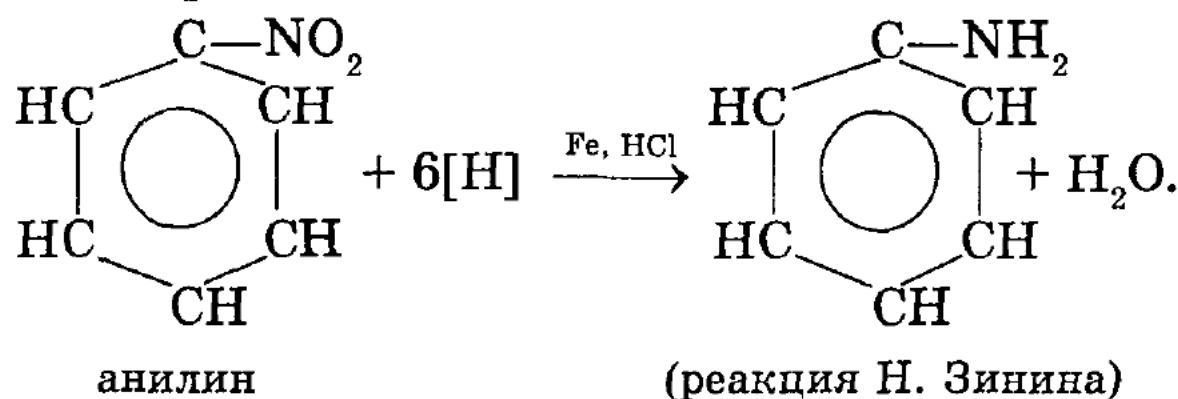
6. Галогенопроизводные бензола → фенол:



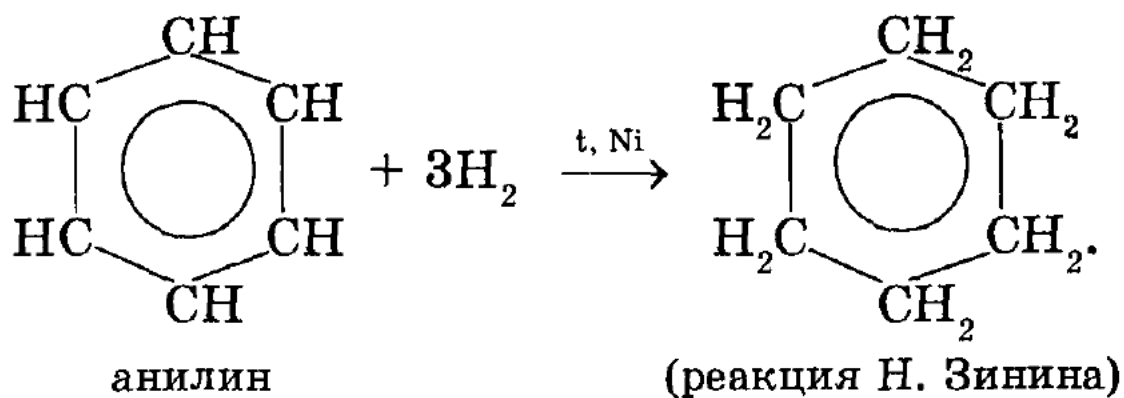
7. Бензол → нитробензол:



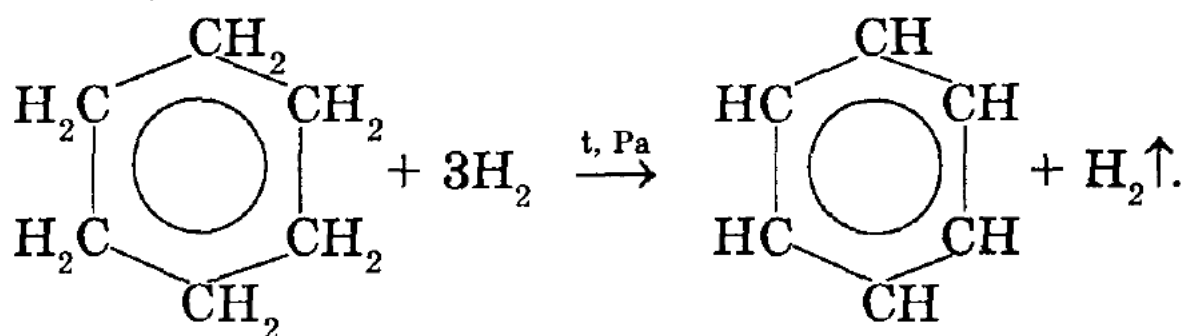
8. Нитробензол → анилин:



9. Бензол → циклопарафин:



10. Циклопарафины $\rightarrow$ бензол:

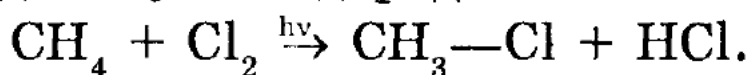


Спирт

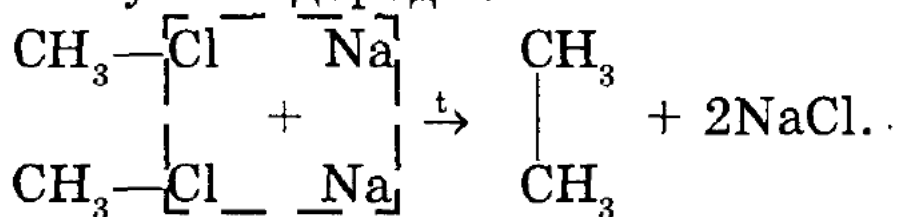
Схема 5



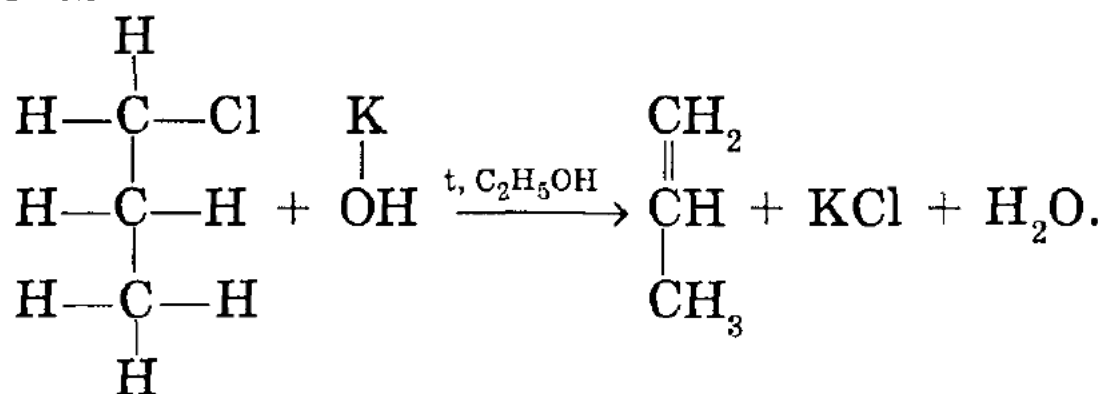
1. Предельные углеводороды → галогенопроизводные углеводородов:



2. Галогенопроизводные углеводородов → предельные углеводороды:



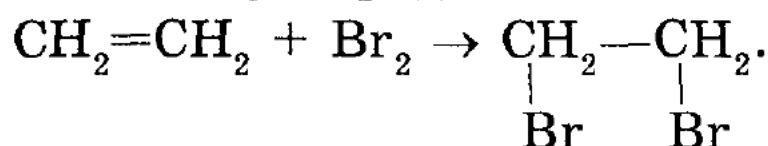
3. Галогенопроизводные → углеводороды ряда этилена:



пропилхлорид

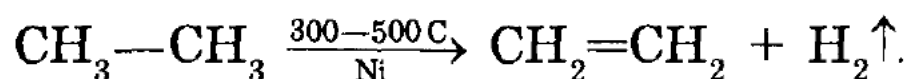
пропен

4. Углеводороды ряда этилена → галогенопроизводные углеводородов:

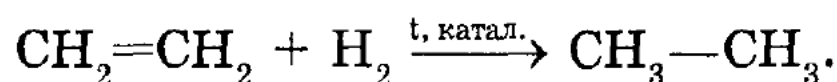


1,2-дибромэтан

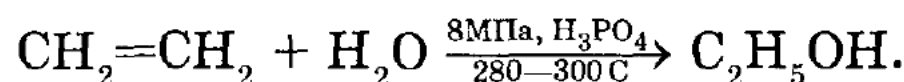
5. Предельные углеводороды → углеводороды ряда этилена:



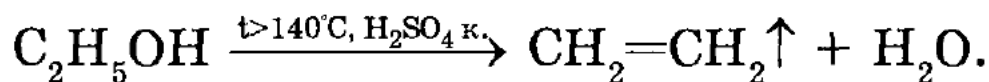
6. Углеводороды ряда этилена → предельные углеводороды:



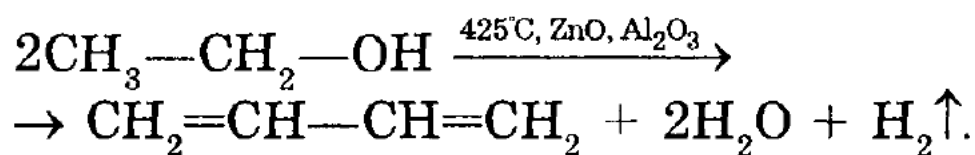
7. Углеводороды ряда этилена → спирты:



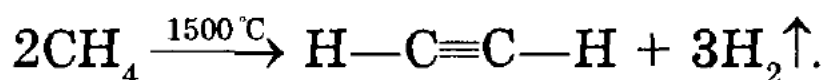
8. Спирты $\rightarrow$ углеводороды ряда этилена:



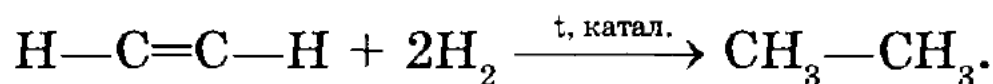
9. Спирты $\rightarrow$ диеновые углеводороды:



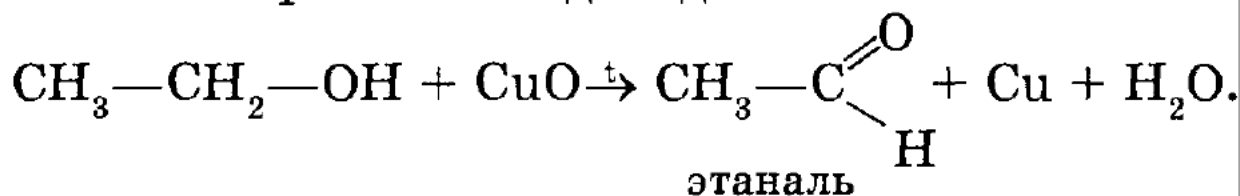
10. Предельные углеводороды $\rightarrow$ углеводороды ряда ацетиленов:



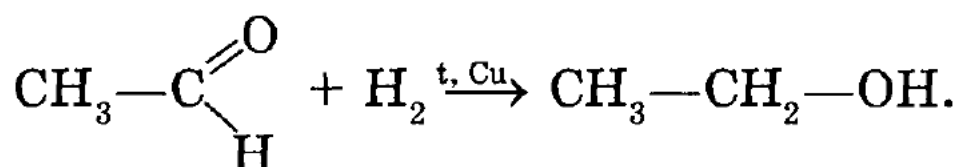
11. Углеводороды ряда ацетиленов $\rightarrow$ предельные углеводороды:



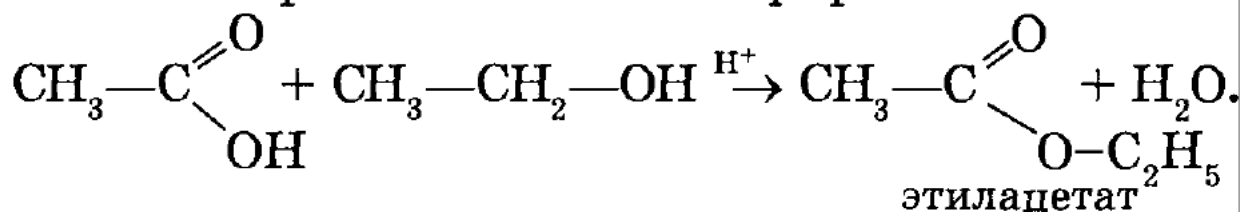
12. Спирты $\rightarrow$ альдегиды:



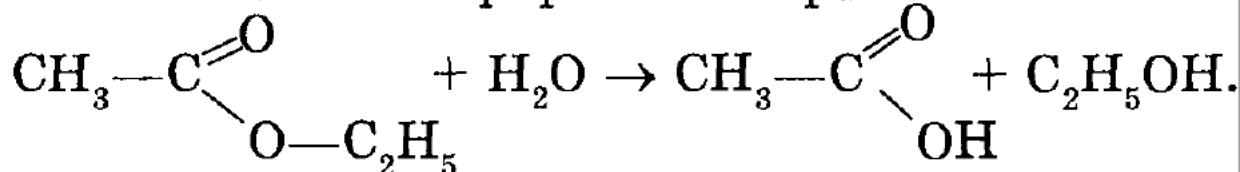
13. Альдегиды $\rightarrow$ спирты:



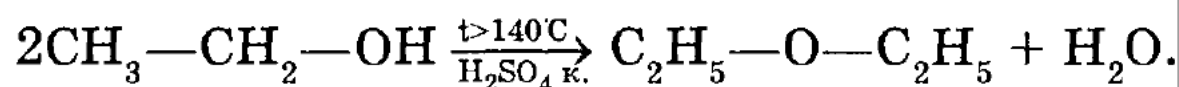
14. Спирты $\rightarrow$ сложные эфиры



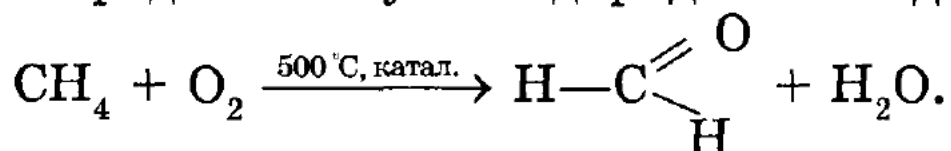
15. Сложные эфиры $\rightarrow$ спирты:



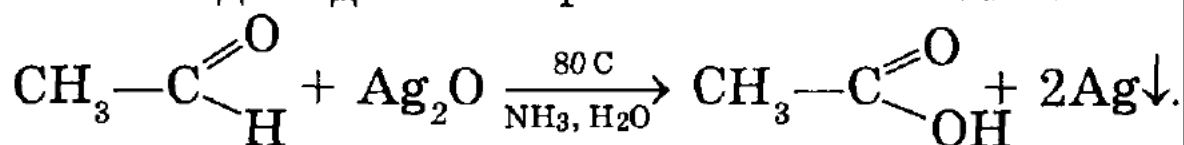
16. Спирты $\rightarrow$ простые эфиры:



17. Предельные углеводороды → альдегиды:



18. Альдегиды → карбоновые кислоты:

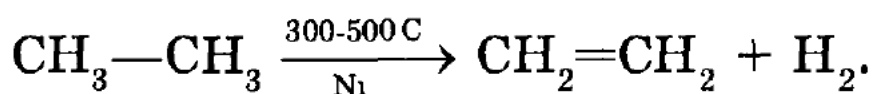


Многоатомные спирты

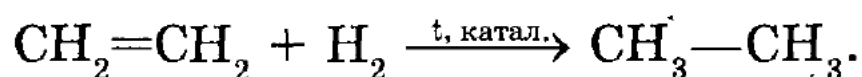
Схема 6



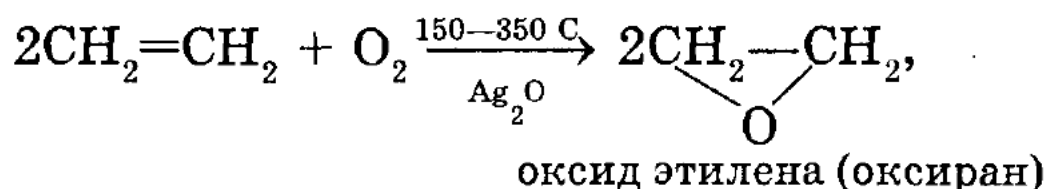
1. Предельные углеводороды → непредельные углеводороды:

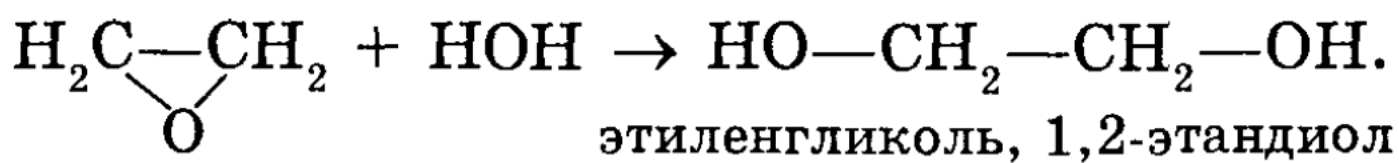


2. Непредельные углеводороды → предельные углеводороды:

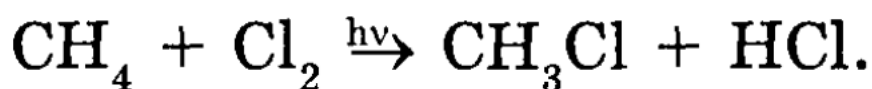


3. Непредельные углеводороды → многоатомные спирты:

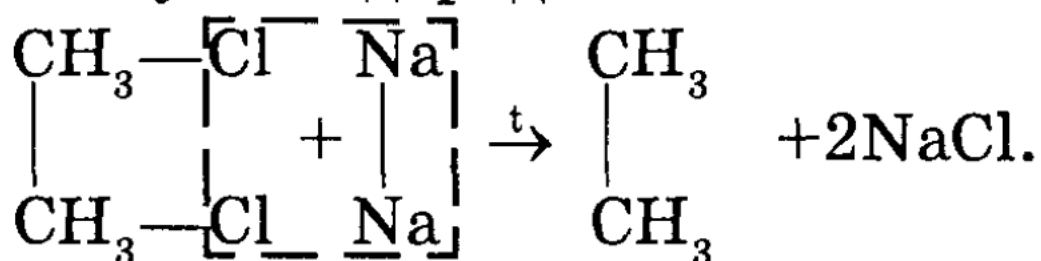




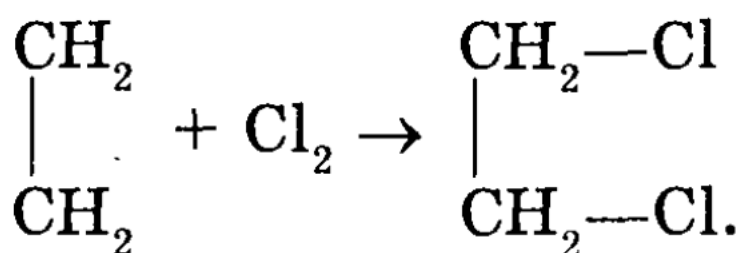
4. Предельные углеводороды → галогенопроизводные углеводородов:



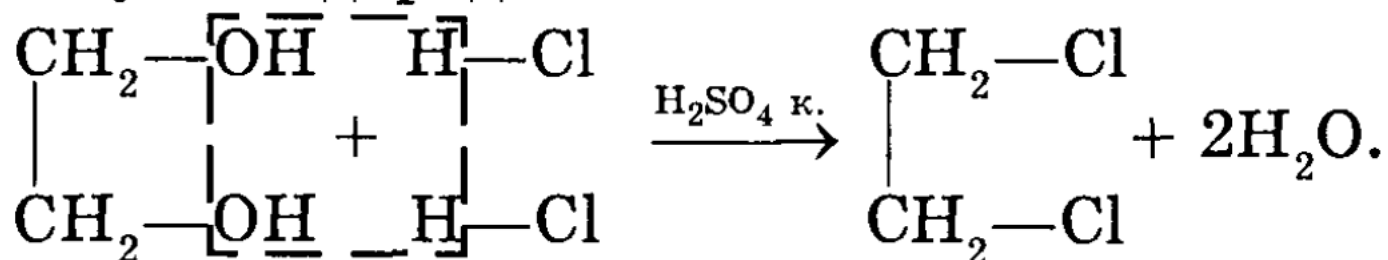
5. Галогенопроизводные углеводородов → предельные углеводороды:



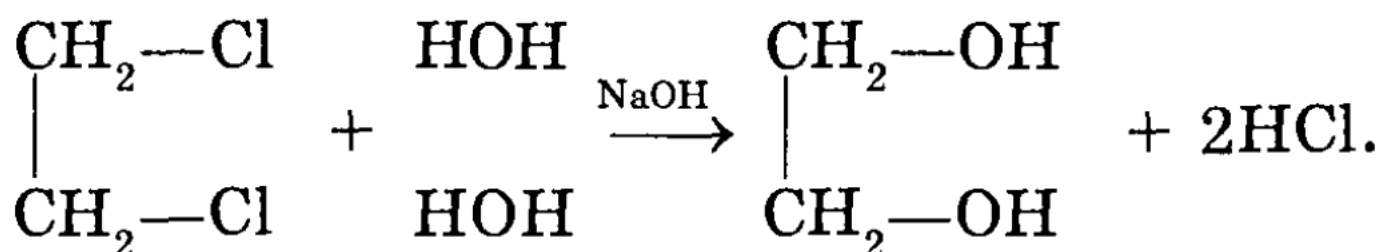
6. Непредельные углеводороды → галогенопроизводные углеводородов:

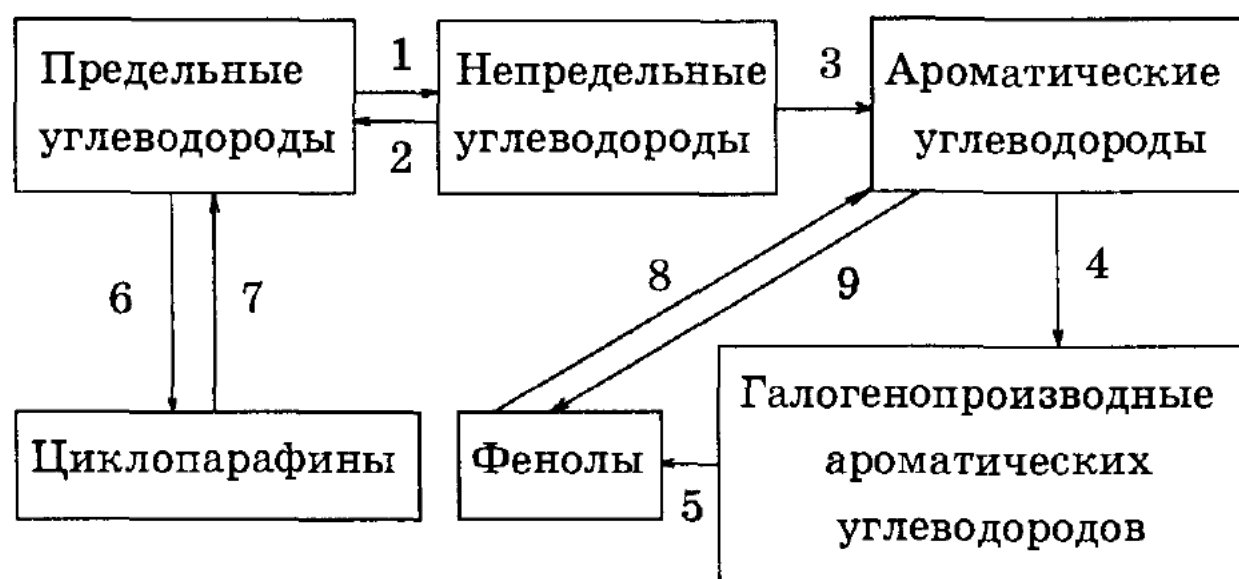


7. Многоатомные спирты → галогенопроизводные углеводородов:

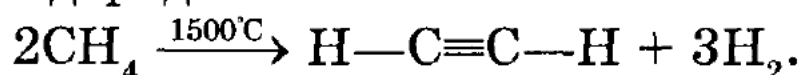


8. Галогенопроизводные углеводородов → многоатомные спирты:

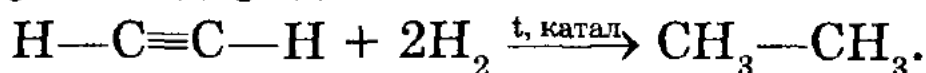




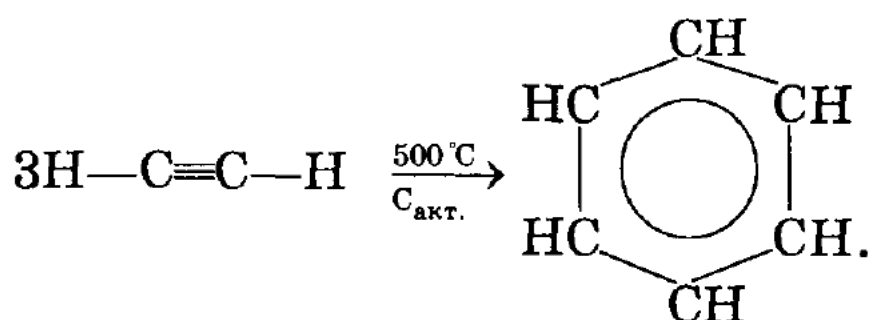
1. Предельные углеводороды → непредельные углеводороды:



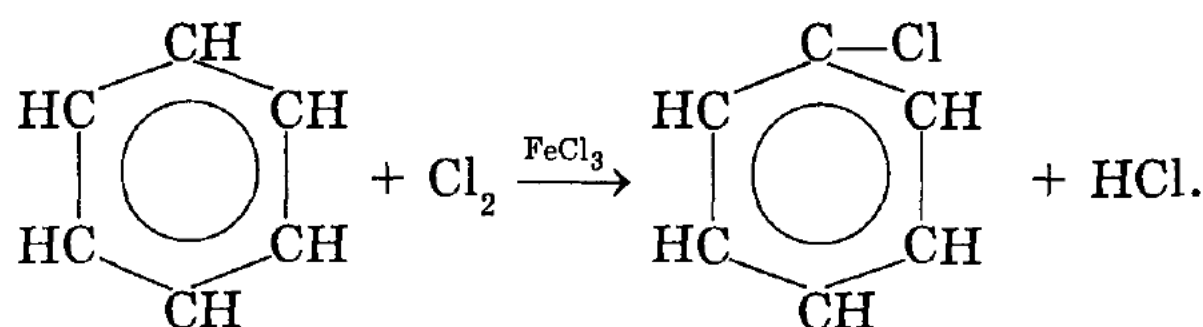
2. Непредельные углеводороды → предельные углеводороды:



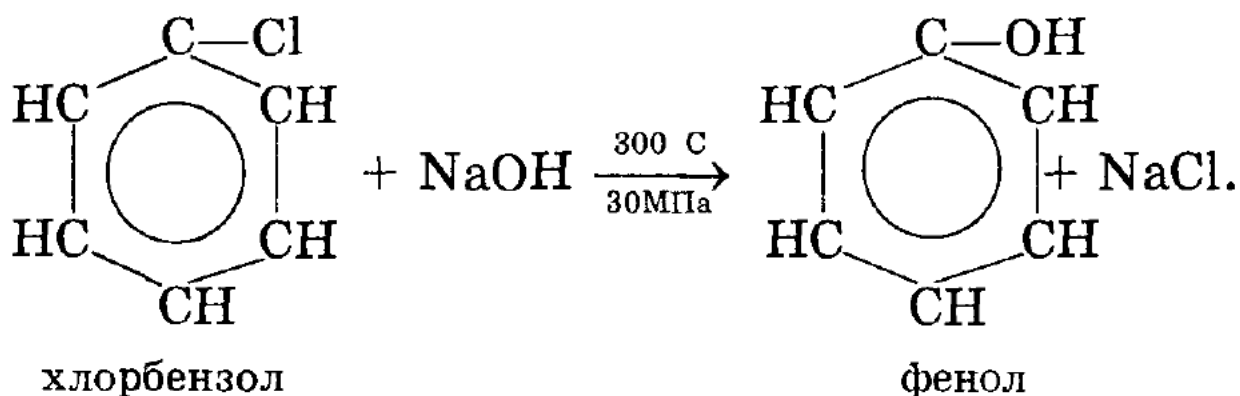
3. Непредельные углеводороды → ароматические углеводороды:



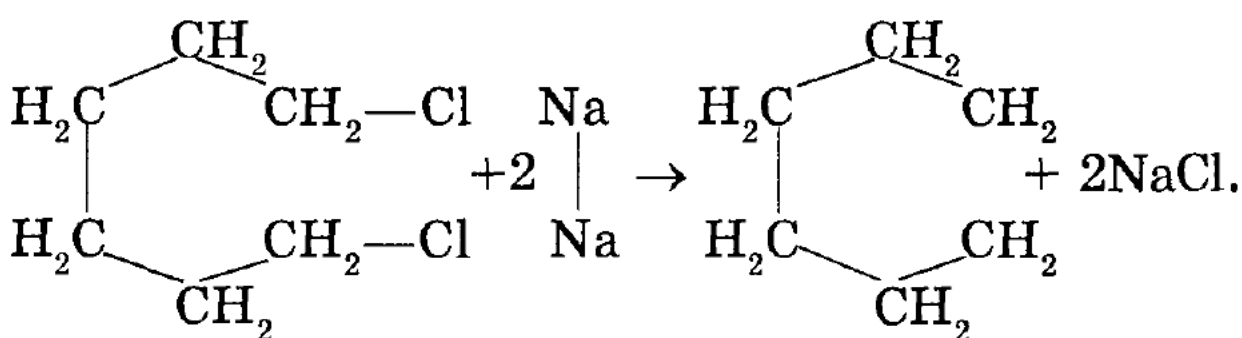
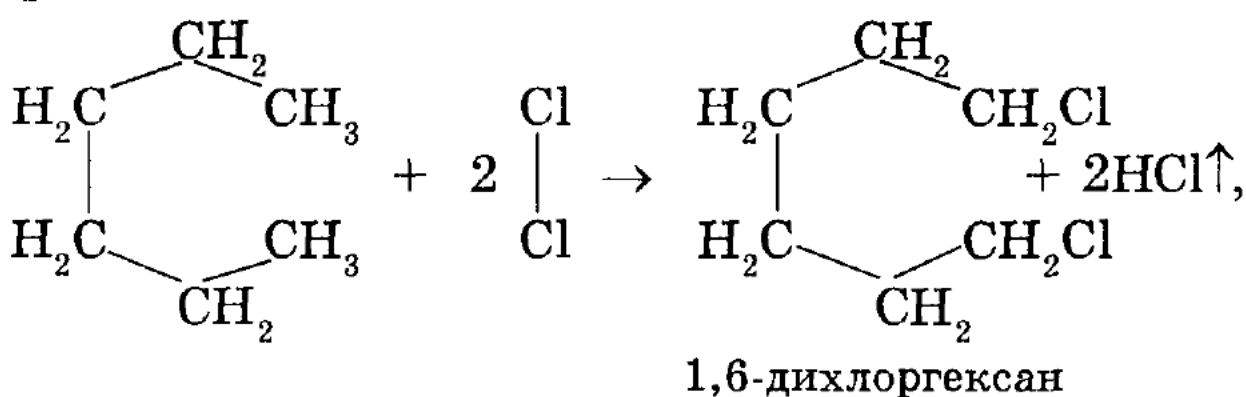
4. Ароматические углеводороды → галогенопроизводные ароматических углеводородов



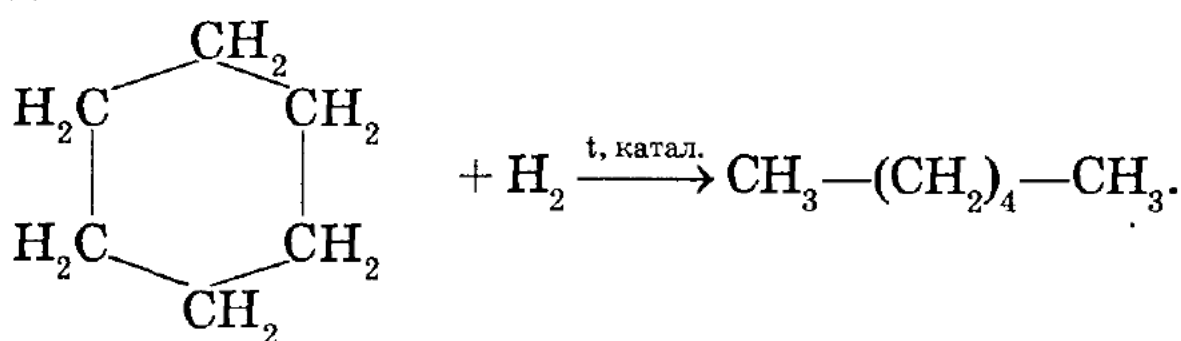
5. Галогенопроизводные ароматических углеводородов → фенолы:



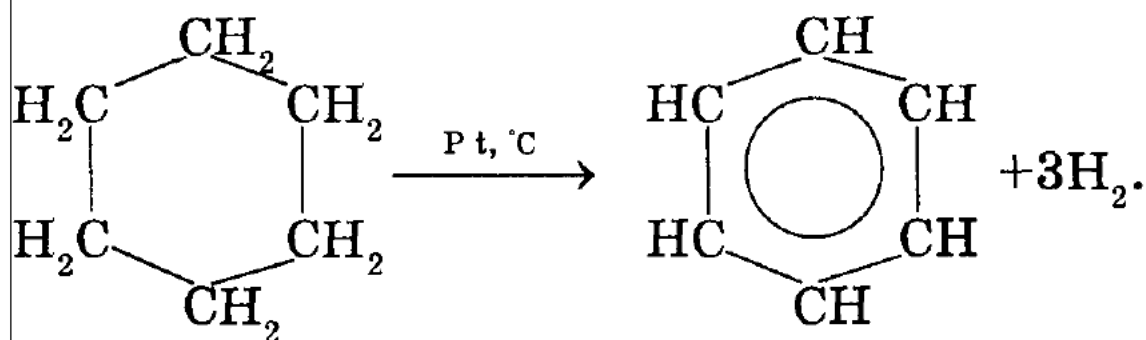
6. Предельные углеводородов → циклопарафины:



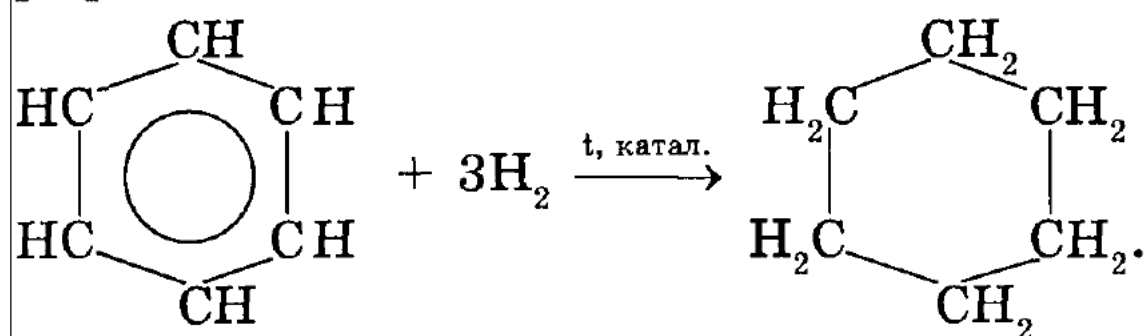
7. Циклопарафины → предельные углеводороды:



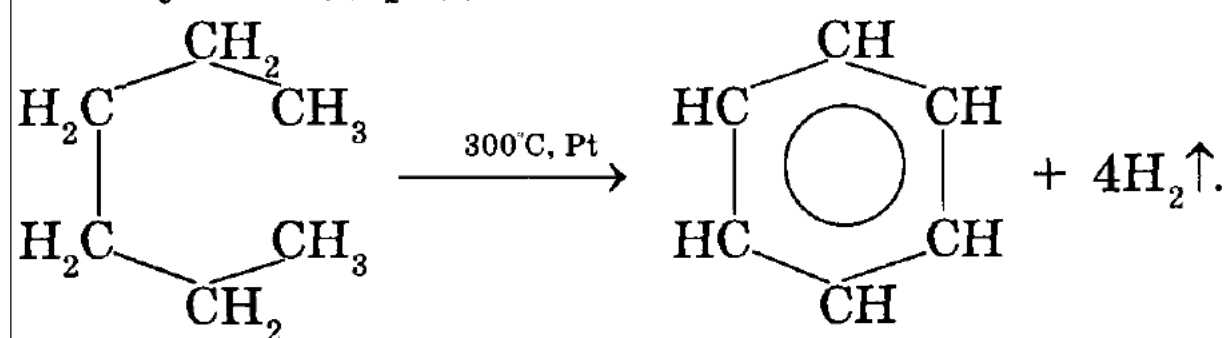
8. Циклопарафины → ароматические углеводороды:



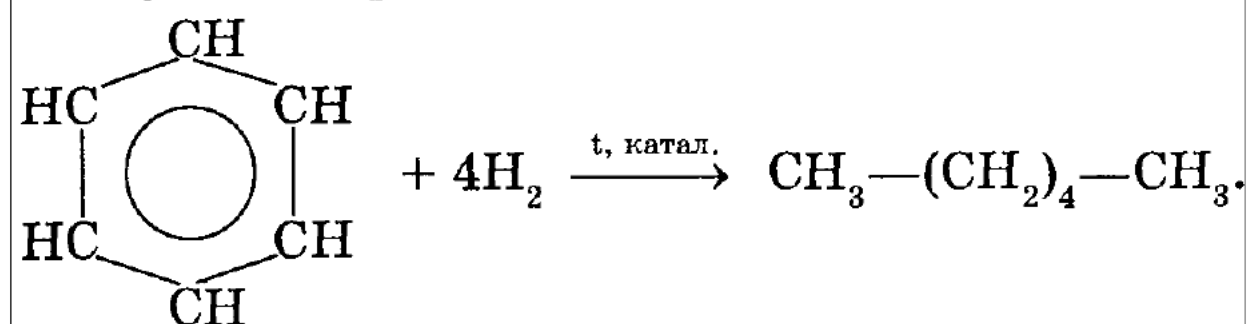
9. Ароматические углеводороды → циклопарафины:

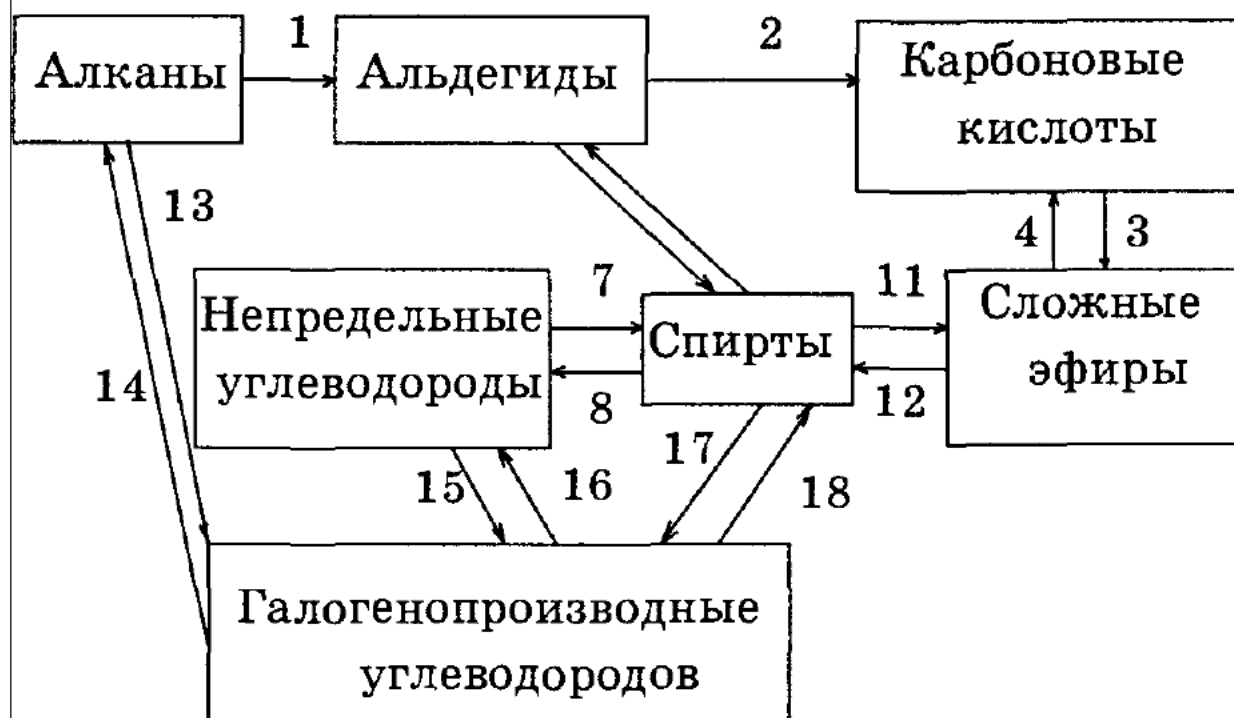


10. Предельные углеводороды → ароматические углеводороды:

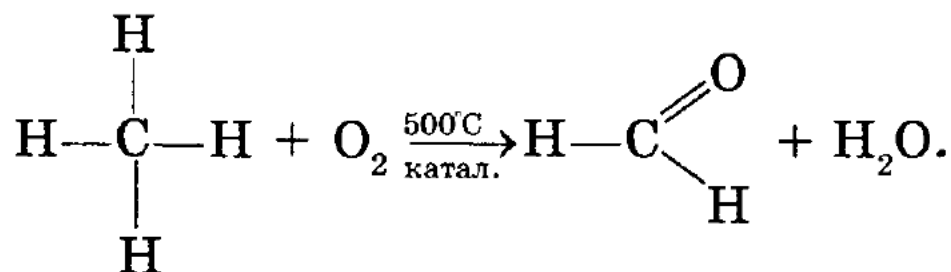


11. Ароматические углеводороды → предельные углеводороды

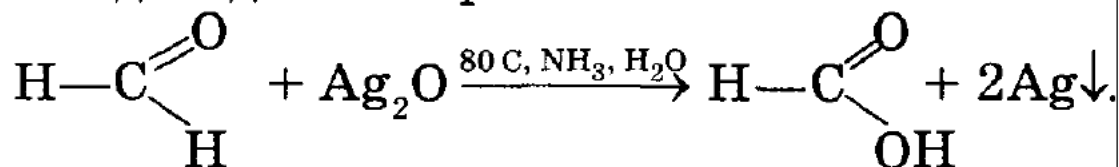




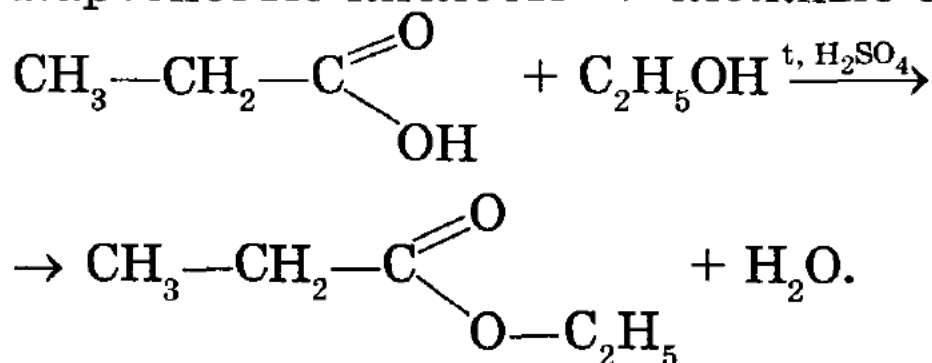
1. Алканы → альдегиды:



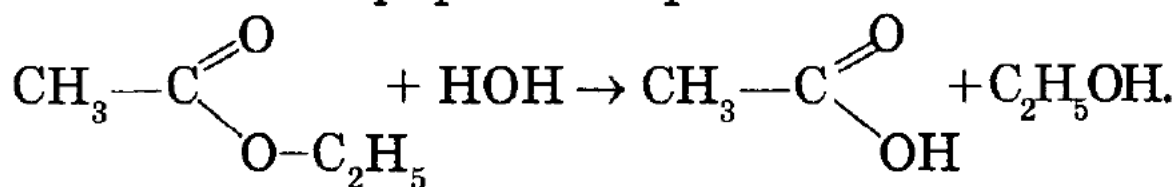
2. Альдегиды → карбоновые кислоты:



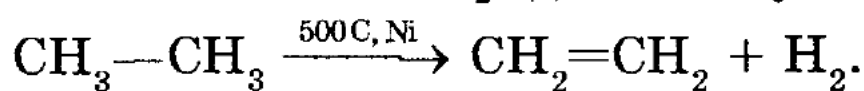
3. Карбоновые кислоты → сложные эфиры:



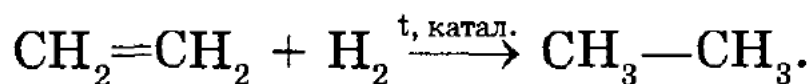
4. Сложные эфиры → карбоновые кислоты:



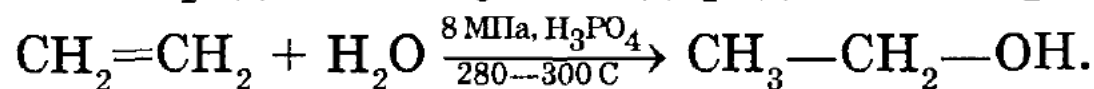
5. Алканы → непредельные углеводороды:



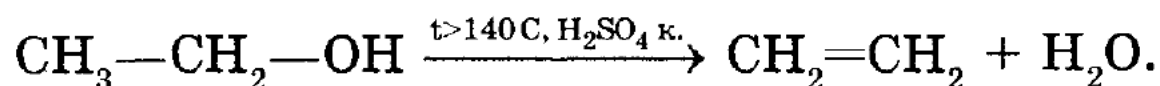
6. Непредельные углеводороды → алканы:



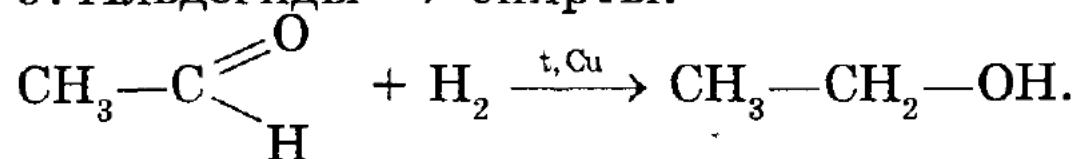
7. Непредельные углеводороды → спирты:



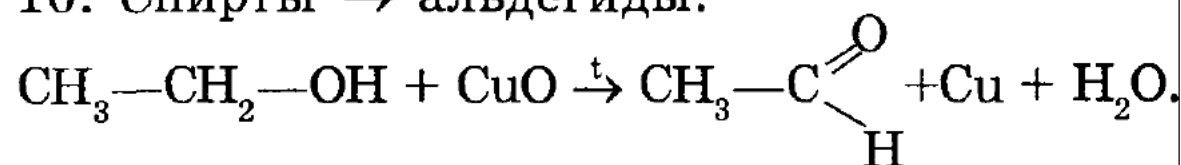
8. Спирты → непредельные углеводороды:



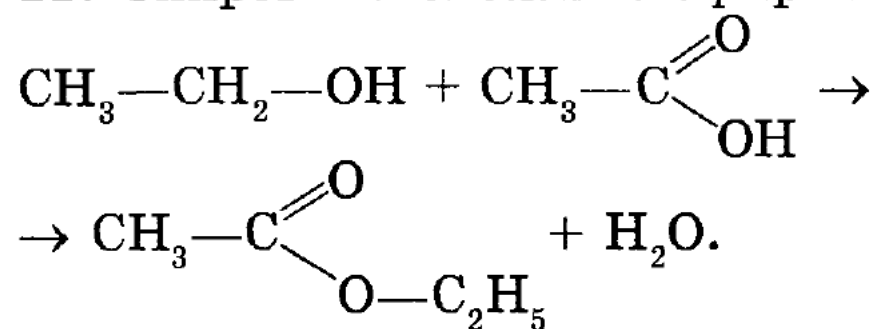
9. Альдегиды → спирты:



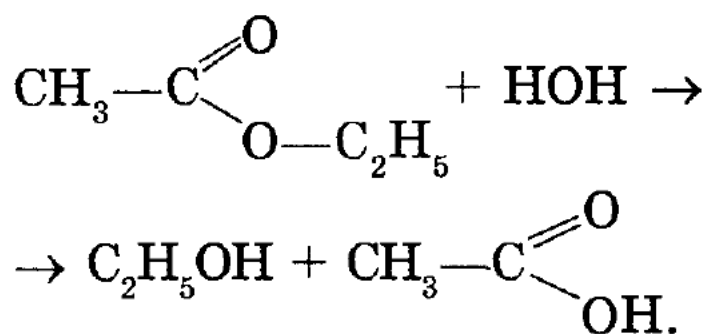
10. Спирты → альдегиды:



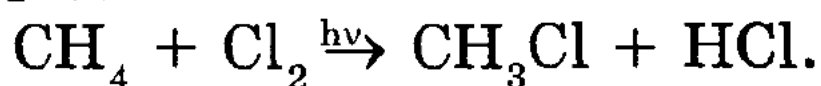
11. Спирты → сложные эфиры:



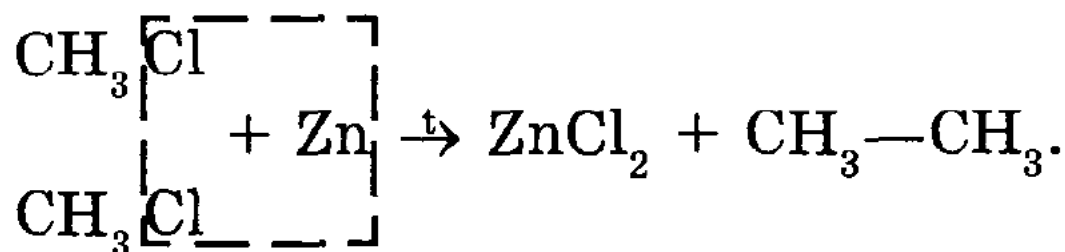
12. Сложные эфиры → спирты:



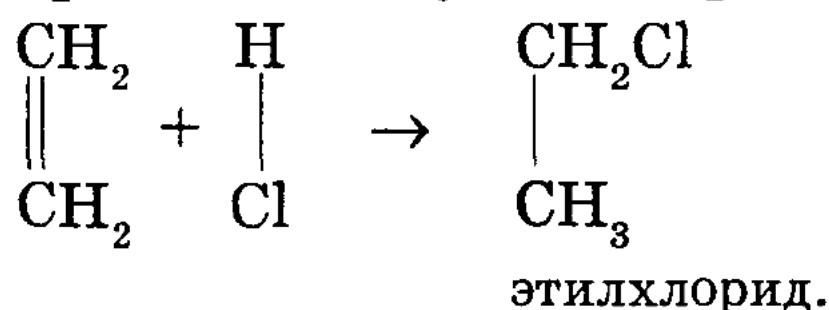
13. Алканы $\rightarrow$ галогенопроизводные углеводородов:



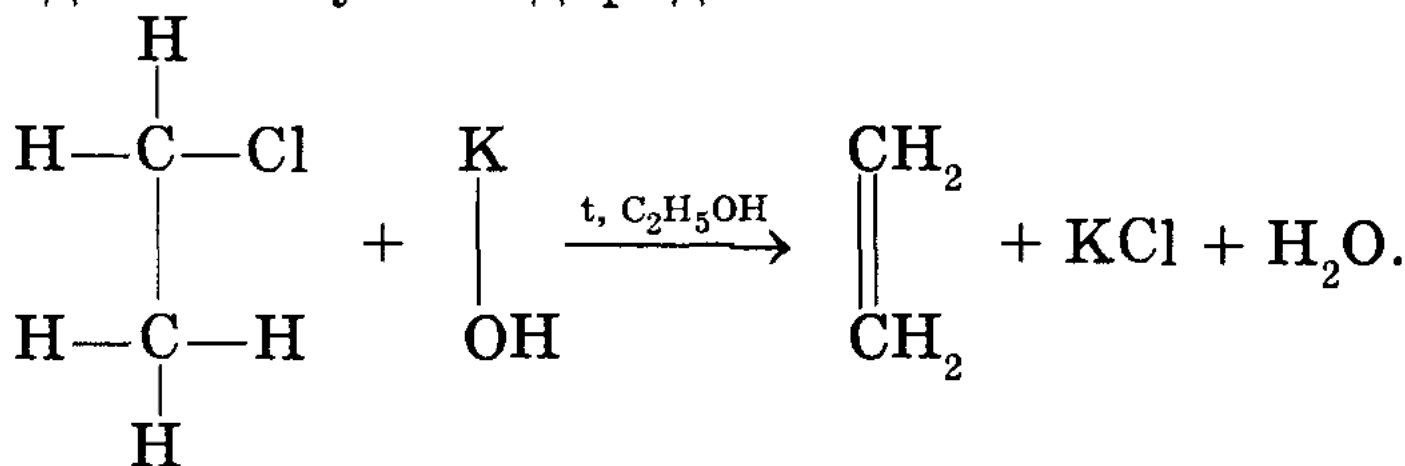
14. Галогенопроизводные углеводородов $\rightarrow$ алканы:



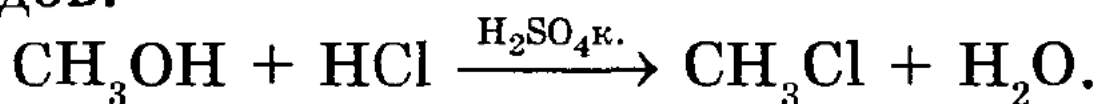
15. Непредельные углеводороды $\rightarrow$ галогенопроизводные углеводородов:



16. Галогенопроизводные углеводородов $\rightarrow$ непредельные углеводороды:



17. Спирты $\rightarrow$ галогенопроизводные углеводородов:



18. Галогенопроизводные углеводородов $\rightarrow$ спирты:

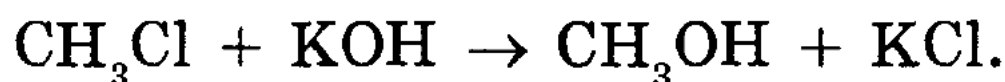
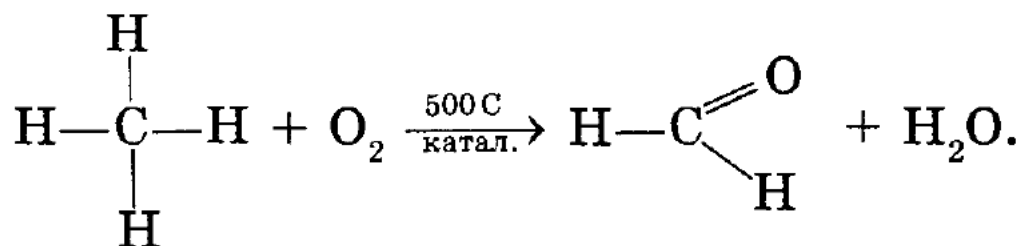


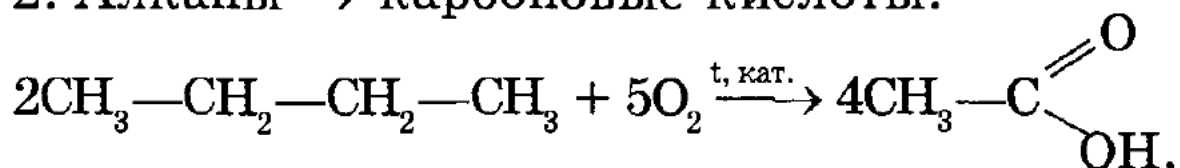
Схема 9



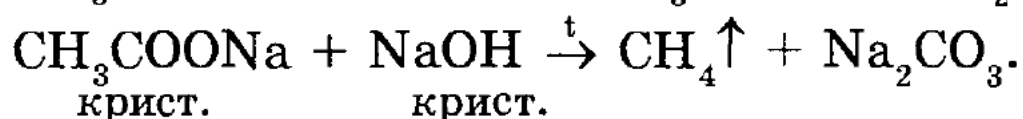
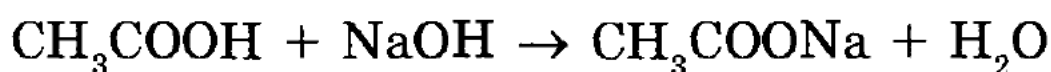
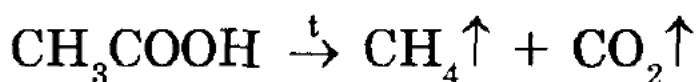
1. Алканы → альдегиды:



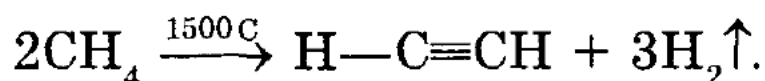
2. Алканы → карбоновые кислоты:



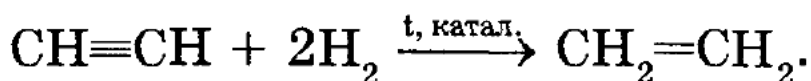
3. Карбоновые кислоты → алканы:



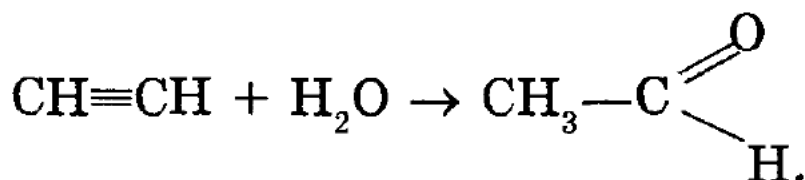
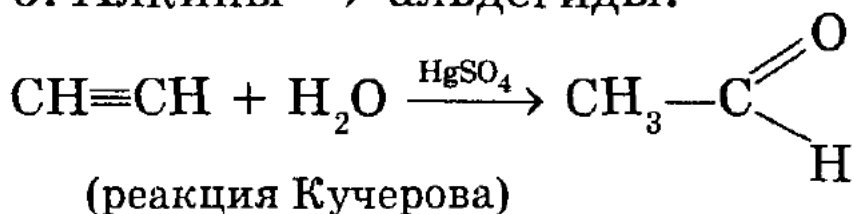
4. Алканы → алкины:



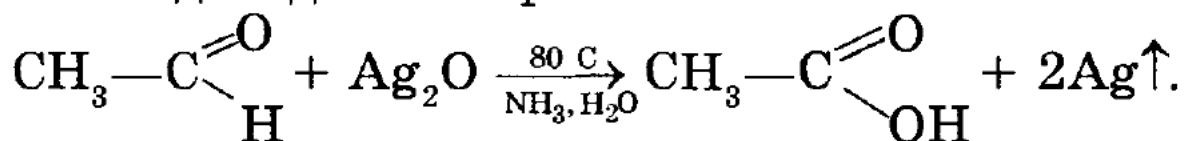
5. Алкины $\rightarrow$ алкены:



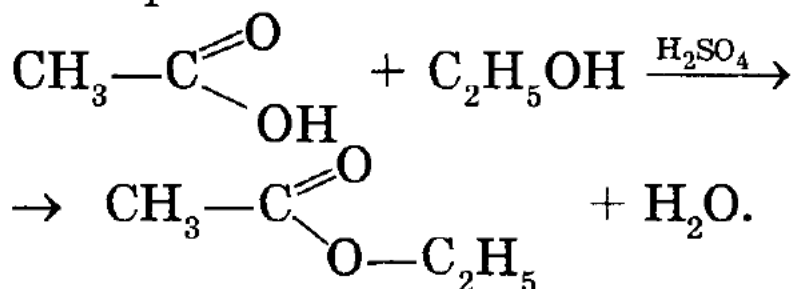
6. Алкины $\rightarrow$ альдегиды:



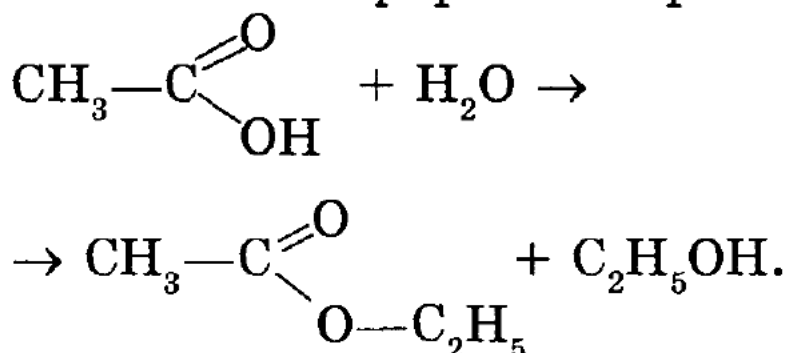
7. Альдегиды $\rightarrow$ карбоновые кислоты:



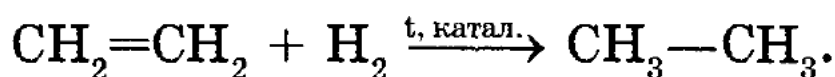
8. Карбоновые кислоты $\rightarrow$ сложные эфиры:



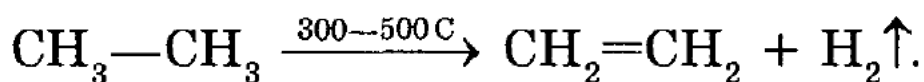
9. Сложные эфиры $\rightarrow$ карбоновые кислоты:



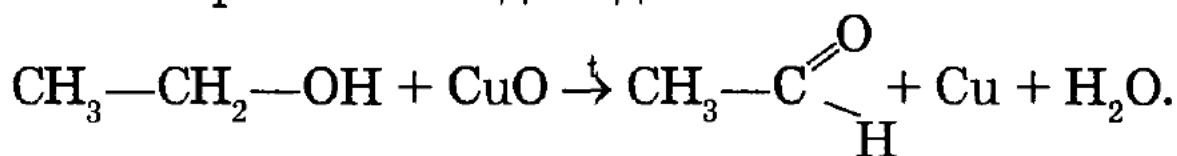
10. Алкены $\rightarrow$ алканы:



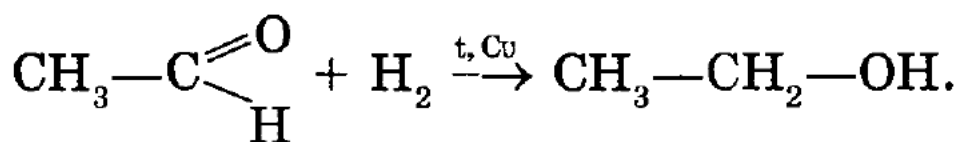
11. Алканы $\rightarrow$ алкены:



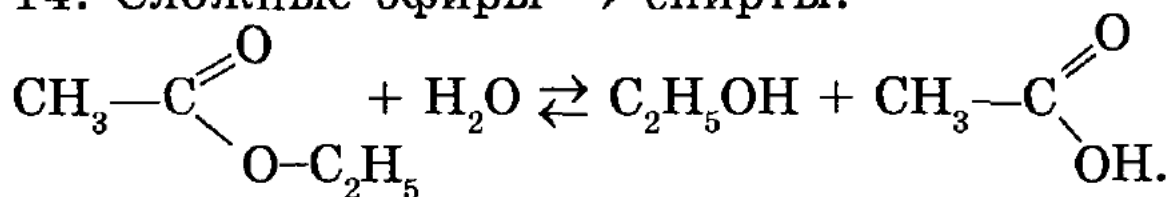
12. Спирты $\rightarrow$ альдегиды:



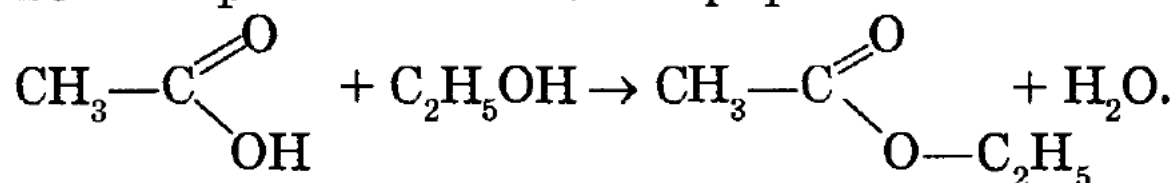
13. Альдегиды $\rightarrow$ спирты:



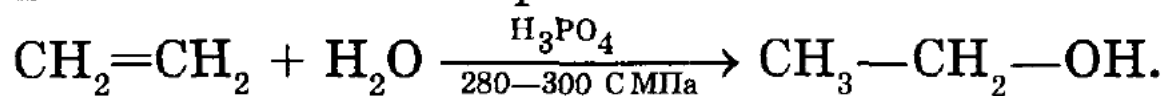
14. Сложные эфиры $\rightarrow$ спирты:



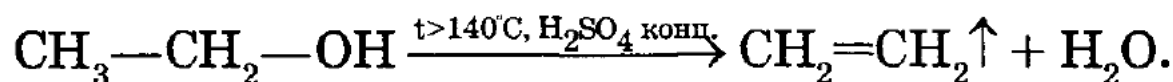
15. Спирты $\rightarrow$ сложные эфиры:



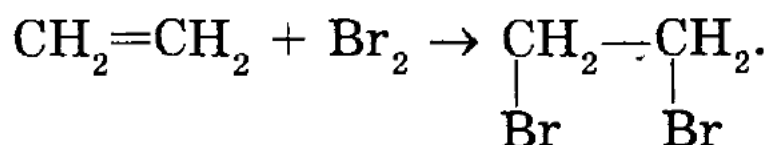
16. Алкены $\rightarrow$ спирты:



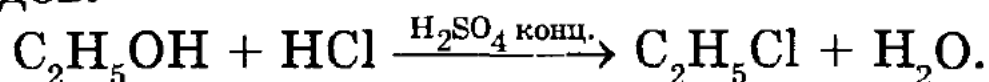
17. Спирты $\rightarrow$ алкены:



18. Алкены $\rightarrow$ галогенопроизводные углеводородов:



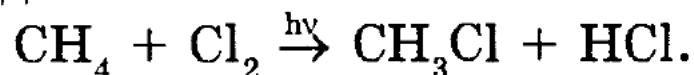
19. Спирты $\rightarrow$ галогенопроизводные углеводородов:



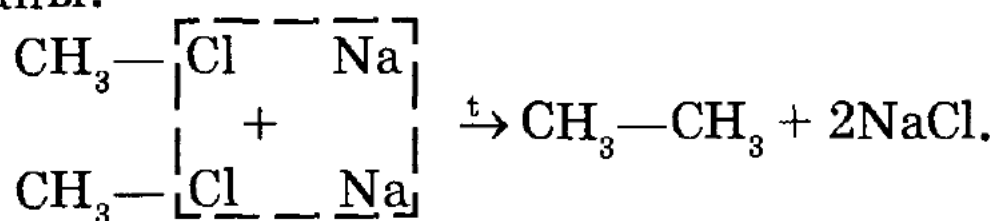
20. Галогенопроизводные углеводородов $\rightarrow$ спирты:



21. Алканы $\rightarrow$ галогенопроизводные углеводородов:



22. Галогенопроизводные углеводородов $\rightarrow$ алканы:



СРАВНЕНИЕ СТРОЕНИЯ И СВОЙСТВ ПРЕДЕЛЬНЫХ И НЕПРЕДЕЛЬНЫХ УГЛЕВОДОРОДОВ

Графический диктант

Варианты: 1 — этан, 2 — этилен, 3 — ацетилен.

Вопросы:

1. Валентность атомов углерода в молекулах до предела насыщена водородом.

2. На каждый атом углерода в молекуле до полного насыщения не хватает по одному атому водорода.

3. На каждый атом углерода в молекуле до полного насыщения не хватает два атома водорода.

4. Между атомами углерода в молекулах имеется связь.

5. Между атомами углерода в молекулах имеется одна π -связь.

6. Между атомами углерода в молекулах имеется две π -связи.

7. Связь между атомами углерода в молекуле одинарная (простая).

8. Связь между атомами углерода в молекуле двойная.

9. Связь между атомами углерода в молекуле тройная.

10. Длина связи $C-C$ 0,154 нм.

11. Длина связи $C=C$ 0,120 нм.

12. Длина связи $C\equiv C$ 0,134 нм.

13. Характер связи $C-C$ определяет тип реакции присоединения.

14. Характер связи $C=C$ определяет тип реакции замещения.

15. Характерна реакция горения.
16. Характерна реакция окисления.
17. Взаимодействует с галогенами, образуя моногалогенопроизводные.
18. Взаимодействует с галогенами, образуя дигалогенопроизводные.
19. Полимеризуется.
20. При высокой температуре разлагается на элементы.
21. Можно распознать по обесцвечиванию раствора перманганата калия.
22. Можно распознать по реакции с аммиачным раствором оксида серебра.
23. Обесцвечивает бромную воду при обычных условиях.
24. Подвергается каталитическому окислению.

«Ключ» для проверки работы

-	+	+	-	+	+	-	+	+	-	+	+	+	-	-	-	-	+	+	-	+	+	+	-
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21	22	23	24
+	-	+	-	-	+	+	-	+	+	+	-	-	+	-	-	+	-	-	-	-	+	-	-
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21	22	23	24
+	+	-	-	+	-	+	+	-	+	-	+	-	-	-	-	+	-	+	-	-	-	-	+
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21	22	23	24

ГРАФИЧЕСКИЙ ДИКТАНТ ПО ТЕМЕ «ПРИРОДНЫЕ ИСТОЧНИКИ УГЛЕВОДОРОДОВ»

Варианты: 1 — природный газ; 2 — нефть, нефтепродукты; 3 — каменный уголь.

Вопросы:

1. Источник предельных углеводородов.
2. Источник непредельных углеводородов.
3. Источник ароматических углеводородов.

4. Используется непосредственно для получения пластмасс.

5. Используется в качестве топлива.

6. В процессе переработки можно получать и минеральные удобрения.

7. Перерабатывается на высокооктановое топливо.

8. Получают из данного вида химического сырья мономеры для каучука.

9. Получают из данного вида химического сырья мономеры для пластмасс.

10. Может перерабатываться под землей.

11. Переработка основана на процессах дегидрогенизации и дегидроциклизации.

12. При переработке данного природного сырья получают кровельный материал для строительства — толь.

13. При переработке данного природного сырья получают промышленный восстановитель для металлургической промышленности.

14. В промышленных аппаратах для переработки данного вида сырья используют «циркуляционный принцип» регенерации катализатора.

15. Из данного вида природного сырья путем обработки водяным паром образуется «синтез-газ».

«Ключ» для проверки работы

Вариант I.

-	+	+	+	-	+	+	-	-	+	-	+	+	+	-
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15

Вариант II.

-	-	-	+	-	+	-	+	-	+	-	+	+	-	+
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15

Вариант III.

+	+	-	+	-	-	+	+	+	-	+	-	-	+	+
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15

ГРАФИЧЕСКИЙ ДИКТАНТ

Варианты: 1 — уксусная кислота, 2 — ами-
ноуксусная кислота.

Вопросы:

1. При обычных (комнатных) условиях твер-
дое вещество.

2. Хорошо растворима в воде.

3. При растворении в воде образует коллоид-
ный раствор.

4. Обладает специфическим запахом.

5. Образует димеры.

6. Соль кислоты используется в качестве про-
травы при крашении.

7. Раствор изменяет окраску индикатора.

8. Распознается в растворе при помощи со-
лей трехзарядного железа.

9. Образует соли, являющиеся мылами.

10. Образует окрашенные соли, используемые
в качестве реактивов в лабораторных условиях.

11. Может окисляться до CO_2 и воды.

12. Образует сложные эфиры со спиртом.

13. Соли подвергаются гидролизу.

14. Реагирует с галогенами.

15. Реагирует с водородом.

16. Реагирует со щелочами.

17. Получают в технике из минерального сы-
рья (известняка).

18. Получают в технике из органического сырья (парафинов).

19. Используют в пищевой промышленности.

20. Используют в производстве мыла.

«Ключ» для проверки работы

Вариант I.

+	-	+	-	-	-	-	-	+	-	-	-	-	-	+	-	-	-	-	+
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20

Вариант II.

+	+	+	+	+	+	+	+	-	+	-	+	-	-	-	-	+	-	+	-
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20

ГРАФИЧЕСКИЙ ДИКТАНТ

Вариант: 1 — глюкоза; 2 — сахароза.

Вопросы:

1. Вещество при обычных условиях твердое, кристаллическое, сладкое.

2. Хорошо растворяется в воде.

3. Получают в промышленности гидролизом природного сырья.

4. Получают в промышленности искусственно.

5. Реагирует с аммиачным раствором оксида серебра.

6. Реагирует с гидроксидом меди в щелочной среде.

7. «Осветляет» известковое молоко.

8. Может образовывать сложные эфиры.

9. Может подвергаться гидролизу.

10. Применяется в производстве зеркал.

11. Используется в качестве пищевого продукта.

12. Используется как лекарственный препарат.

13. Свойство вещества проявляется при хлебопечении.

14. Используется для производства карамели.

«Ключ» для проверки работы

Вариант 1.

-	-	-	-	-	-	+	-	+	-	+	-	-	-
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14

Вариант 2.

-	-	+	+	+	-	-	-	-	+	-	+	+	-
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14

ГРАФИЧЕСКИЙ ДИКТАНТ

Варианты: 1 — анилин, 2 — фенол.

Вопросы:

1. Твердое вещество со специфическим запахом.

2. Жидкое вещество со специфическим запахом.

3. Растворимо в холодной воде.

4. Растворимо в горячей воде.

5. Проявляет свойство кислоты.

6. Проявляет свойство основания.

7. На проявление кислотных свойств влияет бензольное кольцо, оно смещает к себе свободную электронную пару атома функциональной группы.

8. На проявление кислотных свойств влияет аминогруппа.

9. На проявление основных свойств влияет бензольное кольцо.

10. На проявление основных свойств влияет неподеленная электронная пара атома азота.
11. Свойства кислоты проявляются в реакции бензольного кольца с бромной водой.
12. Свойства кислоты проявляются в реакции со щелочами и солями.
13. Свойства основания проявляются в реакции бензольного кольца с бромной водой.
14. Свойства основания проявляются в реакции аминогруппы с кислотами.
15. Используется для получения красителей.
16. Используется для получения гербицидов.
17. Находится в природе в свободном состоянии.
18. Получают реакцией на основе бензола.
19. Получают реакцией обмена.
20. Получают реакцией замещения.
21. Вещество очень ядовито.
22. Вещество используется в качестве антисептика.

«Ключ» для проверки работы

Вариант 1.

-	+	+	-	-	+	-	+	+	+	+	-	+	+	-	-	+	-	+	+	-	-
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21	22

Вариант 2.

+	-	+	+	+	-	+	+	+	+	-	-	+	+	-	+	+	-	+	+	-	+
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21	22

Тест-задание 1

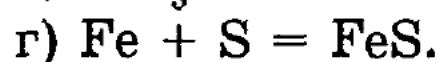
1. Масса 1 л некоторого газа (н.у.) равна 1,52 г. Определите молярную массу газа:

а) 1,52; б) 17; в) 34; г) 68.

2. Чему равна валентность азота в молекуле N_2 :

а) 0; б) 1; в) 2; г) 3?

3. Укажите уравнения реакций, относящихся к реакциям соединения:



4. Напишите ионное уравнение реакции взаимодействия сульфида калия и хлорида железа (II) в водном растворе. Какие ионы этих солей не участвуют в протекающей реакции:

а) Fe^{2+} и S^{2-} ; б) K^+ и Cl^- ;

в) Fe^{2+} и Cl^- ; г) K^+ и S^{2-} ?

5. Какими способами можно устранить временную жесткость воды:

а) кипячением; б) действием гидрокарбоната натрия; в) действием хлорида натрия; г) действием гидроксида кальция?

6. С какими из веществ, формулы которых приведены ниже, кислород реагирует в обычных условиях:

а) N_2 ; б) NO ; в) Ca ; г) Cl_2 ?

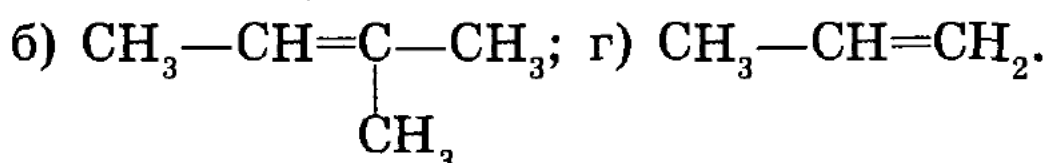
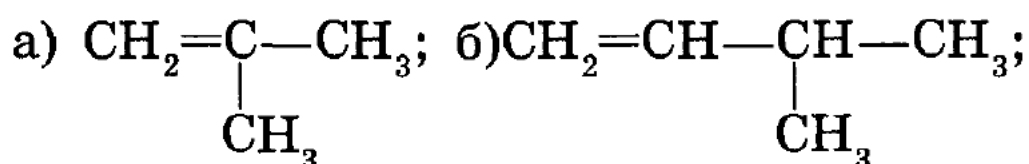
7. Укажите, какое из следующих азотных удобрений наиболее богато азотом:

а) $NaNO_3$; б) $Ca(NO_3)_2$; в) $(NH_4)_2SO_4$; г) NH_4NO_3 ?

8. Какой общей формулой изображаются циклоалканы:

а) $C_n H_{(2n+2)}$; б) $C_n H_n$; в) $C_n H_{(2n-2)}$; г) $C_n H_{2n}$?

9. Структурной формулой 2-метилпропена является:



10. Фенол дает характерное окрашивание со следующими соединениями:

- а) гидроксидом аммония;
- б) бромной водой;
- в) водным раствором хлорида железа (III);
- г) раствором йода.

Ответы на вопросы тест-задания 1

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
а)					+				+	
б)				+		+				
в)	+		+			+				+
г)		+	+		+		+	+		

Тест-задание 2

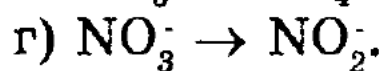
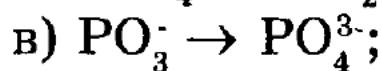
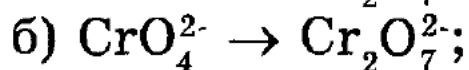
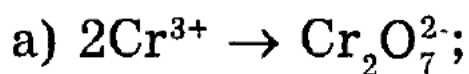
1. Найдите плотность оксида азота (II) (NO) по водороду:

а) 30; б) 15; в) 60; г) 0,06.

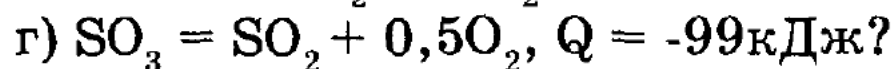
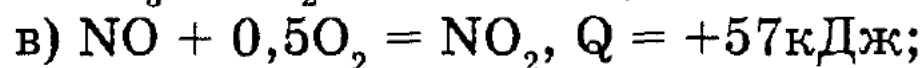
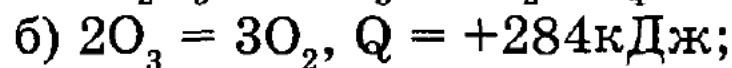
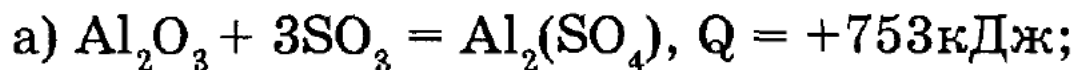
2. Какая из электронных конфигураций соответствует возбужденному состоянию атома:

а) $1s^2 2s^2$; б) $\dots 3s^1 3p^1$; в) $\dots 4s^2 3d^2$; г) $\dots 2p^6 3s^1$?

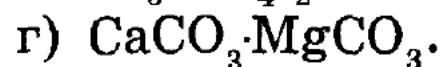
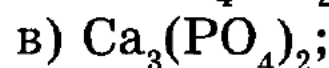
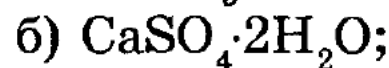
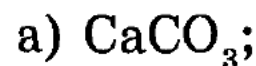
3. Укажите, в какой из приведенных схем происходит окисление элемента:



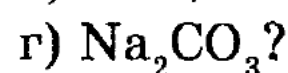
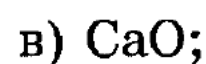
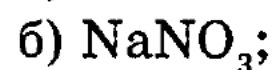
4. Какая из приведенных реакций идет с выделением наибольшего количества энергии?



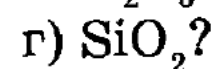
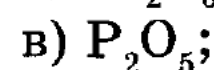
5. Покажите, какое из природных соединений кальция, формулы которых приведены, является доломитом:



6. Какие из веществ, формулы которых приведены, реагируют с соляной кислотой:

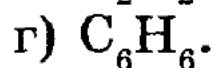
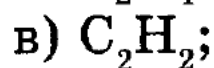
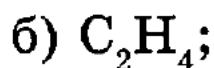


7. Какие из перечисленных оксидов реагируют с водой:



8. Процентное содержание водорода является максимальным в молекуле:





9. Дайте название по международной номенклатуре углеводорода $CH_2=CH-CH_2-CH_3$:

а) бутин-2;

б) бутен-2;

в) бутин-1;

г) бутен-1.

10. Соединение с формулой H_2N-CH_2-COOH в химических реакциях может вступать:

а) только как кислота;

б) только как основание;

в) и как кислота, и как основание;

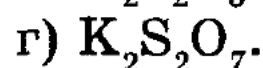
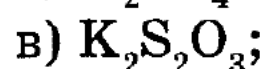
г) ни как кислота, ни как основание.

Ответы на вопросы тест-задания 2

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
а)			+	+			+	+		
б)	+	+								
в)						+	+			+
г)					+	+			+	

Тест-задание 3

1. Укажите формулу соединения, отвечающую следующей массовой доле в % элементов: калий-49,4, сера-21, кислород-30,6:



2. Определите заряд ядра атома, у которого средняя относительная атомная масса элемента равна 74,92:

- а) 42;
- б) 33;
- в) 74;
- г) 75.

3. При добавлении какого вещества равновесие в системе $\text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$ сместится вправо:

- а) H_2O ;
- б) Na_2HPO_4 ;
- в) Na_2SO_4 ;
- г) HCl ?

4. Какой процесс протекает у катода при электролизе водного раствора хлорида калия:

- а) $\text{K}^+ + e = \text{K}^0$;
- б) $2\text{Cl}^- - 2e = \text{Cl}_2$;
- в) $2\text{H}_2\text{O} + 2e = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$;
- г) $2\text{H}_2\text{O} - 4e = 4\text{H}^+ + \text{O}_2$?

5. Как обычно получают оксид кальция в промышленности:

- а) $\text{Ca} + \text{O}_2 \rightarrow$;
- б) $\text{CaCl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$;
- в) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$;
- г) $\text{CaCO}_3 \rightarrow$?

6. Укажите уравнения реакций, которые осуществимы:

- а) $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{HCl} \rightarrow$;
- б) $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow$;
- в) $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_{4 \text{ (конц.)}} \rightarrow$;
- г) $\text{Cu} + \text{HNO}_{3 \text{ (разб.)}} \rightarrow$.

7. Какие из веществ, формулы которых приведены ниже, реагируют как с кислотами, так и со щелочами:

- а) Al_2O_3 ;
- б) CaO ;
- в) $\text{Mg}(\text{OH})_2$;
- г) $\text{Zn}(\text{OH})_2$?

8. Укажите количество изомеров для соединения с молекулярной формулой C_5H_{12} :

- а) 1;
- б) 2;
- в) 3;
- г) 4.

9. Этаналь может быть получен из ацетиленов в результате:

- а) присоединения водорода;
- б) присоединения хлороводорода;
- в) гидратации в присутствии HgSO_4 ;
- г) окисления KMnO_4 .

10. Какие из следующих соединений не будут реагировать с раствором гидроксида натрия:

- а) $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$;
- б) $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$;
- в) C_6H_6 ;
- г) CH_2ClCOOH ?

Ответы на вопросы тест-задания 3

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
а)	+						+			
б)		+				+				+
в)				+		+		+	+	+
г)					+	+	+			

Тест-задание 4

1. Укажите общее число электронов в молекуле CO_2 :

- а) 33;
- б) 22;
- в) 16;
- г) 10.

2. Какие из соединений, формулы которых приведены ниже, проявляют свойства основных оксидов:

- а) CO ;
- б) CO_2 ;
- в) CaO ;
- г) Li_2O ?

3. Какие из нижеприведенных реакций являются экзотермическими:

- а) диссоциация молекулы водорода на атомы;
- б) разложение карбоната кальция при нагревании;
- в) образование молекулы водорода из атомов;
- г) реакция нейтрализации?

4. В водных растворах каких солей фенолфталеин будет бесцветным:

- а) NaHCO_3 ;
- б) Na_2CO_3 ;
- в) NH_4Cl ;
- г) $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$?

5. Укажите осуществимые уравнения реакций:

- а) $\text{KI} + \text{Cl}_2 \rightarrow$;
- б) $\text{KBr} + \text{I}_2 \rightarrow$;
- в) $\text{KCl} + \text{Br}_2 \rightarrow$;
- г) $\text{KI} + \text{Br}_2 \rightarrow$.

6. Укажите уравнения реакций, которые будут протекать с выделением оксида азота (IV) NO_2 :

- а) $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \text{ (разб.)} \rightarrow$;
- б) $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \text{ (конц.)} \rightarrow$;
- в) $\text{KNO}_3 \rightarrow$;
- г) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \xrightarrow{t}$.

7. Укажите аллотропные модификации кислорода:

- а) O_3 ;
- б) ${}_8\text{O}^{16}$;
- в) ${}_8\text{O}^{17}$;
- г) O_2 .

8. Какие из соединений, названия которых приведены ниже, могут проявлять геометрическую (цис-, транс-) изомерию:

- а) 1.1-дихлорэтен;
- б) 2-метилбутен-2;
- в) пентен-2;
- г) 1-хлор-2-метилбутен-1?

9. Какая из приведенных ниже последовательностей соответствует возрастанию основных свойств:

- а) пропиламин $\rightarrow$ аммиак $\rightarrow$ анилин;
- б) анилин $\rightarrow$ пропиламин $\rightarrow$ аммиак;
- в) аммиак $\rightarrow$ анилин $\rightarrow$ пропиламин;
- г) анилин $\rightarrow$ аммиак $\rightarrow$ пропиламин?

10. Для каких углеводов характерна реакция серебряного зеркала:

- а) крахмал;
- б) глюкоза;
- в) фруктоза;
- г) сахароза?

Ответы на вопросы тест-задания 4

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
а)					+		+			
б)	+					+				+
в)		+	+	+				+		+
г)		+	+	+	+	+	+	+	+	

Нахождение молекулярной формулы на основании относительной плотности его по другому газу и данным количественного анализа

Пример 1. Относительная плотность по водороду неизвестного газообразного вещества равна 22. Найти молекулярную формулу этого вещества, если массовая доля С в нем равна 54,55 %, Н — 9,09 % и О — 36,6 %.

Решение.

$$1. D_{H_2}(C_x H_y O_z), \text{ значит } Mr(C_x H_y O_z) = D_{H_2} \cdot Mr(H_2);$$

$$Mr(C_x H_y O_z) = 22 \cdot Mr(H_2);$$

$$Mr(C_x H_y O_z) = 22 \cdot 2 = 44.$$

$$2. x(C) = \frac{\omega(C_x) \cdot Mr(C_x H_y O_z)}{Ar(C) \cdot 100 \%}$$

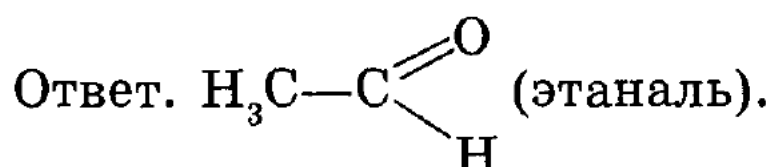
$$x(C) = \frac{54,55 \% \cdot 44}{12 \cdot 100 \%} = 2.$$

$$3. y(H) = \frac{\omega(H_y) \cdot Mr(C_x H_y O_z)}{Ar(H) \cdot 100 \%}$$

$$y(\text{H}) = \frac{9,09 \% \cdot 44}{100 \%} = 4.$$

$$4. \ z(\text{O}) = \frac{\omega(\text{Oz}) \cdot \text{Mr}(\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z)}{\text{Ar}(\text{O}) \cdot 100 \%}$$

$$z(\text{O}) = \frac{36,36 \% \cdot 44}{16 \cdot 100 \%} = 1.$$



Пример 2. Выведите молекулярную формулу углеводорода по данным: массовая доля С — 85,7 %, относительная плотность по водороду $D_{\text{H}_2} = 21$.

Решение.

I способ.

Очевидно, что углеводород содержит еще — 100 масс. ед. - 85,7 масс.ед. = 14,3 масс.ед. водорода.

Для решения задачи можно воспользоваться алгоритмическими предписаниями.

В состав молекулы входит x атомов углерода и y атомов водорода: C_xH_y

Отношение x к y равно $\frac{85,7}{12} : \frac{14,3}{1}$, или

7,14 : 14,3. Если меньшее число 7,14 принять за единицу, то получим целое число атомов водорода: 14,3:7,14 = 2.

Следовательно, простейшая формула показывает, что на 1 атом углерода в соединении прихо-

дится 2 атома водорода. Простейшая формула его CH_2 , а относительная молекулярная масса 14.

Действительная же относительная молекулярная масса соединения, определенная по относительной плотности, равна $M_r = 2 \cdot D_{\text{H}_2} \cdot M = 2 \cdot 21 = 42$.

Оказывается, относительная молекулярная масса по простейшей формуле в 3 раза меньше истинной. Поэтому для вывода молекулярной формулы углеводорода число атомов углеводорода и водорода в ней надо утроить C_3H_6 .

II способ.

Относительная молекулярная масса вещества по относительной плотности равна:

$$M_r = 2 \cdot D_{\text{H}_2}; M_r = 21 \cdot 2 = 42.$$

Тогда углерода в соединении:

$$\frac{42 \cdot 85,7 \text{ мас.ед.}}{100 \text{ мас.ед.}} = 36 \text{ мас.ед.}$$

Остальная часть $(42 - 36) = 6$ мас.ед. приходится на водород, отношение числа атомов в молекуле соответствует отношению:

$$\frac{36}{12} : \frac{6}{1} = 3 : 6, \text{ поэтому формула соединения } \text{C}_3\text{H}_6.$$

Пример 3. При сгорании вещества массой 2,3 г образовался оксид углерода (IV) массой 4,4 г и вода массой 2,7 г. Относительная плотность паров этого вещества по воздуху $D_{\text{возд.}} = 1,59$. Из каких элементов состоит это соединение? Какова его молекулярная формула?

Решение.

Для ответа на первый вопрос задачи необходимо учесть состав продуктов горения — оксида углерода (IV) и воды. В них углерод и водород могли перейти только из сгоревшего соединения. Кислород мог войти в состав продуктов сгорания как из этого соединения, так и из воздуха. Для установления элементарного состава соединения первоначально необходимо определить массы углерода в оксиде углерода (IV) и водорода в воде.

1. Определяют массу углерода:

$$M(\text{CO}_2) = 44 \text{ г/моль}$$

$$m(\text{CO}_2) = 44 \text{ г/моль} \cdot 1 \text{ моль} = 44 \text{ г.}$$

В оксиде углерода (IV) массой 44 г масса углерода 12 г. При сгорании образовался CO_2 массой 4,4 г, что соответствует 0,1 моль. Следовательно, масса углерода — 1,2 г.

2. Аналогично вычисляют массу водорода. Масса воды равна 18 г, а водорода — 2 г. В 2,7 г воды находится

$$\frac{2 \text{ г} \cdot 2,7 \text{ г}}{18 \text{ г}} = 0,3 \text{ (H)}.$$

3. Сумма масс углерода и водорода составляет $(1,2 + 0,3) = 1,5 \text{ г}$. Следовательно, если соединения сгорело 2,3 г, то разность $2,3 \text{ г} - 1,5 \text{ г} = 0,8 \text{ г}$ показывает массу кислорода.

4. Формула соединения: $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z$.

Отношение числа атомов элементов:

$$x : y : z = \frac{1,2}{12} : \frac{0,3}{1} : \frac{0,8}{16},$$

или $x : y : z = 0,1 : 0,3 : 0,05$.

Приняв наименьшее число за единицу, находят, что:

$$x : y : z = \frac{0,1}{0,05} : \frac{0,3}{0,05} : \frac{0,05}{0,05} = 2 : 6 : 1.$$

Таким образом, простейшая формула соединения должна иметь вид C_2H_6O . С относительной молекулярной массой, равной 46. Истинную относительную молекулярную массу определяют, зная, что относительная плотность соединения по воздуху $D_{\text{возд.}} = 1,59$, тогда $M_r = 1,59 \cdot 29 = 46,1$.

5. Сравнение относительных молекулярных масс показывает, что простейшая и молекулярная формулы здесь совпадают. Отсюда следует, что C_2H_6O представляет собой и молекулярную формулу вещества.

Ответ. C_2H_6O

Пример 4. Определите, содержит ли исследуемое вещество кислород, если при сжигании 0,3069 г его получено 0,5866 г CO_2 и 0,3622 г H_2O .

Решение.

Рассчитаем процентное содержание С и Н в исследуемом веществе

$$\begin{array}{l} CO_2 \rightarrow C \\ 44 \text{ г} - 12 \text{ г} \quad x = \frac{0,5866 \cdot 12}{44} \text{ г.} \\ 0,5866 \text{ г} - x \text{ г} \end{array}$$

Выражаем количество С в процентах.

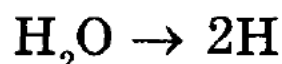
$$\text{В } 0,3069 \text{ г содержится } \frac{0,5866 \cdot 12}{44} \text{ г (С).}$$

В 100г — x_1 г С.

$$x_1 = \frac{0,5866 \cdot 12 \cdot 100}{44 \cdot 0,3069} = 52,1.$$

Это составляет 52,1 %.

Аналогично определяем содержание Н.



18 г — 2 г

$$0,3622\text{г} — x \text{ г} \quad x = \frac{0,3622 \cdot 2}{18} \text{ г}.$$

В процентах это составит:

$$\text{в } 0,3069 \text{ г} — \frac{0,3622 \cdot 2}{18} \text{ г (H),}$$

в 100г — x_1 г (H).

$$x_1 = \frac{0,3622 \cdot 2 \cdot 100}{18 \cdot 0,3069} = 13,1 \text{ или } 13,1 \text{ \%}.$$

$$\% \text{C} + \% \text{H} = 52,1 \% + 13,1 \% = 65,2 \text{ \%}.$$

Как видно из рассчитанных данных, в составе исследуемого вещества содержится кислород. На его долю приводится $100 \% - 65,2 \% = 34,8 \%$.
Формула вещества $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$. Задачу можно решать, используя массы веществ в граммах.

Ответ. Кислорода содержится в веществе 34,8 %.

Пример 5. Найдите простейшую и истинную формулу углеводорода по следующим данным: а) 75 % — С, 25 % — Н, $D_{\text{H}_2} = 8$; б) 80 % — С, 20 % — Н, $D_{\text{возд.}} = 1,0345$; в) 81,82 % — С, 18 % — Н, плотность 1,339 г/л.

Решение.

Решать такие задачи можно несколькими способами. Например, для условия задачи б.

I способ.

$$M = 29 \cdot D_{\text{возд.}} = 29 \cdot 1,0345 = 30 \text{ у.е.}$$

$$1 \text{ моль газа} = 30 \text{ г}$$

$$80 \% \text{ от } 30 \text{ г} = 24 \text{ г.}$$

$$24 \text{ г составляет } 2 \text{ моль C.}$$

$$20 \% \text{ от } 30 \text{ г} = 6 \text{ г. } 6 \text{ г составляет } 6 \text{ моль H.}$$

Истинная формула вещества C_2H_6 .

II способ.

Находим «атомный фактор» от весовых процентов (сколько молей составляет 80 г C и 20 г H):

$$\frac{80}{12} = 6,7 \text{ (моль C)}, \quad \frac{20}{1} = 20 \text{ (моль H)},$$

$$\text{C} : \text{H} = 6,7 : 20 = 1 : 3.$$

Простейшая формула вещества CH_3 и молекулярная масса 15. Так как истинная формула вещества имеет молекулярную массу 30, то надо индексы в простейшей формуле удвоить. Истинная формула C_2H_6 .

Ответ. б) C_2H_6 .

Пример 6. Определите молекулярную массу вещества, если известно, что при сгорании 2,2 г его в газообразном состоянии выделяется 3,36 л CO_2 и 3,6 г паров воды, а плотность вещества по воздуху равна 1,5172. Определите истинную молекулярную формулу вещества, назовите его, напишите формулу в структурном виде.

Решение.

I способ.

Зная формулу для определения молекулярной массы вещества по $D_{\text{возд.}}$, находим:

$$M = 29 \cdot D_{\text{возд.}} = 29 \cdot 1,5172 = 44 \text{ г/моль.}$$

Принимая молекулярную массу равной 100%, определяем массу углерода и водорода, входящих в молекулу. Переводим объем углекислого газа в массу:

$$\frac{44 \cdot 3,36}{22,4} = 6,6 \text{ г.}$$

6,6 г CO_2 составляет 0,15 моль, в которых содержится 0,15 моль углерода. Аналогично определяем, что 3,6 г воды составляет 0,2 моль воды. Значит, в 0,2 моль содержится 0,4 моль водорода (H_2O , 2H). Определяем молярное соотношение углерода и водорода. Оно составляет $\text{C} : \text{H} = 0,15 : 0,4 = 1,5 : 4$.

Эти соотношения соответствуют и соотношению атомов C и H. (На основании числа Авогадро.) Но поскольку число атомов не может быть дробным, удваиваем соотношение (3 : 8).

Формула вещества C_3H_8 . Молекулярная масса его соответствует рассчитанной, значит, формула является истинной. Это пропан. Структурная формула $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_3$.

Ответ. C_3H_8 (пропан).

II способ:

Определив молекулярную массу по формуле $M = 29 \cdot D_{\text{возд.}}$, находим, сколько молей C и H входит в 1 моль вещества. 3,36 л CO_2 составляет

$$\frac{3,36}{22,4} = 0,15 \text{ моль } \text{CO}_2, \text{ из них } 0,4 \text{ моль водорода.}$$

Следовательно, соотношение химических элементов 3 : 8. Формула C_3H_8 .

Пример 7. При сжигании 10,1 г хлорпроизводного предельного углеводорода выделилось 3,58 л CO_2 (80 % теоретического выхода) и столько хлора, что его (в виде ионов) было достаточно для полного связывания катионов серебра из 200 г 17 % нитрата серебра. Определите молекулярную формулу исходного хлоралкана. 1л его при нормальных условиях весит 2,254 г.

Решение. По количеству продуктов реакции находим массу углерода и хлора в 1 моль вещества. Массу водорода в нем определяем по разности массы навески и суммы масс углерода и хлора.

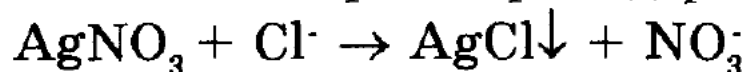
Находим массу в исходном веществе.

3,58 л CO_2 — 80 %, 100 % — 4,48 л

44,8 л составляет 0,2 моль CO_2 , в них находится 0,2 моль C (2,4г).

Находим массу Cl.

В 200 г 17 % раствора содержится 34 г $AgNO_3$.



170 г — 35,5 г

34 г — x г

x = 7,1 г.

Следовательно, в составе исходного вещества на долю углерода и хлора приходилось 9,5 г. Масса водорода составит (10,1 - 9,5 г) = 0,6 г.

Находим соотношение масс:

$C : H : Cl = 2,4 : 0,6 : 7,1 = 24 : 6 : 71$.

Учитывая атомные массы элементов, находим количество молей каждого элемента в 1 моль вещества.

$$\text{C} : \text{H} : \text{Cl} = \frac{24}{12} : \frac{6}{1} : \frac{71}{35,5} = 2 : 6 : 2.$$

Формула: $\text{C}_2\text{H}_6\text{Cl}_2$.

Масса 1 моль исследуемого веществ по данным анализа равна:

$$22,4 \text{ л} \cdot 2,254 \text{ г/л} = 50,5 \text{ г}.$$

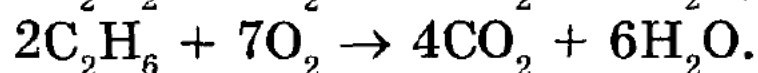
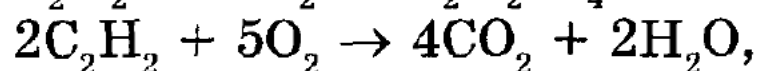
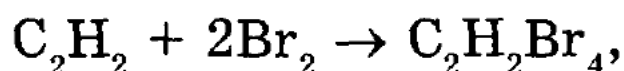
Масса найденного вещества составляет 101 г, следовательно, истинная формула его CH_3Cl . Это хлорметан.

Ответ. CH_3Cl (хлорметан).

Пример 1. При пропускании смеси этана и ацетиленa через склянку с бромной водой масса содержимого склянки увеличилась на 1,3 г, а при полном сгорании такого же количества смеси углеводородов выделилось 14 л оксида углерода (IV). Какой объем исходной смеси газов (н.у.)?

Решение.

Составим уравнение всех протекающих процессов:



Увеличение содержимого склянки произошло за счет поглощения ацетиленa. Следовательно, ацетиленa поглотилось 1,3 г, или 0,05 моль. В смеси содержалось $0,05 \cdot 22,4 = 1,12$ л ацетиленa. При сгорании 0,05 моль C_2H_2 выделилось 0,1 моль

CO_2 или 2,24 л. Следовательно, при сгорании этана образовалось $14 - 2,24 = 11,76$ л CO_2 .

Таким образом, этана в смеси было:

$$11,76 : 2 = 5,58 \text{ л.}$$

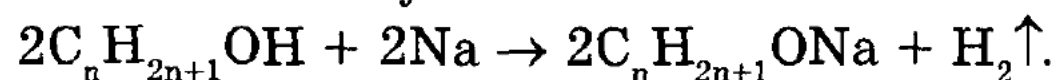
Объем исходной смеси этана и ацетиленов:
 $1,12 + 5,58 = 7$ л.

Ответ. 7 л смеси C_2H_2 и C_2H_6 .

Пример 2. При действии избытком металлического натрия на одноатомный предельный спирт массой 6 г образовалось 1120 см³ водорода (н.у.). Определите относительную молекулярную массу и молекулярную формулу спирта.

Решение.

Общая формула предельных одноатомных спиртов $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{OH}$. Спирты взаимодействуют со щелочными металлами с выделением водорода и образованием алколюлятов щелочных металлов. В нашем случае:



Так, известны масса спирта, вступившего в реакцию, и объем выделившегося водорода, по уравнению реакций легко рассчитать молярную массу спирта.

Предварительно определим массу выделившегося водорода.

$M(\text{H}_2) = 2$ г/моль. На основании закона Авогадро записываем соотношение между объемами и массами H_2 :

$$\begin{array}{l} 2 \text{ г } \text{H}_2 \text{ занимает объем } 22,4 \text{ л} \\ x \text{ г} \text{ — } 1,12 \text{ л} \end{array}$$

$$x = \frac{2,1,12}{22,4} = 0,1; x = 0,1 \text{ г Н}_2.$$

Из уравнения реакций следует:

Из 6 г $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{OH}$ выделилось 0,1 г H_2 .

Из 2 м($\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{OH}$)₂ $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{OH}$ выд. 2 г H_2 .

$$M(\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{OH}) = \frac{6 \cdot 2}{2 \cdot 0,1} = 60 \text{ г/моль}.$$

Следовательно, относительная молекулярная масса спирта $M_r(\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{OH})$ равна 60.

Находим химическую формулу спирта. В соответствии с общей формулой членов гомологического ряда одноатомных предельных спиртов в молекуле спирта содержится n атомов углерода, $2n+2$ атомов водорода и 1 атом кислорода. Относительная молекулярная масса спирта является суммой относительных атомных масс элементов, образующих спирт с учетом числа атомов элементов в молекуле:

$$M_r(\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{OH}) = n(\text{Ar}(\text{C}) + (2n + 2) \cdot \text{Ar}(\text{H}) + 1 \cdot \text{Ar}(\text{O})),$$

$$\text{Ar}(\text{C}) = 12,$$

$$\text{Ar}(\text{H}) = 1,$$

$$\text{Ar}(\text{O}) = 16,$$

$$60 = 12n + (2n + 2) \cdot 1 + 16,$$

$$14n = 42, n = 3.$$

Следовательно, химическая формула спирта $\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$. Это пропиловый и изопропиловый спирты.

Можно определить молекулярную формулу спирта, рассуждая иначе.

Найдем относительную молекулярную массу радикала $R = (\text{C}_n\text{H}_{2n+1})$; $M_r(\text{OH}) = 17$.

$$Mr(R) = Mr(ROH) - Mr(OH) = 60 - 17 = 43.$$

Так как радикал содержит n атомов углерода и $2n+1$ атомов водорода, то можно записать:

$$n \cdot 12 + (2n + 1) = 43, \text{ откуда } n = 3.$$

Ответ. Относительная молекулярная масса спирта равна 60. Химическая формула спирта C_3H_7OH .

Пример 3. На реакцию омыления 56г смеси этиловых эфиров муравьиной и уксусной кислот потребовалось $259,6 \text{ см}^3$ 10% раствора гидроксида натрия ($\rho = 1,107 \text{ г/см}^3$). Вычислите массовую долю каждого сложного эфира в смеси.

Решение.

Прежде всего определим массу щелочи, которая пошла на взаимодействие со смесью эфиров. Предварительный расчет массы $NaOH$ позволит не отвлекаться на этот промежуточный этап решения.

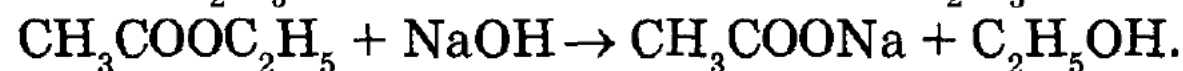
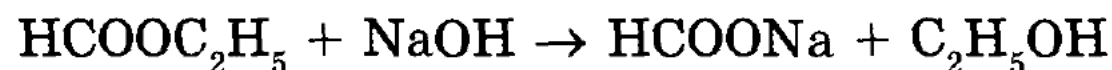
Вычислим массу раствора гидроксида натрия:

$$m = \rho V = 1,107 \cdot 259,6 = 287,4 \text{ г раствора } NaOH.$$

Определим, сколько граммов чистого $NaOH$ содержится в $287,4 \text{ г}$ 10%-ного раствора щелочи:

$$m(\text{в-ва}) = m(\text{р-ра}) \cdot \omega = 287,4 \cdot 0,1 = 28,74 \text{ г } NaOH.$$

Теперь запишем уравнение химических реакций:



Посмотрим, что нам известно о реагентах. Мы знаем суммарную массу эфиров и суммарную массу щелочи, пошедших на их омыление.

Вычислим молярные массы реагентов:

$$M(\text{HCOOC}_2\text{H}_5) = 74 \text{ г/моль},$$

$$M(\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5) \approx 88 \text{ г/моль},$$

$$M(\text{NaOH}) = 40 \text{ г/моль}.$$

Обозначим массу NaOH , вступившую в первую реакцию, через y_1 , во вторую реакцию — через y_2 . Пусть масса эфира муравьиной кислоты в смеси была равна x , тогда масса эфира уксусной кислоты равнялась $56 - x$. Массу всей смеси обозначим через m .

По уравнению первой реакции находим y_1 :

74 г HCOOC_2H_5 реагирует с 40 г NaOH .

x г — y_1 г NaOH

$$y_1 = \frac{40 \cdot x}{74} \text{ г NaOH}.$$

Аналогично по уравнению второй реакции:

88 г $\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5$ реагирует с 40 г NaOH

$(56 - x)$ г — y_2 г NaOH

$$y_2 = \frac{40 \cdot (56 - x)}{88} \text{ г NaOH}.$$

Так как по условию задачи

$$y_1 + y_2 = 28,7 \text{ г}, \text{ то}$$

$$\frac{40x}{74} + \frac{40 \cdot (56 - x)}{88} = 28,7.$$

Решив это уравнение, находим, что $x = 38,2$ г.

Следовательно, масса HCOOC_2H_5 в смеси составила 38,2 г, а масса $\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5$ составила $56 - 38,2 = 17,8$ г.

Остается определить массовую долю каждого эфира в смеси.

$$\omega_1 = \frac{x}{m} = \frac{38,2}{56} = 0,68 \cdot 100 \% = 68 \%$$

(массовая доля HCOOC_2H_5);

$$\omega_2 = \frac{56 - x}{m} = \frac{17,8}{56} = 0,32 \cdot 100 \% = 32 \%$$

(массовая доля $\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5$).

Полезно сделать проверку правильности решения задачи. Рассчитаем y_1 и y_2 .

$$y_1 = \frac{40 \cdot 38,2}{74} = 20,6 \text{ г NaOH},$$

$$y_2 = \frac{40 \cdot (56 - 38,2)}{88} = 8,1 \text{ г NaOH}.$$

Суммируя массы щелочи, пошедшей на омыление одного и другого эфиров, получаем:

$$y_1 + y_2 = 20,6 + 8,1 = 28,7 \text{ г NaOH}.$$

Следовательно, задача решена правильно.

Ответ. Массовая доля HCOOC_2H_5 в смеси эфиров равна 0,68; массовая доля $\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5$ равна 0,32.

Пример 4. В состав газообразного вещества входит углерод, водород и азот. Массовая доля углерода в веществе равна 38,7 %, водорода — 16,13 %. Масса 10 л этого газа при нормальных условиях равна 13,84 г. Найдите химическую формулу этого вещества.

Решение.

Прежде всего находим отношение чисел атомов C, H и N в молекуле.

Числа атомов обозначим буквой n .

Относительные атомные массы элементов:

$$Ar(C) = 12; Ar(H) = 1; Ar(N) = 14.$$

Массовая доля азота в веществе составляет:

$$100 \% - (38,71 \% + 16,13 \%) = 45,16 \%.$$

$$\begin{aligned} n(C) : n(H) : n(N) &= \frac{38,71}{12} : \frac{16,13}{1} : \frac{45,17}{14} = \\ &= 3,22 : 16,13 : 3,23. \end{aligned}$$

Обратите внимание на то, что в задачах подобного типа расчеты следует проводить с точностью до второго знака после запятой.

Меньшее число в полученном соотношении чисел атомов принимаем за единицу, разделив каждый член на 3,22.

Получаем:

$$n(C) : n(H) : n(N) = 1 : 5,01 : 1,00.$$

Так как числа атомов в молекуле — это целые числа, то приводим полученное отношение к целым числам:

$$n(C) : n(H) : n(N) = 1 : 5 : 1.$$

Следовательно, простейшая формула вещества CH_5N .

Находим молярную массу, соответствующую простейшей формуле.

$$Mr(CH_5N) = 12 + 5 + 14 = 31,$$

$$M(CH_5N) = 31 \text{ г/моль}.$$

Чтобы найти истинную молекулярную формулу газа, необходимо вычислить его молярную массу.

$M = V_m \cdot \rho$, где V_m — молярный объем газа при н.у., ρ — плотность газа, т.е. масса 1 л газа при н.у.

$$\rho = m/V = 13,84/10 = 1,38 \text{ г/л.}$$

$$M = 22,4 \cdot 1,38 = 31 \text{ г/моль.}$$

Так как молярная масса 31 г соответствует только формуле CH_5N , то эта формула является истинной формулой вещества. Вещество, состав которого отвечает данной формуле, называется метиламином. Его формулу лучше переписать следующим образом: CH_3NH_2 .

Молекула метиламина содержит метильную группу CH_3 и аминогруппу NH_2 .

Ответ. Химическая формула вещества CH_5N .

Пример 5. При сжигании вещества массой 4,25 г образовались оксид углерода (IV) массой 13,2 г и вода массой 5,85 г. Плотность вещества по воздуху равна 5,862. Определите молекулярную формулу вещества.

Решение.

Определяем массу углерода, входящего в состав вещества:

$$Mr(\text{CO}_2) = 12 + 16 \cdot 2 = 44 \text{ г/моль.}$$

$$\nu(\text{CO}_2) = \frac{m}{M} = \frac{13,2}{44} = 0,3 \text{ моль}$$

$$\nu(\text{CO}_2) = \nu(\text{C}), \text{ следовательно,}$$

$$m(\text{C}) = 0,3 \cdot 12 = 3,6 \text{ г.}$$

Определяем массу водорода, входящего в состав вещества

$$Mr(\text{H}_2\text{O}) = 1 \cdot 2 + 16 = 18; M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль,}$$

$$\nu(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m}{M} = \frac{5,85}{18} = 0,325 \text{ моль,}$$

$$\begin{aligned} \nu(\text{H}) &= 2 \cdot (\text{H}_2\text{O}); \nu(\text{H}) = 2 \cdot 0,325 = 0,65 \text{ моль}, \\ m(\text{H}) &= M(\text{H}) = 0,65 \cdot 1 = 0,65 \text{ г}, \\ m(\text{C}) + m(\text{H}) &= 3,6 \text{ г} + 0,65 \text{ г} = 4,25 \text{ г}. \end{aligned}$$

Масса углерода и водорода, входящих в состав вещества, а поскольку масса всего сжигаемого вещества составляет 4,25 г, то, значит, О (кислород) в данном веществе не содержится, данное вещество углеводород.

$$\frac{x}{y} = \frac{\nu(\text{C})}{\nu(\text{H})} = \frac{0,3}{0,65} = 0,46,$$

$$\frac{x}{y} = 0,46 \quad (1).$$

$$Mr(\text{C}_x\text{H}_y) = 29 \cdot D_{\text{возд.}} = 29 \cdot 5,862 = 170,$$

$$M(\text{C}_x\text{H}_y) = 170 \text{ г/моль},$$

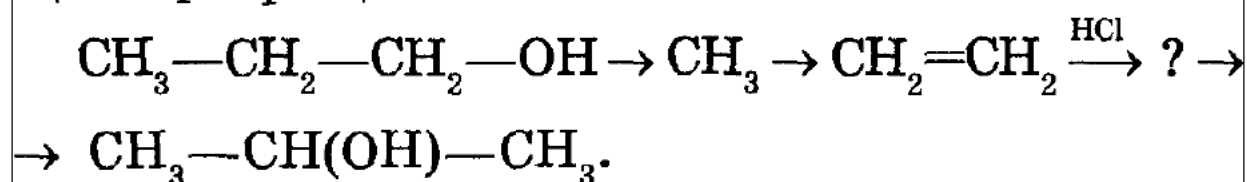
$$M(\text{C}_x\text{H}_y) = 12 \cdot x + 1 \cdot y = 170,$$

$$12x + y = 170 \quad (2).$$

После решения системы (1) и (2) : $x = 12y = 26$.

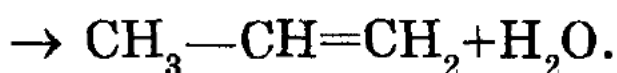
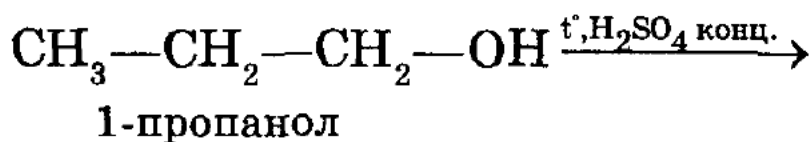
Формула искомого вещества $\text{C}_{12}\text{H}_{26}$.

Пример 6. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



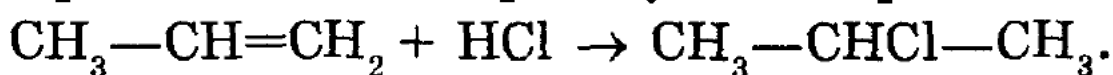
Решение.

В присутствии водоотнимающих веществ и при повышенной температуре от молекул спиртов отщепляется вода и образуются непредельные углеводороды:



пропилен

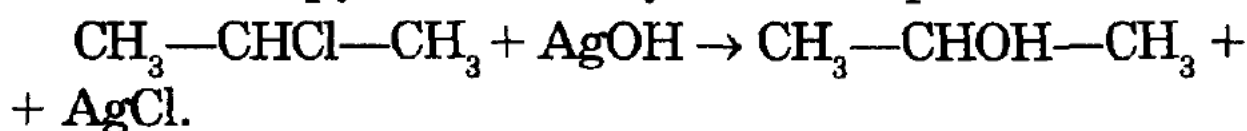
Пропилен и последующие углеводороды гомологического ряда этилена реагируют с галогеноводородами согласно правилу В.В. Марковникова:



пропилен

хлорпропилен

Если действовать на галогеноалканы щелочным раствором гидроксида серебра (1), то атомы галогена можно заместить атомами гидроксильной группы и получить спирт:

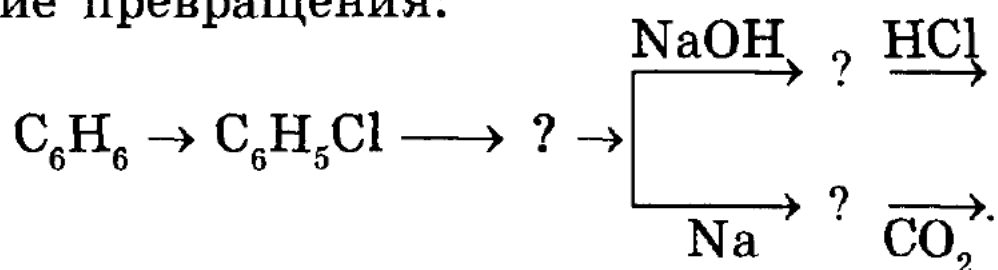


2-хлорпропан

2-пропанол

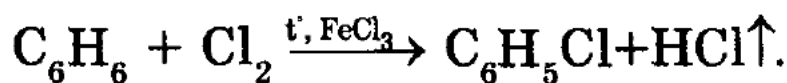
Путем последовательных превращений мы совершили переход от первичного пропилового спирта по вторичному пропиловому спирту.

Пример 7. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

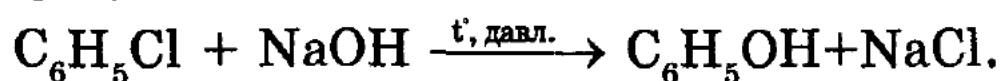


Решение.

Хлорбензол получают из бензола в присутствии катализатора (хлорид железа (III)) по реакции замещения:

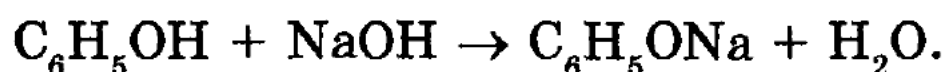


При повышенном давлении и температуре атом хлора в молекуле хлорбензола можно заместить на гидроксильную группу и получить фенол:

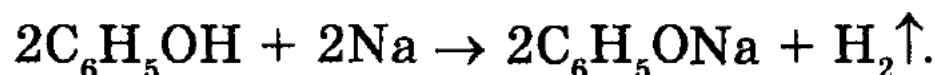


Эта реакция лежит в основе синтетического метода получения фенола.

Подобно кислотам, фенол взаимодействует со щелочами:



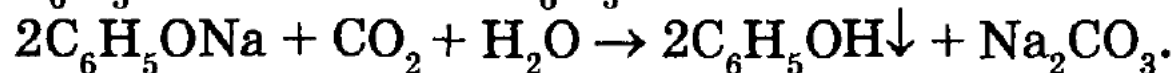
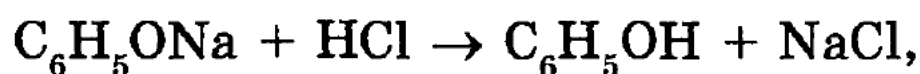
Подобно спиртам, фенол взаимодействует со щелочными металлами:



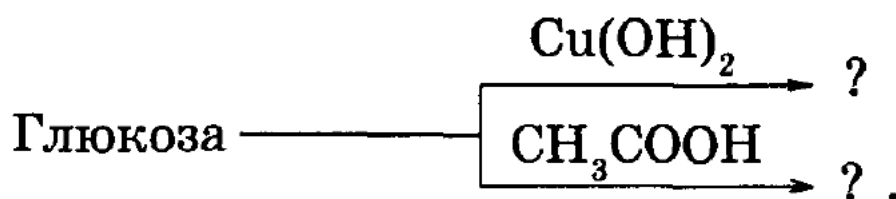
В обоих случаях образуется феноляты щелочных металлов.

Так как фенол является очень слабой кислотой, то он вытесняется из растворов фенолятов более сильными кислотами — соляной и даже угольной.

При этом образуются хлориды и карбонаты щелочных металлов:

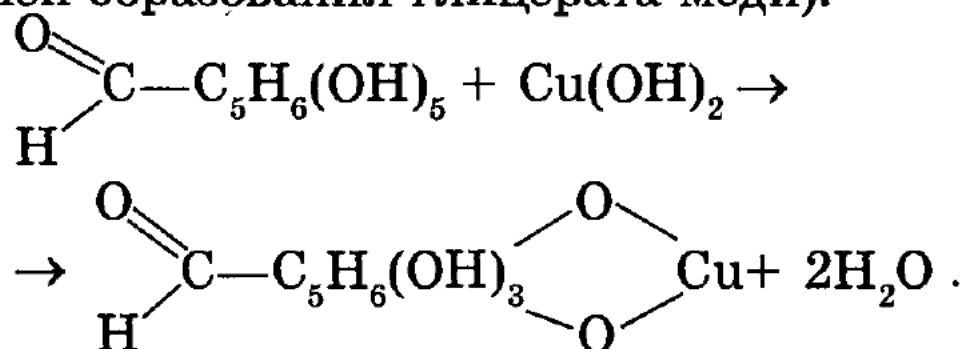


Пример 8. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

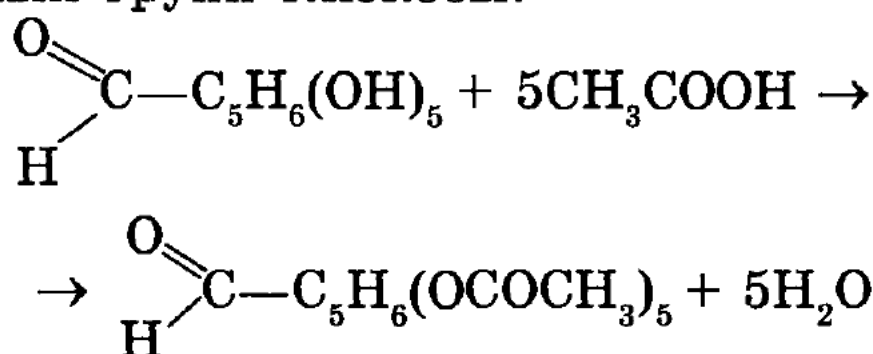


Решение.

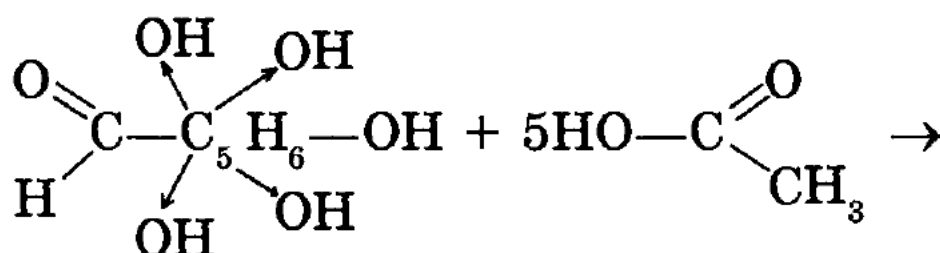
Подобно многоатомным спиртам, глюкоза в щелочной среде реагирует с гидроксидом меди (II). Образуется вещество синего цвета. Реакция идет при обычной температуре, на катионы меди обмениваются атомы водорода только двух из пяти гидроксильных групп глюкозы (сравните с реакцией образования глицерата меди):

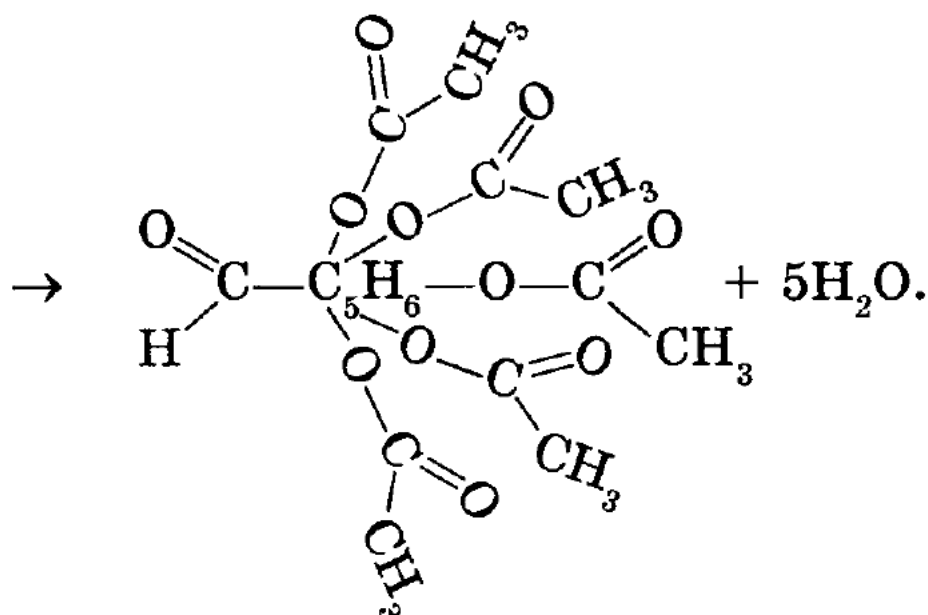


Подобно всем спиртам (и одно-, и многоатомным), глюкоза реагирует с карбоновыми кислотами с образованием сложных эфиров. В реакцию с гидроксильными группами кислоты вступают атомы водорода всех пяти гидроксильных групп глюкозы:



Группе атомов OSCOCH_3 , записанная в скобках, соответствует функциональной группировке сложных эфиров. Каждая такая группа связана с атомами углерода углеродной цепи молекулы глюкозы:

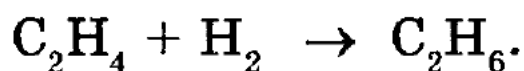




Пример 9. К 3 л смеси этана и этилена прибавили 2 л водорода. Смесь газов пропустили над нагретым платиновым катализатором. После приведения к исходным условиям объем смеси стал 3,8 л. Определите объем углеводородов в смеси в объемных долях.

Решение.

С водородом в присутствии платинового катализатора взаимодействует этилен:



1моль 1моль 1моль

Объем смеси уменьшился на:

$$3 + 2 - 3,8 = 1,2 \text{ л.}$$

Одинаковые количества всех газов при одинаковых условиях занимают постоянный объем. Обозначим через x объем этилена вступившего в реакцию; тогда объем водорода, вступившего в реакцию и объем этана, образовавшегося в результате ее, также равен x . Отсюда получаем: $x + x - x = 1,2$; или $x = 1,2$ л, т.е. в реакцию вступило по 1,2 л этилена и водорода. Следовательно, водород взят в избытке и этилена в смеси 1,2 л. Объемная доля этилена составляет:

$$\omega(\text{C}_2\text{H}_4) = \frac{1,2}{3} \cdot 100 \% = 40 \%$$

Этана в смеси было $3 - 1,2 = 1,8$ л; его объемная доля составляет:

$$\omega(\text{C}_2\text{H}_6) = \frac{1,8}{3} \cdot 100 \% = 60 \%$$

Пример 10. При пропускании избытка хлора через 100 мл бензола (пл. 0,879 г/мл) в присутствии хлорида алюминия выделился газ, который пропустили через избыток раствора пропилена в бензоле. Какое вещество при этом образовалось? Определите его массу, если выход продуктов на обоих стадиях составил 70 % от теоретически возможного.

Решение.

Масса бензола составляет

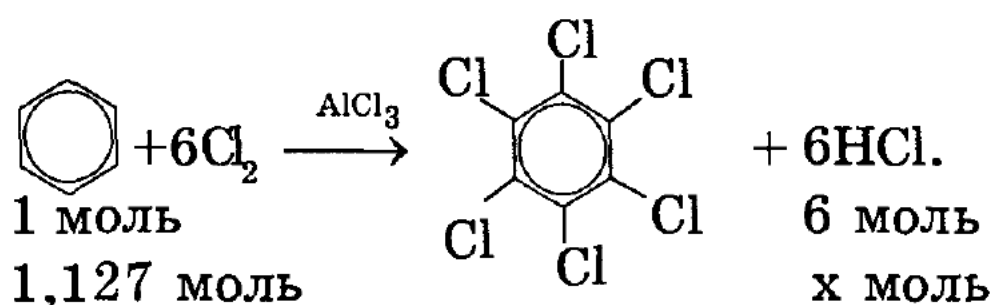
$$m = V \cdot \rho = 100 \cdot 0,879 = 87,9 \text{ г.}$$

Молярная масса бензола равна:

$M_r(\text{C}_6\text{H}_6) = 78$; $M(\text{C}_6\text{H}_6) = 78$ г/моль, следовательно, в 87,9 г заключается:

$$\nu(\text{C}_6\text{H}_6) = \frac{m}{M} = \frac{87,9}{78} = 1,127 \text{ моль.}$$

В присутствии AlCl_3 реакция с хлором протекает по уравнению:



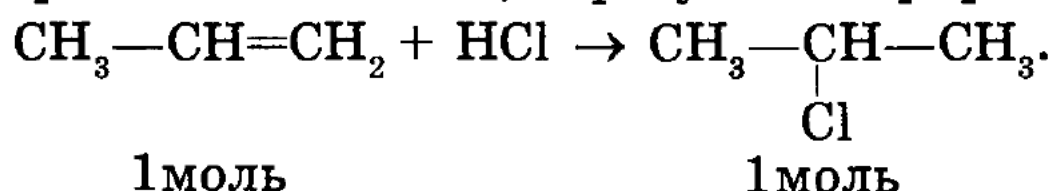
Следовательно, из 1,127 моль бензола образуется 1,127·6 моль хлороводорода:

$$x = \frac{1,127 \cdot 6}{1} = 6,76 \text{ моль HCl.}$$

Учитывая, что выход продукта равен 70 %, находим, что выделилось

$$\frac{6,76 \cdot 70}{100} = 4,73 \text{ моль HCl.}$$

Хлороводород реагирует с пропиленом, растворенным в бензоле, образуя 2-хлорпропан:



При присоединении 4,73 моль хлороводорода должно образоваться 4,73 моль 2-хлорпропана, но, учитывая выход продукта, определяем, что образовалось его:

$$\frac{4,73 \cdot 70}{100} = 3,31 \text{ моль.}$$

Молярная масса $\text{C}_3\text{H}_7\text{Cl}$ равна 78,5 г/моль, следовательно, выход продукта составил:

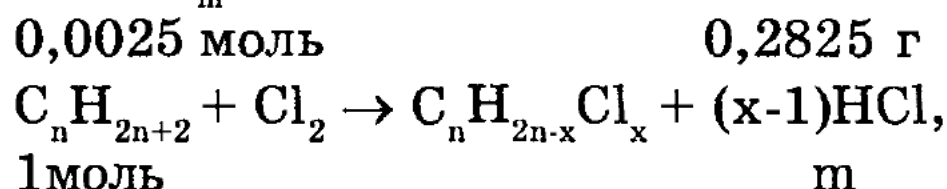
$$m(\text{C}_3\text{H}_7\text{Cl}) = M \cdot \nu = 78,5 \cdot 3,31 = 259,8 \text{ г.}$$

Пример 11. Масса хлорпроизводного углеводорода, полученного при хлорировании 56 мл (нормальные условия) газообразного предельного углеводорода, равна 0,2825 л. Сколько атомов в молекуле углеводорода замещено хлором?

Решение.

1. Проанализируем уравнение химической реакции хлорирования алкана и определим массу хлорпроизводного:

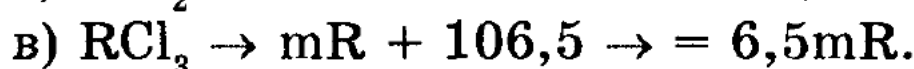
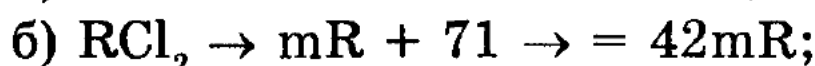
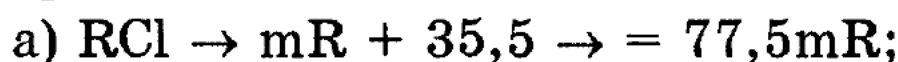
$$v = \frac{V}{V_m}; v_{\text{газа}} = \frac{0,056 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,0025 \text{ моль}$$



$$m = \frac{1 \text{ моль} \cdot 0,2825 \text{ г}}{0,0025 \text{ моль}} = 113 \text{ г.}$$

$$2. M(\text{C}_n\text{H}_{2n+2-x}\text{Cl}_x) = 113 \text{ г/моль.}$$

RCl_x ; предположим, что в состав хлорпроизводного входило следующее количество атомов хлора:



Вариант «в» отпадает.

При варианте «а» $n = 5,5$ отпадает. Следовательно, только вариант «б» подходит.

3) Определяем число атомов углерода в составе алкана:

$\text{C}_n\text{H}_{2n} = 42 \cdot n = 3$, следовательно, в результате реакции получили вещество $\text{C}_3\text{H}_6\text{Cl}$.

Ответ. 1,2-дихлорпропан.

Пример 12. Какой объем хлорметана образуется при взаимодействии 11,2 л (нормальные условия) метана и хлора, полученного при взаи-

модействии 240 г раствора соляной кислоты с массовой долей в ней хлороводорода 0,36, с оксидом марганца (IV).

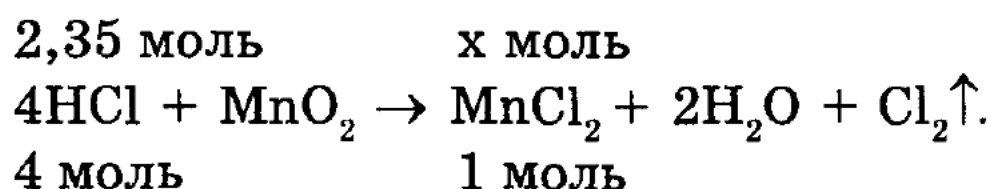
Решение.

1. Определяем массу соляной кислоты:

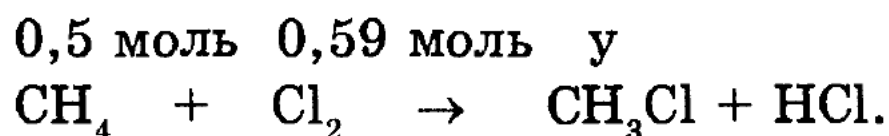
$$\omega = \frac{m_{\text{в-ва}}}{m_{\text{р-ра}}} ; m_{\text{HCl}} = 0,36 \cdot 240 \text{ г} = 86,4 \text{ г}.$$

2. Определяем количество полученного хлора:

$$\nu = \frac{m}{M} \quad \nu_{\text{HCl}} = \frac{86,4 \text{ г}}{3,65 \text{ г/моль}} = 2,36 \text{ моль}.$$



3. Проанализируем уравнение реакции образования хлорметана, определим, есть ли вещество, взятое в избытке.



Хлор взят в избытке.

Хлорметана образовалось 11,2 л.

Ответ. 11,2 л хлорметана.

Пример 13. При прямом хлорировании 48 г неизвестного алкана образовалась смесь моно-, ди- и трихлорзамещенных углеводородов. Объемные отношения продуктов реакции в газовой фазе 2 : 1 : 3. Плотность паров по воздуху для трихлорзамещенного соединения равна 4,120. Найдите количественный состав образовавшейся смеси.

Решение.

1. Определяем состав углеводорода, подвергшегося хлорированию:

$$D_{\text{возд.}} = \frac{Mr(C_n H_{2n-1} Cl_3)}{Mr(\text{возд.})};$$

$$Mr(C_n H_{2n-1} Cl_3) = 4,120 \cdot 29 = 119,5,$$

$$C_n H_{2n-1} = 119,5 - 106,5,$$

$$C_n H_{2n-1} = 13 \cdot n = 1; \Rightarrow CHCl_3 \text{ и } CH_4.$$

2. Определяем количество метана и далее, исходя из соотношения в смеси хлоропроизводных 2 : 1 : 3, определяем количество каждого вещества:

$$v(CH_4) = \frac{m(CH_4)}{M(CH_4)}; v(CH_4) = \frac{48}{16} = 3 \text{ моль.}$$

$$v(CH_3Cl) : v(CH_2Cl_2) : v(CHCl_3) = 2 : 1 : 3;$$

$$v(CH_3Cl) = 1 \text{ моль}; v(CH_2Cl_2) = 0,5 \text{ моль};$$

$$v(CHCl_3) = 1,5 \text{ моль.}$$

Ответ. Состав смеси следующий: $v(CH_3Cl) = 1$ моль; $v(CH_2Cl_2) = 0,5$ моль; $v(CHCl_3) = 1,5$ моль.

Пример 14. Напишите уравнения реакций, протекающих при действии азотной кислоты (по методу Коновалова) на алканы: бутан, изобутан. Укажите условия и преимущественное течение реакций. Назовите образующиеся нитросоединения.

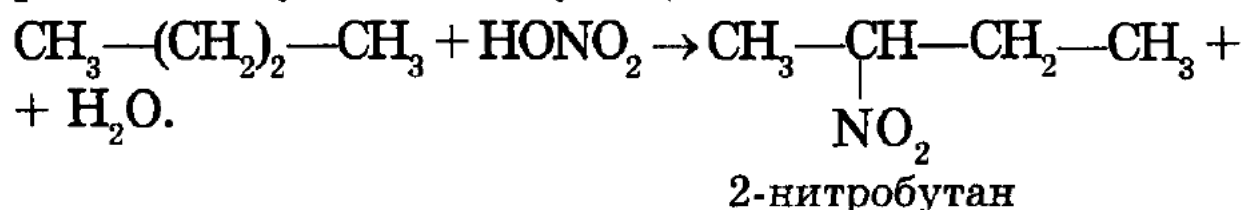
Ответ. Легче всего замещается водород у третичного углерода, медленнее — у вторичного, наиболее трудно — у первичного.

Решение.

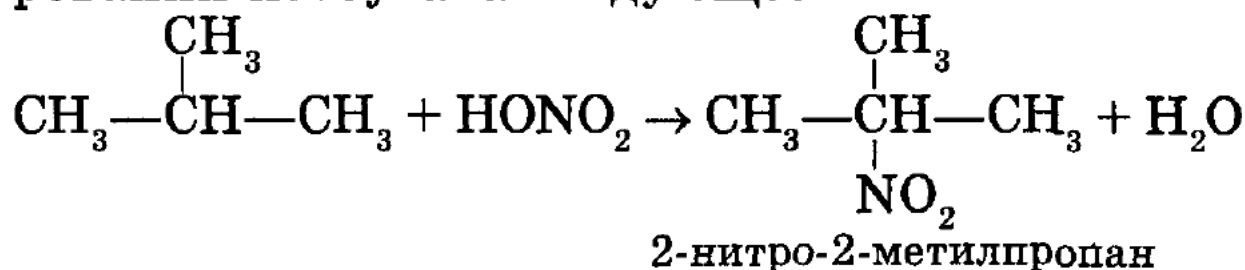
По методу Коновалова нитрирование алка-

нов проводят в жидкой фазе при нагревании с 10–25% -ной азотной кислотой, под давлением.

Преимущественное течение реакции при нитровании бутана следующее:



Преимущественное течение реакции при нитровании изобутана следующее:



Такое направление процессов объясняется тем, что легче всего замещается водород у третичного углерода, медленнее — у вторичного, наиболее трудно — у первичного.

Ответ. Из бутана образуется 2-нитро-бутан, а из изобутана-2-нитро-2-метилпропан.

Легче всего замещается водород у третичного углерода, медленнее — у вторичного, наиболее трудно — у первичного.

Пример 15. При сгорании смеси этана и бутана массой 11,8 г образовался оксид углерода (IV) массой 35,2 г. Определите массовые доли веществ в исходной смеси.

Решение.

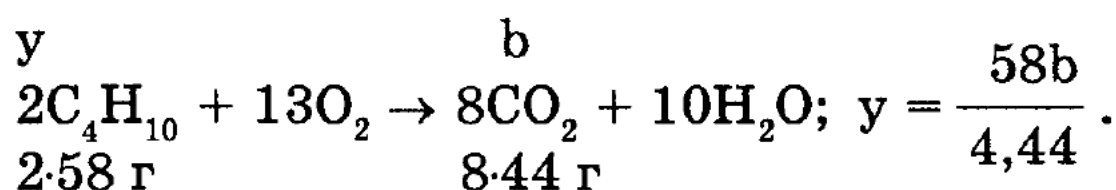
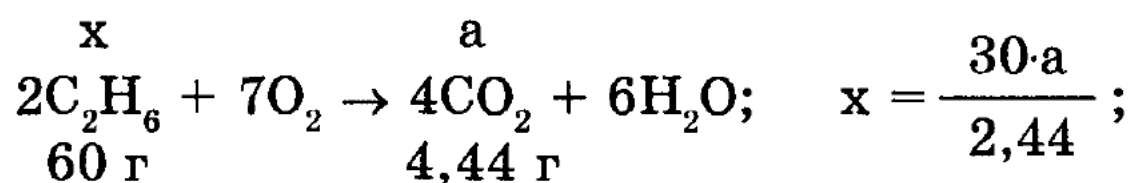
1. Предположим, что в исходной смеси газов было x г этана и y г бутана; при сгорании этана образовалось «а» г оксида углерода (IV), а при сгорании бутана соответственно «b» г.

2. Составляем уравнения реакций горения и проводим следующие вычисления:

$$M(C_2H_6) — 30 \text{ г/моль}; M(CO_2) — 44 \text{ г/моль};$$

$$M(C_4H_{10}) — 58 \text{ г/моль}.$$

$$v = \frac{m}{M};$$



3. Составляем систему уравнений:

$$\text{х} + \text{у} = 11,8 \quad \text{б} = 17,6$$

$$\text{а} + \text{б} = 35,2 \quad \text{а} = 17,6$$

$$m(C_2H_6) — 6 \text{ г}; m(C_4H_{10}) — 58 \text{ г}.$$

$$4. \quad \omega(C_2H_6) = \frac{mC_2H_6}{m(\text{смеси})} \cdot 100 \% = \frac{6 \text{ г}}{11,8 \text{ г}} \cdot 100 \%$$

$$\omega(C_2H_6) = 50,85 \%; \omega(C_4H_{10}) = 49,16 \%$$

Ответ. Массовая доля этана 50,84 %, а бутана 49,16 %.

Пример 17. При сгорании смеси метана и пропана объемом 16,8 м получен оксид углерода (IV) объемом 39,2 л (объемы газов приведены к нормальным условиям).

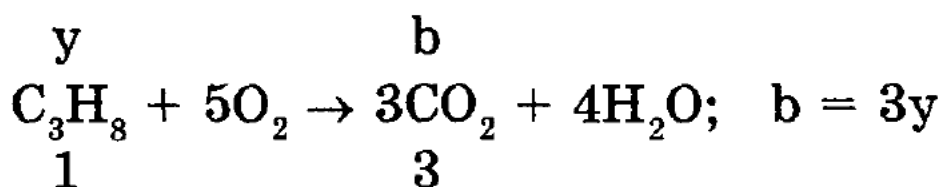
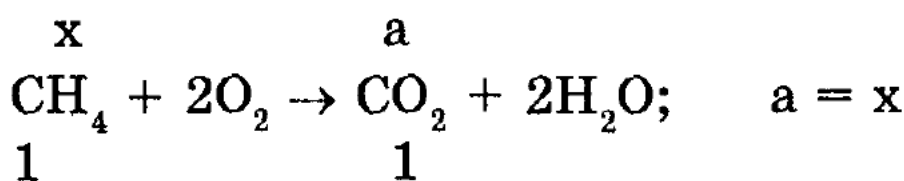
Рассчитайте объемную долю метана в смеси.

Решение.

1. Предположим, что в исходной смеси метана было x моль, а пропана y моль, т.к. $V_m = 22,4$ л/моль, то, следовательно:

$$2 \cdot 22,4 \cdot x + y \cdot 22,4 = 16,8.$$

2. Определим количество углекислого газа, выделившегося соответственно в каждом случае:



$$\Rightarrow x \cdot 22,4 + 3 \cdot y \cdot 22,4 = 39,2.$$

$$3. \Rightarrow \begin{cases} 22,4 \cdot x + 22,4 \cdot y = 16,8, \\ 22,4 \cdot x + 22,4 \cdot 3 \cdot y = 39,2. \end{cases}$$

$$x = \frac{16,8 - 22,4}{22,4},$$

подставляя значение x во второе уравнение:

$$\frac{22,4(16,8 - 22,4)}{22,4} + 22,4 \cdot y \cdot 3 = 39,2,$$

$$16,8 - 22,4 \cdot y + 67,2 \cdot y = 39,2,$$

$$44,8 \cdot y = 22,4,$$

$$y = 0,5,$$

$$V(\text{C}_3\text{H}_8) = 11,2 \text{ л.}$$

$$V(\text{CH}_4) = 16,8 - 11,2 = 5,6 \text{ л};$$

$$\nu(\text{CH}_4) = \frac{V(\text{CH}_4)}{V_{\text{смеси}}}; \nu(\text{CH}_4) = \frac{5,6 \text{ л}}{16,8 \text{ л}} = 0,33 \text{ моль.}$$

Ответ. Объемная доля метана в смеси равна 33 %.

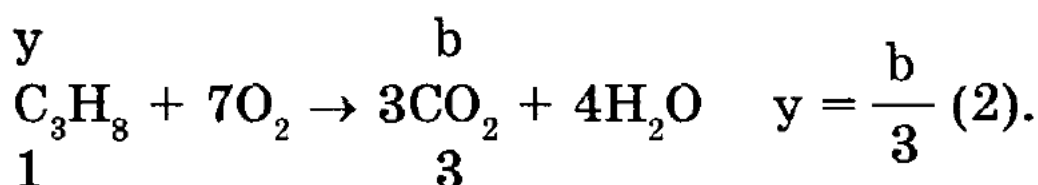
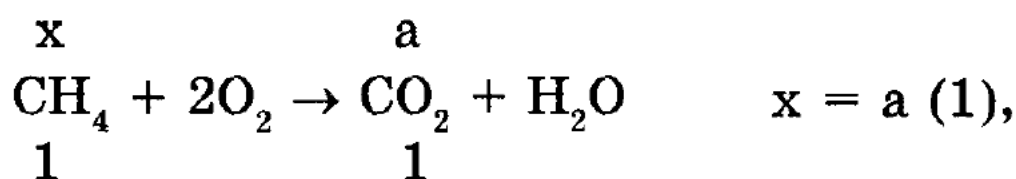
Пример 18. При сгорании 0,3 моль смеси метана и пропана образовалось 0,5 моль оксида уг-

лерода (IV). Определите состав исходной смеси в процентах по объему.

Решение.

1. Предположим, что в исходной смеси газов было x моль метана и y моль пропана $\nu_1(\text{CH}_4) — x$ моль; $\nu_2(\text{C}_3\text{H}_8) — y$ моль при сгорании образовалось a моль углекислого газа и b моль при сгорании пропана $\nu_3(\text{CO}_2) — a$ моль; $\nu_4(\text{CO}_2) — b$ моль.

2. Составляем уравнения соответствующих реакций, проводим следующие вычисления:



3. В соответствии с условиями задачи

$$\begin{aligned} \nu_1 + \nu_2 &= 0,3 \text{ моль и } \nu_3 + \nu_4 = 0,5 \text{ моль} \Rightarrow \\ \Rightarrow x + y &= 0,3 \text{ и } a + b = 0,5. \end{aligned}$$

4. Составляем систему уравнений из двух математических уравнений и проводим соответствующие вычисления:

$$\begin{aligned} &\begin{cases} x + y = 0,3, \\ a + b = 0,5. \end{cases} \\ &a = 0,5 - b, \\ &a + b/3 = 0,3, \\ &0,5 - b + b/3 = 0,3, \\ &1,5 - 3b + b = 0,9, \\ &- 2b = - 0,6, \\ &b = 0,3. \end{aligned}$$

5. Определяем количество метана и пропана в смеси:

$$y = \frac{b}{3} \Rightarrow y = \frac{0,3}{3} = 0,1; \nu(\text{C}_3\text{H}_8) = 0,1 \text{ моль};$$

$$x + y = 0,3; x = 0,2; \nu(\text{CH}_4) = 0,2 \text{ моль}.$$

6. Определяем объемные доли компонентов исходной смеси углеводородов. Для газов объемные доли равны мольным долям

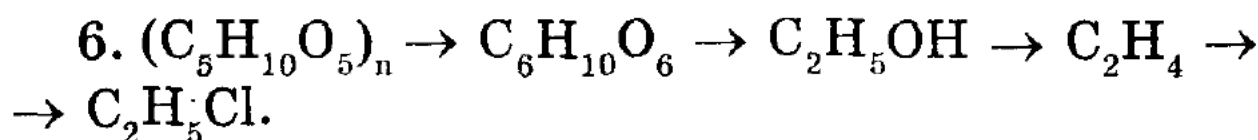
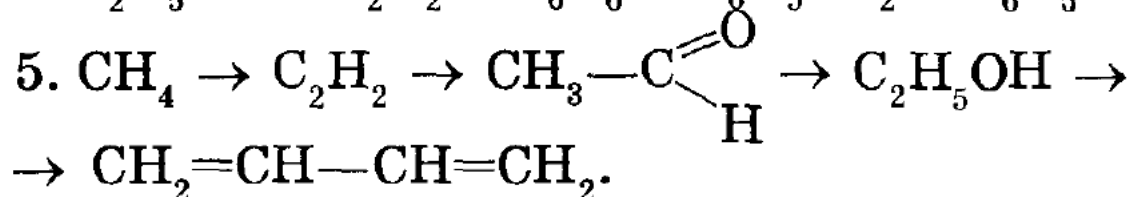
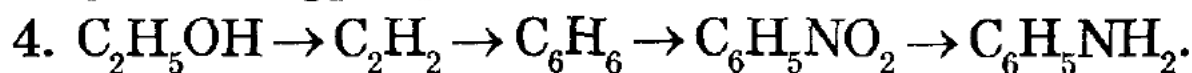
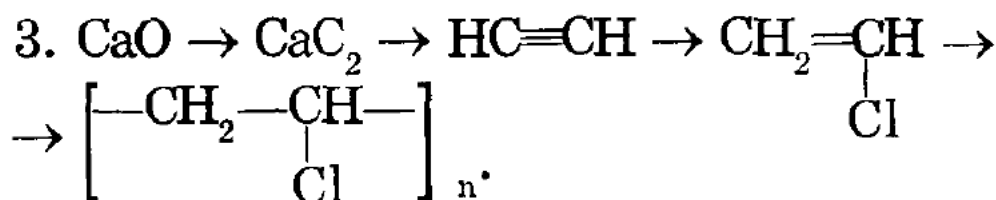
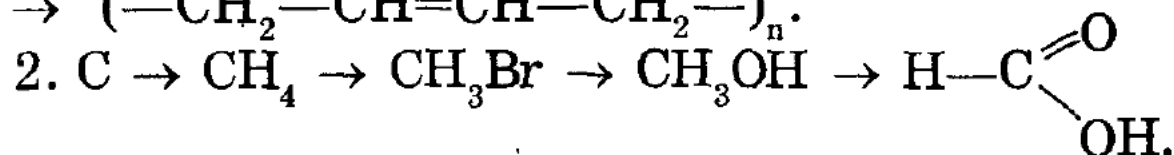
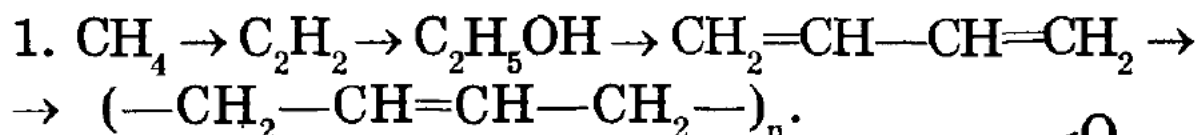
$$\varphi_{\text{газа}} = \frac{\nu(\text{газа})}{\varphi_{\text{смеси}}}; \nu(\text{CH}_4) = \frac{0,2 \text{ моль}}{0,3 \text{ моль}} = 0,66;$$

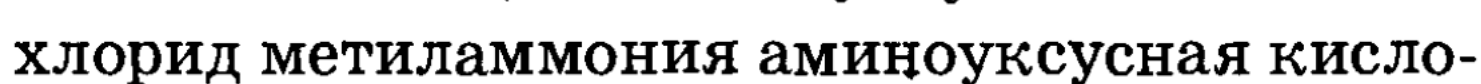
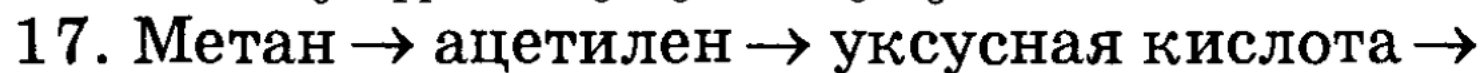
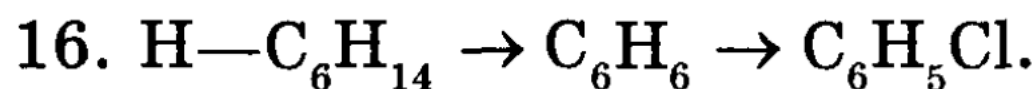
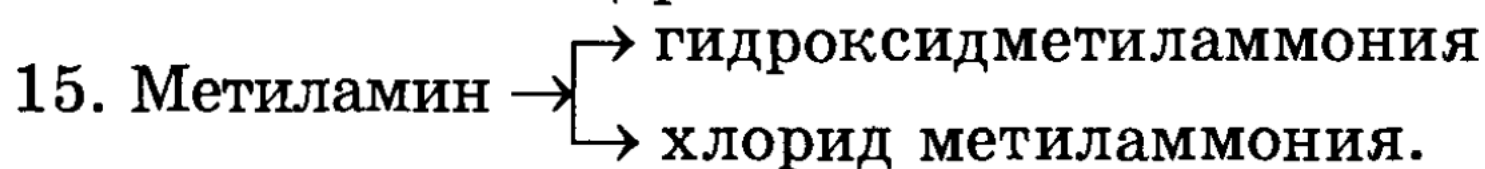
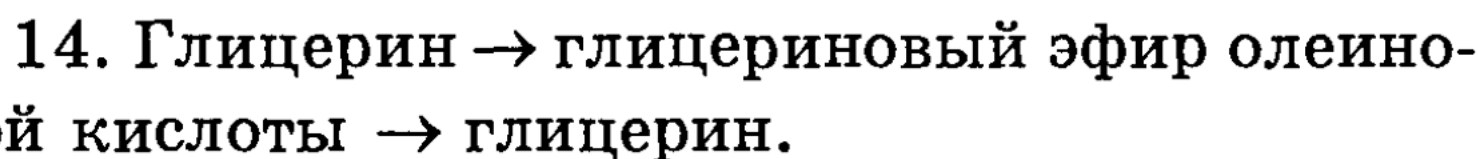
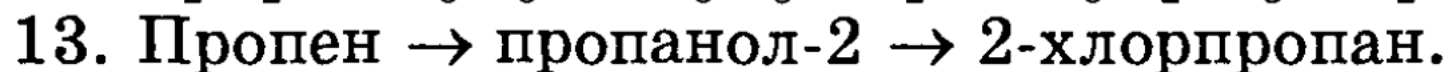
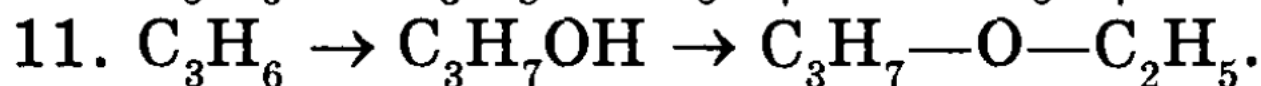
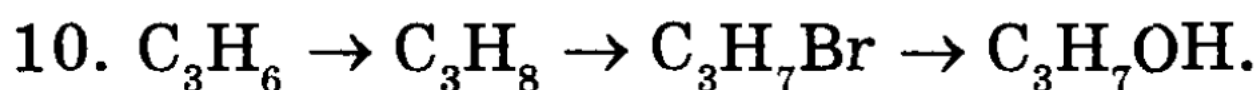
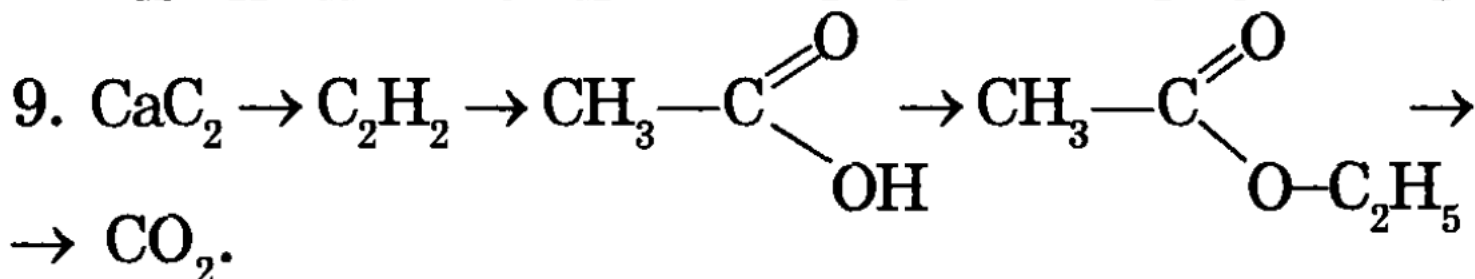
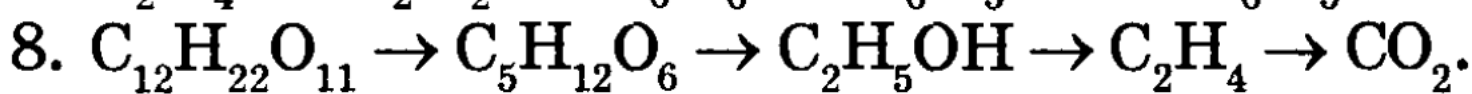
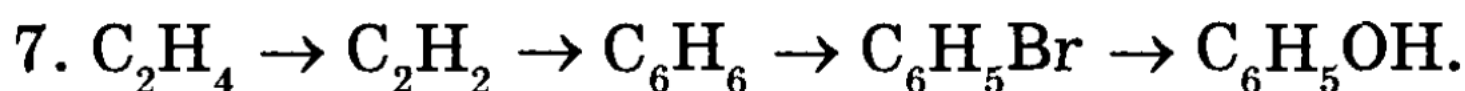
$$\nu(\text{C}_3\text{H}_8) = \frac{0,1 \text{ моль}}{0,3 \text{ моль}} = 0,34.$$

Ответ. 66 % метана и 34 % пропана.

Цепочки химических превращений

Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:





ПРИЛОЖЕНИЕ

Постоянная Авогадро

$$N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}.$$

Постоянная Фарадея

$$1F = 6,02 \cdot 10^{23} \cdot e = 96484 \text{ Кл.}$$

Постоянная Планка

$$h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ Дж} \cdot \text{с.}$$

Универсальная газовая постоянная

$$R = 0,082 \text{ л} \cdot \text{атм} \cdot \text{К}^{-1} \cdot \text{моль}^{-1} = 8,314 \text{ Дж} \cdot \text{К} \cdot \text{моль}^{-1}.$$

СООТНОШЕНИЯ МЕЖДУ ЕДИНИЦАМИ ЭНЕРГИИ

Единицы	эрг	Дж	кал	Вт ч	эВ
эрг	1	10^{-7}	$2,39 \cdot 10^{-8}$	$2,78 \cdot 10^{-11}$	$6,24 \cdot 10^{11}$
Дж	10^7	1	0,239	$2,78 \cdot 10^{-4}$	$6,25 \cdot 10^{18}$
кал	$4,184 \cdot 10^7$	4,184	1	$1,16 \cdot 10^3$	$2,61 \cdot 10^{19}$
Вт ч	$3,6 \cdot 10^{10}$	$3,6 \cdot 10^3$	861	1	$2,24 \cdot 10^{22}$
эВ	$1,6 \cdot 10^{-12}$	$1,6 \cdot 10^{-19}$	$3,83 \cdot 10^{-20}$	$4,45 \cdot 10^{-23}$	1

КАЧЕСТВЕННЫЕ РЕАКЦИИ НА РАСПОЗНАВАНИЕ АНИОНОВ И КАТИОНОВ

Ион	Реактив	Условия проведения	Ионное уравнение	Наблюдаемый признак	Примечание
OH^{1-}		Приливание раствора индикатора к раствору щелочи		Определенная окраска раствора	
	Индикаторы: лакмус метилоранж фенолфталеин			синий желтый малиновый	
Cl^{1-}	AgNO_3	Приливание AgNO_3 по каплям к раствору соли	$\text{Ag}^{1+} + \text{Cl}^{1-} = \text{AgCl} \downarrow$	Белый творожистый осадок	Нерастворим в HNO_3 конц.
Cl^{1-}	H_2SO_4	К сухой соли прилить концентрированную серную кислоту		«Белый дым» хлороводорода с резким запахом	
	Влажная метилоранжевая бумажка			Розовая	

Br^{1-}	AgNO_3		$\text{Ag}^{1+} + \text{Br}^{1-} = \text{AgBr} \downarrow$	Желтоватый творожистый осадок	Нерастворим в HNO_3 конц.
	Cl_2	Приливание хлорной воды к раствору соли брома	$\text{Cl}_2^0 + 2\text{Br} = 2\text{Cl}^{1-} + \text{Br}_2^0$	Бурая окраска раствора свободного брома	
I^{1-}	AgNO_3 Cl_2 Крахмальный клейстер	Приливание по каплям хлорной воды	$\text{Ag}^{1+} + \text{I}^{1-} = \text{AgI} \downarrow$ $\text{Cl}_2^0 + 2\text{I}^{1-} = 2\text{Cl}^{1-} + \text{I}_2^0$	Жёлтый творожистый осадок Темно-бурое окрашивание	
		Добавление крахмального клейстера		Темно-синес окрашивание	
S^{2-}	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$	Приливание солей (растворов) свинца и кадмия	$\text{Pb}^{2+} + \text{S}^{2-} = \text{PbS} \downarrow$ $\text{Cd}^{2+} + \text{S}^{2-} = \text{CdS} \downarrow$	Черный осадок Желтый осадок	
	HCl	К сухой соли прилить кислоту	$\text{FeS} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{S} \uparrow$	Газ с запахом «тухлых яиц»	

SO_3^-	Сильная кислота	К раствору и сухой соли приливать кислоту	$2\text{H}^+ + \text{SO}_3^{2-} = \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2\uparrow$	Выделяется оксид серы (IV) с резким запахом	Влажная метилоранжевая бумажка краснеет
SO_4^{2-}	BaCl_2	К раствору сульфата прилить раствор соли бария	$\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4\downarrow$	Белый осадок	Нерастворим в HNO_3 конц.
NO_3^{1-}	Cu H_2SO_4	К сухой соли прилить концентрированной серной кислоты, медную стружку сильно нагреть	$\text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{KHSO}_4 + \text{HNO}_3\uparrow + \text{Cu} + 4\text{HNO}_3 = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$	Выделяется бурый газ оксид азота (IV)	
	Раскаленный уголь	Сыпать сухую соль на раскаленный уголь		Дает вспышки	
PO_4^{3-}	AgNO_3	Щелочная среда	$3\text{Ag}^{1+} + \text{PO}_4^{3-} = \text{Ag}_3\text{PO}_4\downarrow$	Желтый осадок	Растворим в HNO_3 конц.

$\text{H}_2\text{PO}_4^{1-}$			$3\text{Ag}^{1+} + \text{H}_2\text{PO}_4^{1-} =$ $= \text{Ag}_3\text{PO}_4\downarrow + 2\text{H}^{1+}$		
CO_3^{2-}	Сильные кислоты		$\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$	Выделяется оксид углерода (IV)	
SiO_3^{2-}	Сильная кислота (1 : 2)		$\text{SiO}_3^{2-} + 2\text{H}^{1+} = \text{H}_2\text{SiO}_3\downarrow$	Выпадает белый студенистый осадок	
H^{1+}				Определенная окраска индикатора	
	Индикаторы:			Красный	
	метилоранже- вый			Розовый	
	фенолфталеин			Бесцветный	
Na^{1+}	Окраска пламени	Сухая соль		Желтая	
K^{1+}	Окраска пламени	Сухая соль		Фиолетовая	
NH_4^{1+}	Фенолфталеи- новая бумажка	Нагревание сухой соли с раствором	$\text{NH}_4^{1+} + \text{OH}^{1-} = \text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O}$	Малиновая	

Mg^{2+}	NaOH		$Mg^{2+} + 2OH^{-} = Mg(OH)_2$	Белый студенистый осадок	
Ba^{2+}	H_2SO_4		$Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4 \downarrow$	Белый осадок	Нерастворим в HNO_3 конц.
Al^{3+}	NaOH	Недостаток	$Al^{3+} + 3OH^{-} = Al(OH)_3$	Белый осадок	
	NaOH	Избыток	$Al(OH)_3 + OH^{-} = AlO_2^{-} + 2H_2O$	Осадок растворился	
Zn^{2+}	NaOH	Недостаток	$Zn^{2+} + 2OH^{-} = Zn(OH)_2$	Белый осадок	
	NaOH	Избыток	$Zn(OH)_2 + 2OH^{-} = ZnO_2^{2-} + 2H_2O$	Осадок растворился	
Fe^{2+}	$K_3[Fe(CN)_6]$		$Fe^{2+} + [Fe(CN)_6]^{3-} = Fe_3[Fe(CN)_6]_2 \downarrow$ Турнбуллева синь	Темно-синий осадок	
Fe^{3+}	$K_4[Fe(CN)_6]$		$Fe^{3+} + [Fe(CN)_6]^{4-} = Fe_4[Fe(CN)_6]_3 \downarrow$ Берлинская лазурь	Темно-синий осадок	

Fe^{3+}	NH_4CNS		$\text{Fe}^{3+} + 3\text{CNS}^{1-} = \text{Fe}(\text{CNS})_3$	Кроваво-красное окрашивание	
Cu^{2+}	Fe (гвозди)		$\text{Fe}^0 + \text{Cu}^{2+} = \text{Fe}^{2+} + \text{Cu}^0$	Красный налет меди	
	Избыток NH_4OH	Избыток	$\text{Cu}(\text{OH})_2 + 4\text{NH}_4\text{OH} = [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2 + 4\text{H}_2\text{O}$	Ярко-синий раствор аммиака меди	

[illegible]

МОЛЕКУЛЯРНЫЕ МАССЫ НЕКОТОРЫХ ОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

Углеводороды		Кислородосодержащие производные		Соединения со смешанными функциями	
Ацетилен	26	Глицерин	92	Амино-уксусная кислота	75
Бутадиен	54	Глюкоза	180	Карбид кальция	64
Изопрен	68	Крахмал (элементарное звено)	162	Стеарат натрия (мыло)	294
Циклогексан	84	Молочная кислота	90	Три-нитро-анилин	228
Галогенопроизводные		Сахароза	342	Три-нитро-толуол	227
Дихлорэтан	99	Этилацетат	88	Три-нитро-целлюлоза	297
Монохлор-уксусная кислота	94,5	Жиры		Этил-амин	45
Гексахлоран	291	Триолеин	884		
Трибром-анилин	330	Трипальмитин	806		
Трибром-фенол	331	Тристеарин	890		

СОДЕРЖАНИЕ

ПРЕДИСЛОВИЕ	3
ГЛАВА I. ПРЕДМЕТ ХИМИИ. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ	5
ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ ХИМИИ	5
ОСНОВНЫЕ ЗАКОНЫ ХИМИИ	8
ГЛАВА II. ВАЖНЕЙШИЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ ..	55
ОКСИДЫ	56
КИСЛОТЫ	57
СОЛИ	59
ОСНОВАНИЯ	60
ГЛАВА III. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА. СТРОЕНИЕ АТОМА. ЭЛЕКТРОННЫЕ КОНФИГУРАЦИИ АТОМОВ. АТОМНОЕ ЯДРО	83
ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА	83
СТРОЕНИЕ АТОМА. ЭЛЕКТРОННЫЕ КОНФИГУРАЦИИ АТОМОВ. АТОМНОЕ ЯДРО	84
ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ. ВАЛЕНТНОСТЬ ЭЛЕКТРОНОВ. ВИДЫ ХИМИЧЕСКОЙ СВЯЗИ	107
ГЛАВА IV. СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ И ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ	124
СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ	124
ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ	131

ГЛАВА V. РАСТВОРЫ.

ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ

ДИССОЦИАЦИЯ 150

РАСТВОРИМОСТЬ ВЕЩЕСТВ В ВОДЕ 150

ДИССОЦИАЦИЯ СОЛЕЙ, КИСЛОТ И ОСНОВАНИЙ

В ВОДЕ. ИОННЫЕ УРАВНЕНИЯ. УСЛОВИЯ

ПРОТЕКАНИЯ РЕАКЦИЙ ОБМЕНА ДО КОНЦА 186

ГЛАВА VI. НЕМЕТАЛЛЫ 204

ВОДОРОД 204

ГАЛОГЕНЫ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ 205

КИСЛОРОД 209

СЕРА И ЕЕ СОЕДИНЕНИЯ 210

АЗОТ И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ 215

ФОСФОР И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ 221

ГЛАВА VII. МЕТАЛЛЫ 246

ЩЕЛОЧНЫЕ МЕТАЛЛЫ 255

ЩЕЛОЧНОЗЕМЕЛЬНЫЕ МЕТАЛЛЫ 256

АЛЮМИНИЙ И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ 257

ХРОМ И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ 260

МАРГАНЕЦ И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ 261

ЖЕЛЕЗО И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ 262

СЕРНАЯ КИСЛОТА 288

АЗОТНАЯ КИСЛОТА 289

ГЕНЕТИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ МЕЖДУ ВЕЩЕСТВАМИ . 295

НАТРИЙ 295

КАЛЬЦИЙ 297

АЛЮМИНИЙ 299

ГЛАВА VIII. ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ 315

ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ ОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ 315

ПРЕДЕЛЬНЫЕ УГЛЕВОДОРОДЫ (АЛКАНЫ) 320

АЛКЕНЫ. ДИЕНОВЫЕ УГЛЕВОДОРОДЫ 322

АЦЕТИЛЕНОВЫЕ УГЛЕВОДОРОДЫ (АЛКИНЫ) 327

АРОМАТИЧЕСКИЕ УГЛЕВОДОРОДЫ 330

СПИРТЫ И ФЕНОЛЫ 335

АЛЬДЕГИДЫ И КЕТОНЫ 340

КАРБОНОВЫЕ КИСЛОТЫ. СЛОЖНЫЕ ЭФИРЫ.	
ЖИРЫ	343
УГЛЕВОДЫ	348
АМИНЫ. АМИНОКИСЛОТЫ	353
АЗОТСОДЕРЖАЩИЕ ГЕТЕРОЦИКЛИЧЕСКИЕ СОЕДИНЕНИЯ	358
ГЕНЕТИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ ОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ	364
ПРИЛОЖЕНИЕ	435
СООТНОШЕНИЯ МЕЖДУ ЕДИНИЦАМИ ЭНЕРГИИ	435
КАЧЕСТВЕННЫЕ РЕАКЦИИ НА РАСПОЗНАВАНИЕ АНИОНОВ И КАТИОНОВ	436
РАСТВОРИМОСТЬ НЕКОТОРЫХ СОЛЕЙ И ОСНОВАНИЙ В ВОДЕ	442
МОЛЕКУЛЯРНЫЕ МАССЫ НЕКОТОРЫХ ОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ	443

Учебное пособие

ХИМИЯ

РЕШЕНИЕ ЗАДАЧ