

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ АГЕНТСТВО ПО ОБРАЗОВАНИЮ

Государственное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
«Оренбургский государственный университет»

Колледж электроники и бизнеса

Кафедра дисциплин социально – гуманитарного цикла

А.А.САМОСЕНКО

ХИМИЯ

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ К ПРАКТИЧЕСКИМ РАБОТАМ
ПО НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

Рекомендовано к изданию редакционно-издательским советом
государственного образовательного учреждения
профессионального высшего образования
«Оренбургский государственный университет»

Оренбург 2009

УДК 547 (075.3)

ББК 44 Я 73

С 17

Рецензент

заведующая кафедрой дисциплин социально-гуманитарного цикла

А. Г. Коротина

С 17

Самосенко А.А.

Химия: Методические указания к практическим работам по неорганической химии /А.А. Самосенко -Оренбург: ГОУ ОГУ, 2009. - 84 с.

Методические указания предназначены для проведения практических занятий студентов колледжа электроники и бизнеса ОГУ всех факультетов в помощь при изучении курса разделов по неорганической химии. Методические указания систематизируют материал, помогают в самоподготовке и ликвидации пробелов в знаниях при подготовке к теоретическим занятиям.

ББК 44 Я 73

© Самосенко А.А., 2009

© КЭиБ ГОУ ОГУ, 2009

Содержание

Введение.....	5
1 Практическая работа 1 «Расчёты по химическим формулам и уравнениям»	6
1.1 Повторение теоретического материала.....	6
1.2 Расчёты по химическим формулам.....	9
1.2.1 Вычисление массовой доли элемента в химическом соединении.....	9
1.2.2 Вычисление состава химического соединения в массовых долях по его химической формуле.....	10
1.2.3 Вывод эмпирической формулы вещества по известному составу вещества (в массовых долях).....	10
1.3 Расчёты по уравнениям химических реакций.....	11
1.3.1 Вычисление массы вещества (исходного или полученного) по уравнению реакции, если известна масса другого вещества (полученного или исходного).....	11
1.3.2 Вычисление массы вещества по уравнению реакции, если известна масса другого вещества, содержащую определённую массу примесей.....	12
1.3.3 Вычисление массы продукта реакции, если известна массовая доля выхода продукта реакции по сравнению с теоретически возможным (и обратная задача).....	14
1.3.4 Вычисление массы продукта реакции, если одно из исходных веществ взято в избытке.....	16
1.4 Практическая часть.....	18
1.5 Вопросы для защиты практической работы.....	18
2 Практическая работа 2 «Составление электронных формул атомов элементов и их графических схем».....	19
2.1 Повторение теоретических сведений.....	19
2.2 Практическая часть.....	24
2.3 Вопросы для защиты практической работы.....	24
3 Практическая работа 3 «Составление уравнений реакций в молекулярном и ионных видах. Составление формул кислых и основных солей».....	25
3.1 Повторение теоретических сведений.....	25
3.2 Практическая часть.....	29
3.3 Вопросы для защиты практической работы.....	29
4 Практическая работа 4 «Составление схем гидролиза».....	30
4.1 Повторение теоретических сведений.....	30
4.2 Практическая часть.....	33
4.3 Вопросы для защиты практической работы.....	34
5 Практическая работа 5 «Составление окислительно-восстановительных реакций».....	34
5.1 Повторение теоретических сведений.....	34
5.1.1 Окислители.....	35
5.1.2 Восстановители.....	35
5.2 Степень окисления. Окислитель и восстановитель.....	36
5.3 Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций.....	38

5.3	Практическая часть.....	40
5.4	Вопросы для защиты практической работы.....	
6	Практическая работа 6 «Типы химических реакций. Решение экспериментальных задач».....	40
		41
6.1	Повторение теоретических сведений.....	41
6.1.1	Реакции, идущие без изменения состава вещества.....	41
6.1.2	Реакции, идущие с изменением состава вещества.....	42
6.2	Практическая часть.....	44
6.3	Вопросы для защиты практической работы.....	44
7	Практическая работа 7 «Решение экспериментальных задач».....	45
7.1	Практическая часть.....	45
7.2	Вопросы для защиты практической работы.....	
8	Практическая работа 8 «Генетическая связь между классами неорганических соединений. Составление уравнений реакции к цепочке схем предложенных превращений».....	46
		46
8.1	Повторение теоретических сведений.....	46
8.2	Практическая часть.....	51
8.3	Вопросы для защиты практической работы.....	
9	Практическая работа 9 «Решение расчётных задач по неорганической химии».....	51
		51
9.1	Повторение и закрепление способов решения задач.....	52
9.2	Индивидуальные задания.....	77
	Список используемых источников.....	84

Введение

Предлагаемое учебное пособие составлено на основе действующей программы по химии для студентов средних профессиональных учебных заведений на базе основного общего образования.

Методическое пособие предназначено для студентов дневной очной формы обучения, колледжа электроники и бизнеса, для проведения практических работ по предмету: «Неорганическая химия»,

Практические работы проводятся с целью закрепления, обобщения и углубления знаний по неорганической химии.

1 Практическая работа «Расчёты по химическим формулам и уравнениям»

Цель работы: познакомиться с основными понятиями и законами химии, закрепить умения и навыки по расчётам химических уравнений и вывод формул

Ход работы:

- 1) записать тему и цель работы;
- 2) повторить теоретический материал;
- 3) выполнить задания и сделать выводы по работе.

1.1 Повторение теоретического материала

Предложения о том, что все тела состоят из мельчайших частиц-атомов, было высказано 2,5 тысяч лет назад древнегреческим учёным Демокритом. Однако основы атомно-молекулярного учения впервые были изложены М.В.Ломоносовым в работе «Элементы математической химии», в которой он сформулировал важнейшие положения созданной им корпускулярной теории строения вещества. В дальнейшем эти положения были развиты в работах Д. Дальтона и А. Авогадро.

В 1860 году на первом Международном съезде химиков были приняты определённые понятия атома и молекулы, а также окончательно основные положения атомно-молекулярного учения. Не все утверждения этого учения остались верными и неизменными. В н.в. известно, что атом химически неделим, что многие вещества имеют не молекулярную, а ионную структуру, некоторые вещества имеют атомное строение.

На атомно-молекулярном учении основаны все наши представления о строении материи, а также о свойствах веществ и природе, физических и химических явлениях. Раскроем основные понятия в химии.

Атом- электронейтральная микросистема, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов.

Химический элемент представляет собой совокупность атомов с одинаковым зарядом атома.

Молекула- наименьшая частица вещества, определяющая его свойства и способная к самостоятельному существованию

Масса атома ($m_a(x)$) выражается в кг, гр.

$$M_a(\text{H}) = 1,67 \times 10^{-27} \text{ кг} \quad (1)$$

$$M_a(\text{O}) = 2,67 \times 10^{-26} \text{ кг} \quad (2)$$

Пользоваться такими числами при расчёте неудобно. Поэтому применяют не абсолютные значения масс атомов, а относительные. За единицу атомной массы принята атомная единица массы.

Атомная единица массы (а.е.м.) -1/12 массы атома изотопа углерода ^{12}C .

$$1 \text{ а.е.м.} = \frac{1}{12m(\text{C})} = \frac{2.0 \times 10^{-23}}{12} = 1,667 \cdot 10^{-24} \text{ г.}$$

Относительная атомная масса (A_r) величина, равная отношению средней массы атома естественного изотонического состава ($m_a(x)$) к атомной единице массы (а.е.м)

$$A_r(x) = \frac{m(x)}{\text{а.е.м}} \quad (3)$$

$$A_r(\text{O}) = \frac{2,67 \times 10^{-23}}{1,667 \times 10^{-24}} = 16$$

Относительная молекулярная масса

$M_r(x)$ -величина, равная отношению средней массы молекулы естественного изотонического состава вещества к а.е.м.

$$M_r(x) = \frac{m(x)}{\text{а.е.м.}} \quad (4)$$

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = \frac{3.00 \times 10^{-26} \text{ кг}}{1,66 \times 10^{-27} \text{ кг}} = 18$$

Таким образом, относительная молекулярная атомная и молекулярная массы показывают, во сколько раз масса атома данного элемента и масса молекулы данного вещества больше одной а.е.м.

Моль (Y) - количество вещества, содержащее столько структурных элементов (атомов, молекул, ионов и др. частиц), сколько атомов содержится в углероде ^{12}C массой 0,012кг.

Количество вещества системы, содержащей $6,02 \cdot 10^{23}$ атомов или молекул, представляет собой моль этой системы. Число частиц в моле любого вещества называется постоянной Авагадро и обозначается N_A :

$$N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ моль}$$

Молярная масса вещества (M) равна отношению массы (m) вещества к соответствующему количеству вещества (Y)

$$M(x) = \frac{m(x)}{n(Y)}, \quad (5)$$

Молярная масса устанавливает связь между количеством вещества и его массой и обозначается кг/моль или гр/моль.

$$M(\text{NaOH}) = \frac{40}{1 \text{ моль}} = \frac{20}{0,5} = \frac{4}{0,1 \text{ моль}} = 40 \text{ г/моль}$$

Молярная масса численно равна относительной молекулярной массе:

$$M(\text{O}_2) = 32 \text{ г/моль};$$

$$M(\text{O}_2) = 32 \text{ гр.}$$

Молярный объём (Vm)- это отношение объёма газообразного вещества к количеству вещества в этом объёме при любых условиях:

$$V_m = \frac{V}{Y(x)}, \quad (6)$$

При нормальных условиях (н.у.) объём 1 моль любого газа равен 22,4 л. Постоянная Vm равная 22,4 л/моль, называется молярным объёмом газа при нормальных условиях.

Относительная плотность газов (D)-это отношение масс равных объёмов различных газов при одинаковых условиях (P, T, одинаковы для обоих газов):

$$D = \frac{m_1}{m_2} \text{ при } V_1 = V_2, \quad (7)$$

При этих условиях, согласно закону Авагадро, в данных газах содержится одинаковое число молекул. Но массы взятых газов окажутся неодинаковыми, следовательно, они будут относиться друг к другу как их молярные массы:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2} = \frac{Mr_1}{Mr_2} = D \text{ и } M_1 = M_2 \times D \quad (8)$$

Если плотность измерена по водороду (D_2). $M_{r2}=2$ то $M_{r1}= 2D_{H_2}$. Если плотность измерена по воздуху ($D_{воз}$): $M_{r2}= 29$, то $M_r= 29$, где 29 средняя молекулярная масса воздуха.

Закон постоянства состава веществ.

Этот закон установлен и сформулирован в начале 19 в. фран. химиком Ж.Прустом: Всякое химически индивидуальное вещество имеет всегда один и тот же количественный и качественный состав независимо от способа получения.

Например, вода может быть получена различными способами: синтезом из водорода и кислорода, по реакции нейтрализации, но её молекула всегда состоит из двух атомов водорода и одного атома кислорода, при этом массовое соотношение этих элементов будет всегда 2:16.

Постоянным составом обладает большинство химических соединений. Этот закон полностью выполняется для соединений молекулярной структуры.

Состав соединений с немолекулярной структурой зависит от условий получения.

На основании закона постоянства состава можно производить различные расчёты.

1.2 Расчёты по химическим формулам

Химическая формула- это условная запись состава вещества посредством химических знаков и индексов. Она отображает качественный и количественный состав условной (для веществ немолекулярного строения) или реальной молекулы вещества.

1.2.1 Вычисление массовой доли элемента в химическом соединении

Массовая доля элемента в веществе (\hat{W}) показывает, какую часть относительной молекулярной массы вещества составляет относительная атомная масса элемента в формуле. Массовая доля- величина безразмерная. Выражается в долях от единицы или в %.

$$W(O) = \frac{Ar(\text{элемента})}{M_r(\text{вещества})}, \quad (9)$$

Задача 1. Вычислите массовую долю кислорода в CrO_3

Решение:

$$W(O) = \frac{nAr(O)}{M_r(Cr_2O_3)} = \frac{3 \times 16}{100} = 0,48 \text{ или } 48\%$$

$$M_r(CrO_3) = 52 + 48 = 100 \text{ г/моль.}$$

1.2.2 Вычисление состава химического соединения в массовых долях по его химической формуле

Задача 2. Вычислите массовую доли элементов в соединении: CuSO_4

Решение:

$M_r(\text{CuSO}_4) = 160$, тогда массовая доля меди

$$W(\text{Cu}) = \frac{nAr(\text{Cu})}{M_r(\text{CuSO}_4)} = \frac{64}{160} = 0,4 \text{ или } 40\%$$

массовая доля серы:

$$W(\text{S}) = \frac{nAr(\text{S})}{M_r(\text{CuSO}_4)} = \frac{32}{160} = 0,2 \text{ или } 20\%$$

массовая доля кислорода:

$$W(\text{O}) = \frac{nAr(\text{O})}{M_r(\text{CuSO}_4)} = \frac{64}{160} = 0,4 \text{ или } 40\%$$

Задача 3. Вычислите сколько граммов меди содержится в CuO массой 40г

Решение:

$m(\text{CuO}) = 80 \text{ г/моль}$

$m(\text{CuO}) = 80 \text{ г.}$

В 80 г CuO содержится 64 г Cu

В 40 г CuO содержится x г Cu

$$X = \frac{40 \times 64}{80} = 32$$

1.2.3 Вывод эмпирической формулы вещества по известному составу вещества (в массовых долях, %)

Задача 4. Выведите эмпирическую (простейшую) формулу вещества, содержащего N (азот) массовая доля 63,64% и кислород массовая доля 36,36%.

Решение:

Обозначим число атомов азота в соединении через X , а число атомов кислорода - через Y . Так как относительная атомная масса азота равна 14, а атома кислорода 16, масса всех атомов азота, содержащихся в молекуле, будет

равна $14x$, а атомов кислорода $16y$. Отношение этих масс выражает состав всего вещества. Этот же состав выражается соотношением $63,64 : 36,36$

Приравняв оба соотношения получаем пропорцию

$$\frac{14X}{16Y} = \frac{63,64}{36,36}$$

$$\frac{X}{Y} = \frac{63,64}{14} = \frac{36,36}{16} = 4,54 : 2,27$$

Чтобы выразить отношения $x : y$ целыми числами, делим оба члена отношения на меньший из них :

$$\frac{X}{Y} = \frac{4,57}{2,27} = 2 : 1$$

Таким образом , $X=2$, а $Y=1$. В молекуле на каждые два атома азота приходится по одному атому кислорода. Получаем простейшую формулу N_2O .

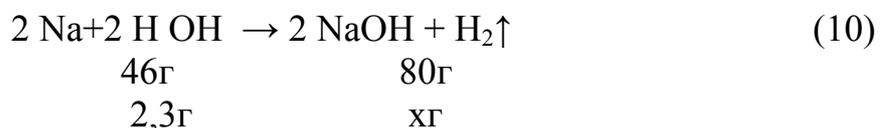
1.3 Расчёты по уравнениям химических реакций

1.3.1 Вычисление массы вещества (исходного или полученного) по уравнению реакции, если известна масса другого вещества (полученного или исходного)

Задача 1. Какая масса гидроксида натрия образуется при взаимодействии 2,3 г натрия с водой.

Решение:

Составляем уравнение и находим массы, соответствующие тем количествам вещества, которые заданы уравнением:



$$X = \frac{2,3 \times 80}{46} = 4 \text{ г. NaOH}$$

$M_r(\text{Na}) = 23 \text{ г/моль}$

$m(\text{Na}) = 2 \times 23 = 46 \text{ г}$

$M_r(\text{NaOH}) = 40 \text{ г/моль}$

$m(\text{NaOH}) = 40 \text{ г}$

Ответ: требуется 4 г NaOH

Задача 2. Какая масса карбоната кальция потребуется, чтобы получить 224т оксида кальция?

Решение:

Составляем уравнение реакции и производим вычисления:



$$m(\text{CaCO}_3) = 100\text{т}$$

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

$$M_r(\text{CaO}) = 56\text{г/моль}$$

$$\begin{array}{cc} 100\text{т} & 56\text{т} \\ X & 224\text{т} \\ M(\text{CaO}) = 56\text{ т} & \end{array}$$

$$\frac{X}{100} = \frac{224}{56}$$
$$X = \frac{100 \times 224}{56} = 400\text{ т.}$$

$$X = 400\text{ т CaCO}_3$$

Ответ: требуется 400т CaCO₃

1.3.2 Вычисление массы вещества по уравнению реакции, если известна масса другого вещества, содержащую определённую массу примесей

Задача 1. Какая масса оксида кальция может быть получена из 500т известняка в котором массовая доля примесей составляет 0,2 или 20%?

Решение:

1) Находим массу чистого карбоната кальция CaCO₃.

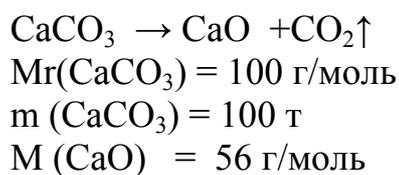
100 т известняка содержит 80 т CaCO₃

500 т X

$$\frac{100}{500} = \frac{80}{X}$$

$$X = \frac{500 \times 80}{100} = 400\text{ т CaCO}_3$$

2) Составляем уравнение реакции и производим вычисления:



$$\begin{array}{cc} 100 \text{ т} & 560 \text{ т} \\ 400 \text{ т} & X \text{ т} \end{array}$$

$$\frac{100}{400} = \frac{56}{X}$$

$$X = \frac{400 \times 56}{100} = 224 \text{ т. CaO}$$

Ответ: можно получить 224 т CaO.

Задача 2. Какая масса жжёной извести, в которой массовая доля оксида кальция составляет 0,9 или 90%, может быть получена из 800 т карбоната кальция?

Решение:

1) Составляем уравнение реакции и вычисляем, сколько можно получить CaO без примесей.



$M_r(\text{CaCO}_3) = 100 \text{ г/моль}$
 $m(\text{CaCO}_3) = 100 \text{ т}$

$$\begin{array}{cc} 100 \text{ т} & 56 \\ 800 \text{ т} & X \end{array}$$

$$\frac{100}{800} = \frac{56}{X}$$

$$X = \frac{800 \times 56}{100} = 448 \text{ т.}$$

2) Находим массу жжёной извести с примесями:

90 т чистого CaO в 100 т жжёной извести
448 т — X

$$X = \frac{448 \times 100}{90} = 497,8 \text{ т.}$$

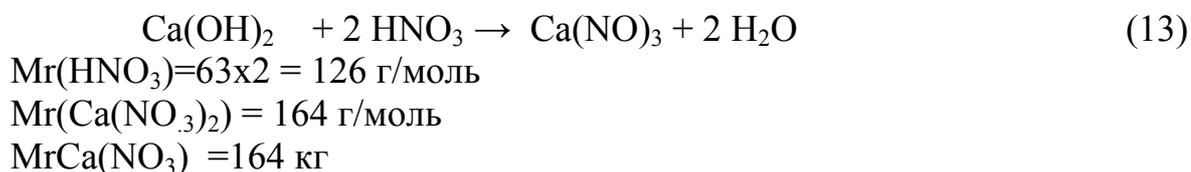
Ответ: можно получить 497,8 т жжёной извести, в которой массовая доля оксида кальция составляет 0,9 или 90 %.

1.3.3 Вычисление массы продукта реакции, если известна массовая доля выхода продукта реакции по сравнению с теоретически возможным (и обратная задача)

Задача 1. На гашённую известь взятую в необходимом количестве, подействовали 3,15 кг чистой азотной кислоты. Какую массу нитрата кальция $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ получили, если практический выход в массовых долях составил 0,98 (или 98%) по сравнению с теоретическим?

Решение:

1) Согласно уравнению реакции находим теоретический выход:



$$\begin{array}{cc} 126 \text{ г} & 164 \text{ г} \\ 3,15 \text{ кг} & X \end{array}$$

$$\frac{126}{3,15} = \frac{164}{X}$$

$$X = \frac{3,15 \times 164}{126} = 4,1$$

X = 4,1 $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ теоретический выход

2) Находим 98% -ный выход

$$\begin{array}{cc} 4,1 \text{ Ca}(\text{NO}_3)_2 & -100\% \\ X & -98\% \end{array}$$

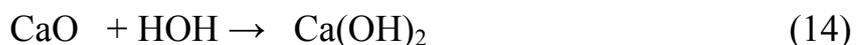
$$X = \frac{4,1}{98 \times 100} = 4,02 \text{ Ca(NO}_3)_2 \text{ практический выход}$$

Ответ: получили 4,02 кг Ca(NO)₃

Задача 2. Из 140 т жжёной извести получили 182 т гашённой извести, Сколько % , или массовых долей, это составляет от теоретически возможного выхода?

Решение:

1) Согласно уравнению реакции находим теоретически возможный выход:



$$\begin{array}{l} \text{Mr (CaO)} = 56 \text{ г/моль} \\ 56 \text{ т} \qquad \qquad \qquad 74 \text{ т} \\ m(\text{CaO}) = 56\text{г} \\ 140 \text{ т} \qquad \qquad \qquad \text{X т} \\ \text{Mr (Ca(OH)}_2) = 74 \text{ г/моль} \end{array}$$

$$\begin{array}{l} \text{M(Ca(OH)}_2) = 74 \text{ т} \\ \frac{56}{140} = \frac{74}{\text{X}} \end{array}$$

$$\text{X} = \frac{140 \times 74}{56} = 185$$

$$\text{X}_1 = 185 \text{ т Ca(OH)}_2$$

2) Находим практический выход

$$\begin{array}{l} 185 \text{ т Ca(OH)}_2 \text{ составляет } 100 \% \\ 182 \qquad \qquad \qquad \qquad \qquad \qquad \text{X} \end{array}$$

$$\text{X} = \frac{182 \times 100}{185} = 98,38 \text{ т.}$$

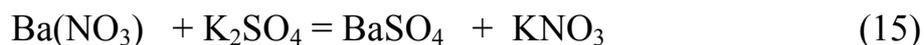
Ответ: практический выход составляет 98,38 т Ca(OH)₂

1.3.4 Вычисление массы продукта реакции, если одно из исходных веществ взято в избытке

Задача1 Вычислите массу сульфата бария, выпадающего в осадок при сливании растворов, один из которых содержит 522 г нитрата бария, а второй 500 г сульфата калия.

Решение:

1) Составляем уравнение реакции



$$\begin{array}{l} M_r(\text{Ba}(\text{NO}_3)_2) = 261 \text{ г/моль} \\ 1 \text{ моль} \quad \quad 1 \text{ моль} \quad 1 \text{ моль} \end{array}$$

$$m(\text{Ba}(\text{NO}_3)_2) = 261 \text{ г}$$

$$261 \text{ г} \quad \quad 174 \text{ г} \quad \quad 233 \text{ г}$$

$$M_r(\text{K}_2\text{SO}_4) = 174 \text{ г/моль}$$

$$\begin{array}{l} 522 \text{ г} \quad \quad 500 \text{ г} \quad \quad X \\ m(\text{K}_2\text{SO}_4) = 174 \text{ г} \end{array}$$

$$M_r(\text{BaSO}_4) = 233 \text{ г/моль}$$

$$M(\text{BaSO}_4) = 233 \text{ г}$$

2) Находим количество каждого из веществ, которое

$$Y(\text{Ba}(\text{NO}_3)_2) = \frac{522}{261} = 2 \text{ моль}$$

$$Y(\text{K}_2\text{SO}_4) = \frac{500}{174} = 2,9 \text{ моль}$$

3) По исходному уравнению видно, что 1 моль нитрата бария реагирует с 1 моль сульфата калия. Следовательно, сульфат калия дан в избытке. Поэтому расчёт ведут по веществу, которое дано в недостатке. При взаимодействии



$$X = \frac{68 \times 85}{40} = 144,5 \text{ кг NaNO}_3$$

Ответ: получается 144,5 кг NaNO₃.

1.4 Практическая часть.

Задания.

1) Вычислите массовую долю (в %) кислорода в следующих соединениях:

а) HNO₃, б) Ag₂O, в) KOH, г) Ca₃(PO₄)₂.

2) В каком количестве вещества Na₂SO₄ содержится:

а) натрия массой 24 г; б) серы массой 96 г; в) кислорода массой 128 г.

3) Сколько граммов кислорода содержится в 120 г:

а) MgO; б) NaOH, в) FeSO₄.

4) Выведите простейшую формулу вещества, содержащего Na (массовая доля 43,2 %) С (массовая доля 11,3 %), О (массовая доля 45,5 %).

5) Выведите формулу минерала содержащего ZnO (массовая доля 73 %), SiO₂ (массовая доля 27%).

6) Сколько граммов гидроксид натрия требуется для превращения сульфата меди (II) массой 16 грамм в гидроксид меди (II)?

7) Сколько тонн воды вступит в реакцию с известью массой 20 т с массовой долей оксида кальция 80%?

1.5 Вопросы для защиты практической работы

1) Что называется атомом?

2) Что называется молекулой?

3) В чём и как выражается масса атома?

4) Что такое относительная молекулярная масса и как она высчитывается?

5) Что такое молярная масса, в чём она выражается?

6) Что такое моль, в чём он выражается?

7) Что такое молярный объём, и как он выражается?

8) Что такое относительная плотность газов, как её найти?

9) Как читается закон Авагадро?

10) Как читается закон постоянства состава?

11) Как вычислить массовую долю элемента в химическом соединении?

12) Как вычислить массу атома элемента по известной массе сложного вещества.

13) Что такое химическая формула?

14) Как вывести формулу вещества по известному составу?

15) Как вычислить массу продукта реакции, если известна массовая доля выхода продукта реакции по сравнению с теоретически возможным?

16) Как вычислить массу вещества по уравнению реакции, если известна масса другого вещества, содержащего определённую массу примесей?

17) Как вычислить массу вещества по уравнению реакции, если известна масса другого вещества?

18) Как вычислить массу продукта реакции, если одно из исходных веществ взято в избытке?

2 Практическая работа Составление электронных формул атомов элементов и их графических схем

Цель работы: научиться составлять электронные формулы и графические схемы атомов элементов

Ход работы:

1) записать тему и цель работы;

2) повторить теоретический материал;

3) выполнить задания и сделать выводы по работе.

2.1 Повторение теоретических сведений

В середине 19 в. учёные признавали реальное существование атомов, но понятие о них было неправильное. Лишь в конце 19 в. были сделаны открытия, показавшие сложность строения атомов. Первыми обнаруженными в атоме частицами были электроны (М. Складовская-Кюри и П.Кюри), которые выделяются из самых различных веществ. Отсюда было сделано заключение, что они являются составной частью всех элементов. Но т.к. электроны заряжены отрицательно, а атом в целом электронейтрален, то, очевидно, внутри атома находятся положительно заряженная часть, которая своим зарядом компенсирует отрицательный заряд электронов.

Экспериментальные данные о наличии положительно заряженного ядра и его расположение в атоме, были получены англ. Учёным Э. Резерфордом совместно с учениками при исследовании движения α - частиц в газах и других веществах.

На основе экспериментальных работ Резерфорд в 1911 году высказал гипотезу о планетарном строении атома, согласно этой гипотезе, атом представляет собой систему из очень малого по размерам ядра (10^{-12} - 10^{-13} см.) по круговым орбитам которого движется такое число электронов, что они своим отрицательным зарядом нейтрализуют положительный заряд ядра.

Датский учёный Н.Бор в 1913 г. На основе квантовой теории излучения разработал квантовую теорию строения атома. В основу своей теории Бор положил следующие постулаты:

- электрон может двигаться вокруг ядра атома не по любым орбитам, а только по вполне определённым.

При движении электрона по этим дозволенным орбитам атом не излучает энергии, излучение и поглощение энергии происходит при переходе электрона с одной орбитали на другую. При этом энергия излучается порциями, или квантами, каждому из которых соответствует определённая частота.

Положению электрона на каждой из стационарных орбиталей соответствует определённый запас энергии. Когда электрон движется по первой орбитали, прочность его связи с ядром максимальна, а запас энергии минимальный. Такое состояние называют нормальным.

Если подвести энергию к атому, то электрон переместится на одну из более удалённых орбит, при этом прочность связи его с ядром уменьшится, а запас энергии атома увеличится. Такое состояние атома называют возбуждённым.

Для характеристики орбиты Бор ввёл квантовое число, впоследствии получившее название главного (n). Число орбиталей элемента определяется номером периода.

Т.к. периодов 7, то различают, 1,2,3,4,5,6,7. уровни энергии, которые называют квантовыми слоями и обозначают соответственно K, L, M, N, O, P, Q.

Общее число электронов в квантовом слое (энергетическом уровне) соответствует формуле

$$N=2n^2, \quad (17)$$

где n – номер слоя.

У элементов главной подгруппы число электронов на последнем слое равно 2 (исключения Cu, Ag, Au, Nb, Mo, Cr, Ru, Rh, Pf- 1 электрон, у Pd- 0).

В основе нового кванто- механического подхода к строению атома лежало два основных постулата:

1) электрон можно рассматривать как частицу, которая при движении проявляет волновые свойства;

2) электрон может находиться на любом расстоянии от ядра, однако вероятность его пребывания в разных местах атома различна.

Электрон может находиться в любой точке пространства вокруг ядра.

Поэтому квантовая механика вводит понятие электронного облака (орбиталь) имеет разную геометрическую форму:

Для атомных орбиталей приняты следующие обозначения: s, p, d, f.

Атом различных элементов характеризуются зарядом ядра и равным ему числом электронов, которые находятся на определённых энергетических уровнях.

2) Последовательность заполнения электронами уровней и подуровней должна отвечать наибольшей связи электрона с ядром, т.е. электрон должен обладать наименьшей энергией.

3) Орбитали в пределах энергетического уровня сначала заполняются все по одному электрону, затем их занимают вторые электроны.

Английский физик Д.Н. Чедвиг (1932) установил наличие лучей, представляющих собой поток электронейтральных частиц, названных нейтронами. Согласно протонно–нейтронной теории строения атомного ядра, атомные ядра состоят из протонов и нейтронов. Оба вида частиц, обладают почти одинаковой массой, равной 1а.е.м. Т.к. практически вся масса атома сосредоточена в ядре можно считать, что массовое число, округленная относительная атомная масса, А равно сумме протонов N(p) и нейтронов N (n):

$$A = N(p) + N(n), \quad (18)$$

Число нейтронов в ядре равно разности между массовым числом и числом ξ .

$$N(n) = A - N(p), \quad (19)$$

Атомы, имеющие одинаковый заряд ядра, но разные массовые числа, называются изотопами.

В периодической системе Менделеева атомная масса элемента указывается, как средняя величина массовых чисел всех изотопов, взятых в % отношении, отвечающем их распространенности в природе.

Атомы различных изотопов одного и того же химического элемента наряду с разными ядерными свойствами имеют одинаковое строение электронных оболочек, поэтому химические и физические свойства изотопов почти одинаковы. Изотопы занимают одно и тоже место в периодической системе.

Превращения изотопов могут быть изображены в виде ядерных реакций.

В уравнениях реакций у символа элемента верхний индекс соответствует массовому числу, а нижний – заряду ядра атома.

Превращения изотопов происходят в соответствии с законом смещения:

-если атомное ядро изотопа элемента теряет ξ частицу, то при этом образуется ядро изотопа нового элемента с массовым числом ξ на 4 единицы и с зарядом на 2 единицы ξ , т. е. элемент смещается в периодической таблице на две клетки влево.

-если атомное ядро изотопа элемента теряет β – частицу, то смещается на одно место вправо, т.е. на единицу, массовое число при этом не изменяется.



В ядерных превращениях сумма масс и сумма зарядов в левой и правой частях равны.

Задача 1. Хлор имеет изотопы с массовыми числами 35 и 37. Укажите для каждого изотопа порядковый номер, число протонов и нейтронов, заряд ядра.

Определите массовую долю в нём изотопа с массовыми числами 35 и 37, приняв атомную массу хлора 35,453.

Решение: Изотопы хлора имеют одинаковый порядковый номер 17, следовательно, и одинаковый заряд ядра – 17 протонов, т.к. атом электронейтральный, то 17 электронов. Согласно протонно-нейтронной теории, у изотопа хлора с массовым числом $^{35}\text{Cl}_{17}$ будет 18 нейтронов (35-17), а изотопа с массовым числом 37 -20 нейтронов (37-17). Если обозначить массовую долю (в %) изотопа $^{35}\text{Cl}_{17}$ в природном хлоре через x, а изотопа $^{37}\text{Cl}_{17}$, через (100-x), то можно составить уравнение:

$$\frac{35x + 37(100 - x)}{100} = 35,453, \text{ откуда } x = 77,4\%$$

Следовательно, хлор содержит 77,4 % изотопа 35 Cl и 22,6 % изотопа 37Cl

Задача 2. Дайте характеристику элементу хлор и его кислородным и водородным соединениям на основе положения в периодической системе элементов. Написать схему распределения электронов в атоме хлора, его электронную и электронно -графическую формулы.

Решение: Хлор расположен в VII группе главной подгруппе. Хлор-неметалл. На последнем энергетическом уровне 7 электронов, высшая степень окисления в кислородных соединениях равна 7. Высший оксид Cl_2O_7 -кислотный, его гидроксид является кислотой HClO_4 . Водородное соединение отвечает формуле HCl . Исходя из электронно-графической формулы (наличия свободных d орбиталей в третьем слое) может проявлять в возбуждённом состоянии степень окисления 3,5,7.

Хлор расположен в третьем периоде, следовательно, у его атома три энергетических уровня. Число электронов на остальных уровнях определяется по формуле $N = 2n^2$, т.е. 2 и 8. Следовательно схема строения атома хлора (см. рисунок 3)

Электронная формула $_{17}\text{Cl}_{\text{2} \text{8} \text{7}} \text{1S}^2 \text{2S}^2 \text{2P}^6 \text{3S}^2 \text{3P}^5$

Рисунок 3 Электронное строение атома хлора

Электронно-графическая формула (см. рисунок 4)

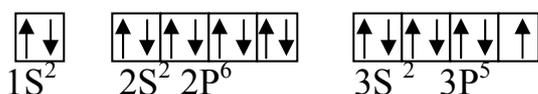


Рисунок 4 Графическое изображение атома хлора

2.2 Практическая часть

Задание:

1) Масса атома некоторого изотопа равна 127 а.е.м. В электронной оболочке атома содержится 53 электрона. Какой это элемент, сколько протонов и нейтронов содержится в ядре этого атома?

2) Укажите для атомов $^{45}\text{Sc}_{21}$, $^{79}\text{Se}_{34}$, $^{131}\text{Xe}_{54}$:

- общее число протонов и нейтронов в ядре
- общее число электронов в атоме.

3) Сколько нейтронов в ядрах следующих изотопов:

$^{68}\text{Zn}_{30}$, $^{64}\text{Zn}_{30}$, $^{16}\text{O}_8$, $^{17}\text{O}_8$, $^{18}\text{O}_8$, $^{35}\text{Cl}_{17}$, $^{37}\text{Cl}_{17}$, $^{32}\text{S}_{16}$, $^{33}\text{S}_{16}$, $^{34}\text{S}_{16}$, $^{36}\text{S}_{16}$.

4) Дать характеристику следующим элементам:

Вариант	Элементы
1.	Li C Se Sc
2.	Be Si Cl Ti
3.	B Ge Br V
4.	Na N He Zn
5.	Mg P Ne Mn
6.	Al As Ar Fe
7.	Ca O Kr Co
8.	Ga F S Cu

2.3 Вопросы для защиты практической работы

1) Кем и когда были открыты электроны, протоны, нейтроны, какова их масса и заряд?

2) Сколько подуровней на втором, третьем и четвертом квантовых слоях.

3) Какое максимальное число электронов на подуровнях: s, p, d, f?

4) В каких группах и подгруппах периодической системы находятся s и p элементы.

5) Какое максимальное число электронов может находиться на третьем и четвертом уровнях?

6) Какое состояние атома называют нормальным, а какое возбужденным?

7) Что такое изотоп?

8) Как подсчитать число нейтронов?

9) В каком году и кем были открыты Периодический закон и Периодическая система?

- 10) Что такое период, группа, подгруппа в Периодической системе?
- 11) Сколько периодов и групп в Периодической системе?
- 12) Какая подгруппа называется главной, а какая побочной?
- 13) Как изменяются металлические свойства элементов в главной подгруппе и в периоде.
- 14) Какие бывают периоды и чем они отличаются друг от друга?
- 15) На что указывает номер периода?

3 Практическая работа Составление уравнений реакций в молекулярном и ионных формулах. Составление кислых и основных солей

Цель работы: научиться составлять уравнения реакций в молекулярной и ионной формах

Ход работы:

- 1) записать тему и цель работы;
- 2) в краткой форме изложить теоретические сведения;
- 3) выполнить задания, сделать вывод.

3.1 Повторение теоретических сведений

По способности проводить электрический ток в водных растворах вещества делятся на электролиты и не электролиты.

Вещества, растворы которых проводят электрический ток, называются электролитами.

К электролитам относятся растворы кислот, щелочей, солей.

Вещества, растворы которых не проводят электрический ток, называются не электролитами.

К не электролитам относятся многие органические вещества: спирты, сахар, бензол, некоторые органические кислоты.

Распад электролита на ионы при растворении его в воде называется электролитической диссоциацией.

Теория электролитической диссоциации была выдвинута шведским учёным С. Аррениусом (1887г). Электролитическая диссоциация происходит лишь в жидкостях, молекулы которых полярны (воде, жидком аммиаке, перексиде водорода).

При попадании молекулы ионного кристаллического электролита в воду, близлежащие молекулы воды ориентируются положительным полюсом к отрицательному полюсу электролита, а отрицательным полюсом молекулы воды к положительному полюсу электролита и притягиваются к ним. В результате связь между ионами в молекуле электролита ослабевает и электролит распадается на ионы.

Т. к. противоположно заряженные ионы находятся в непрерывном движении, они притягиваются друг к другу и в растворе образуются молекулы электролита.

Процесс образования молекул из ионов называется ассоциацией.

Следовательно, электролитическая диссоциация есть процесс обратимый, который обозначается знаком \leftrightarrow Раствор электролита должен быть электронейтрален. Число положительных зарядов должно быть равно числу отрицательных зарядов. Положительно заряженные ионы называются катионами, отрицательно заряженные ионы называются анионами.

Равновесное состояние водного раствора электролита характеризуется степенью электролитической диссоциации, равно отношению числа молекул, распавшихся на ионы, к общему числу растворённых молекул. Степень диссоциации выражается в % или в долях от единицы и обозначается греческой буквой α .

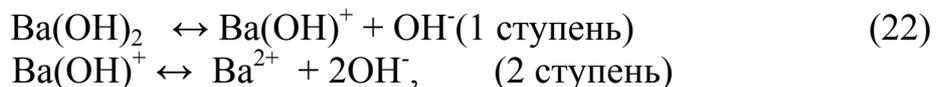
По степени диссоциации электролиты делятся на сильные, слабые и средние.

Сильные электролиты диссоциируют нацело (в одну ступень), слабые – ступенчато.

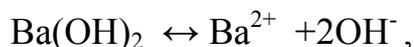
Основания – электролиты, диссоциирующие с образованием гидроксид-ионов OH^-



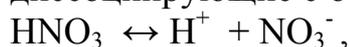
Если основание содержит несколько групп OH^- , то может происходить ступенчатая диссоциация:



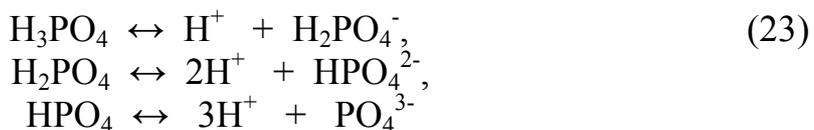
Сначала отщепляется один гидроксид-ион, а последующие ионы OH^- диссоциируют в сильно разбавленных растворах. Уравнение полной диссоциации имеет следующий вид



Кислоты — электролиты, диссоциирующие с образованием катионов H^+

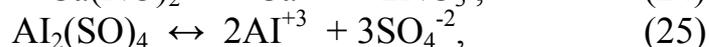
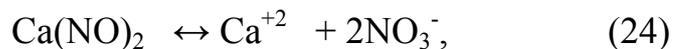


Многоосновные слабые кислоты диссоциируют ступенчато:

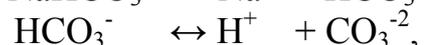
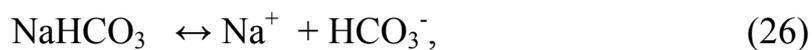


Различают следующие виды солей: средние, кислые, основные.

Средние соли, растворимые в воде являются сильными электролитами, диссоциируют с образованием положительных ионов металла и отрицательных ионов кислотного остатка.



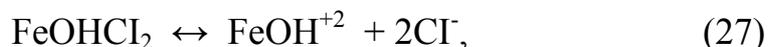
Кислые соли — это электролиты, содержащие в анионе водород, способный отщепляться в виде иона H^+ . Диссоциация кислых солей происходит по ступеням, например:



Однако степень электролитической диссоциации во второй ступени очень мала, поэтому раствор кислой соли содержит лишь незначительное число ионов водорода.

Основные соли — электролиты, содержащие в катионе одну или несколько гидроксогрупп OH^- , способных переходить в состояние ионов OH^- (отщепляться).

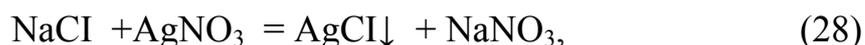
Основные соли характерны для многовалентных металлов. Основные соли диссоциируют с образованием основных и кислотных остатков:



Диссоциация ионов основных остатков на ионы металла и гидроксогруппы почти не имеет места.

При взаимодействии электролитов соединяются только противоположно заряженные ионы. Если при этом образуется новое вещество в виде осадка, газа, слабого электролита или комплексного иона, то такие реакции можно считать необратимыми, т. е. идущими « до конца ». Такие реакции называют ионными и записывать их следует ионно-молекулярными уравнениями.

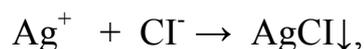
В ионных уравнениях осадок, газ, и малодиссоциирующее вещество всегда записывают в молекулярной форме.



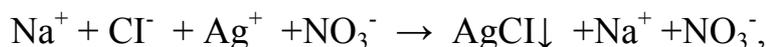
Оба реагирующих вещества в водном растворе находятся в виде ионов



Образование осадка сводится к взаимодействию ионов Ag^+ и Cl^- , т.к. образуется малодиссоциирующее соединение



Полное ионное уравнение



Показывает все ионы входящие в состав реагентов.

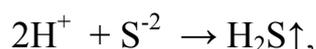
Если при взаимодействии двух сильных электролитов получаются два сильных электролита, то реакция фактически не протекает.



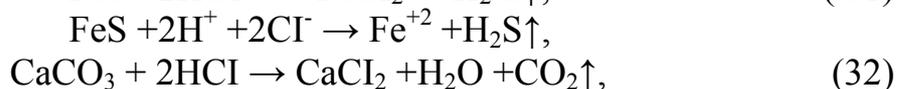
Реакции с образованием газов



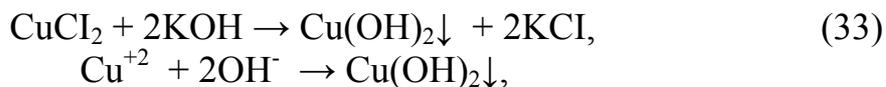
Для простоты и удобства напишем сразу уравнение в сокращённо ионной форме:



Если одно из взятых веществ является труднорастворимым в воде, то формула этого вещества записывается в молекулярном виде.

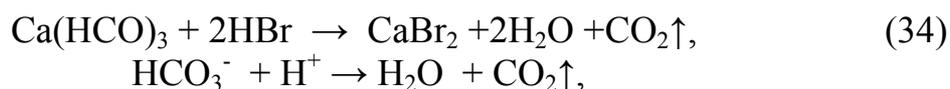


Реакции с образованием осадка

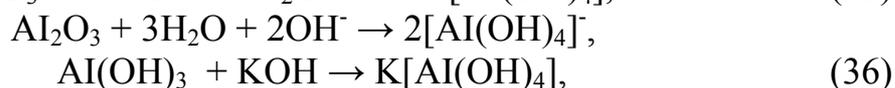


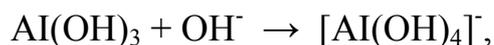
Реакции с образованием слабых электролитов или комплексных ионов.

К слабым электролитам относятся вещества со степенью диссоциации меньше 2% (вода, слабые кислоты, труднорастворимые осадки, соли).

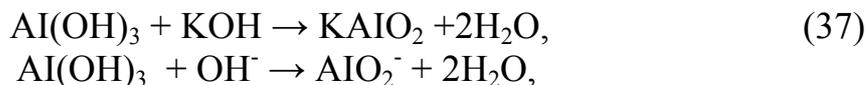


В растворе образуются комплексные ионы:





В расплаве образуется алюминат-ион



3.2 Практическая часть

Задания

1) Напишите уравнения электролитической диссоциации растворов веществ:

а) $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$, $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, $\text{FeOH}(\text{NO}_3)_2$, MgClNO_3 , KCl , MgCl_2 , $\text{CuSO}_4 \times 5\text{H}_2\text{O}$

б) KCl , $\text{MgSO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$, NH_4KSO_3 , $\text{Ba}(\text{HCO}_3)_2$, AlOHCl_2

2) Напишите уравнения ступенчатой диссоциации следующих электролитов:

а) $\text{Ba}(\text{OH})_2$, H_2SeO_4 , NaHCO_3 , MgOHNO_3

б) H_3AsO_4 , KHS , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{NO}_3$

3) Составить ионные уравнения данных реакций:

а) $\text{Na}_2\text{S} + \text{ZnCl}_2 \rightarrow \text{ZnS} \downarrow + 2\text{NaCl}$

б) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NaI} \rightarrow \text{PbI}_2 \downarrow + 2\text{NaNO}_3$

в) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow 2\text{NH}_3 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O} + \text{CaCl}_2$

г) $2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{K}) \rightarrow 2\text{HCl} \uparrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$

4) Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций образования средних, основных и кислых солей:

а) $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl} + \text{HNO}_3 \rightarrow$

б) $\text{CuOHCl} + \text{HCl} \rightarrow$

в) $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow$

г) $(\text{MgOH})_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$

д) $\text{KHCO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2$

е) $\text{NaHS} + \text{NaOH} \rightarrow$

3.3 Вопросы для защиты практической работы

1) Какие вещества относятся к электролитам? Дайте определение

2) Что называется электролитической диссоциацией? Кто автор теории электролитической диссоциации? Чем обусловлена электролитическая проводимость?

3) Какие частицы называются а) анионами; б) катионами; в) ионами?

4) Дайте определение основаниям, кислотам и солям с точки зрения теории электролитической диссоциации.

5) Какие электролиты называются сильными и слабыми? Приведите примеры.

6) Что такое степень электролитической диссоциации? Как она выражается количественно? От чего зависит?

4 Практическая работа «Составление схем гидролиза»

Цель работы: познакомиться с процессом гидролиза, с типами солей подвергающиеся гидролизу

Ход работы:

- 1) записать тему и цель работы;
- 2) в краткой форме изложить теоретические сведения;
- 3) выполнить задания и сделать вывод по гидролизу солей.

4.1 Повторение теоретических сведений

Гидролиз соли – это реакция обмена ионов соли с ионами воды, в результате которой образуется слабый электролит.

Согласно теории электролитической диссоциации, в водном растворе частицы растворённого вещества взаимодействуют с молекулами воды. Это взаимодействие привело к реакции гидролиза.

Гидролизу подвергаются различные неорганические вещества – соли, карбиды и гидриды металлов, галогениды неметаллов; органические галоген алканы, сложные эфиры и жиры, углеводы, белки, полинуклеотиды.

При гидролизе смещается равновесие диссоциации воды вследствие связывания одного из её ионов в слабый электролит соли.

При связывании ионов H^+ в растворе накапливаются ионы OH^- , реакция среды будет щелочная, а при связывании ионов OH^- накапливаются ионы H^+ - среда кислая.

Разберём случаи гидролиза, пользуясь понятиями «слабый» и «сильный» электролит.

1) Соли образованные сильным основанием и слабой кислотой (гидролиз протекает по аниону).

Это имеет место при гидролизе соли CH_3COOK . Ионы соли CH_3COO^- и K^+ взаимодействуют с ионами H^+ и OH^- из воды. При этом ацетат-ион (CH_3COO^-) связываются с ионами водорода (H^+) в молекулы слабого электролита – уксусной кислоты (CH_3COOH), а ионы OH^- накапливаются в растворе, сообщая ему щелочную реакцию, так как ионы K^+ не могут связывать ионы OH^- (KOH является сильным электролитом).

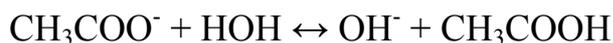
Уравнения гидролиза соли CH_3COOK будут иметь следующий вид:
в молекулярной форме



в ионной форме



в сокращённой форме



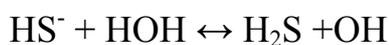
Гидролиз соли Na_2S протекает ступенчато. Соль образована сильным основанием и слабой кислотой. В этом случае анион соли S^{2-} связывает ионы H^+ воды и в растворе накапливаются ионы OH^- , тогда уравнение в ионной форме по первой ступени примет вид



При написании молекулярного уравнения получаем



Вторая ступень (гидролиз соли NaHS):
в сокращённой ионной форме



в молекулярной форме



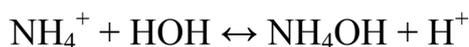
Вторая ступень гидролиза практически не проходит при обычных условиях, так как, накапливаясь, ионы OH^- сообщают раствору сильнощелочную реакцию, что приводит к реакции нейтрализации, сдвигу равновесия влево.

Другие примеры анионов которые участвуют в реакции с водой:



2) Соль образована слабым основанием и сильной кислотой (гидролиз протекает по катиону).

Это имеет место при гидролизе соли NH_4Cl (NH_4OH – слабое основание, HCl – сильная кислота). Отбросим ион Cl^- , так как он с катионом воды даёт сильный электролит, тогда в сокращённой форме уравнение гидролиза примет следующий вид:

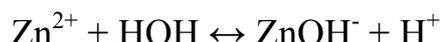


в молекулярной форме



Ионы OH^- связываются в слабый электролит, а ионы H^+ накапливаются в растворе.

Гидролиз соли $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ протекает ступенчато. Отбрасываем ион NO_3^- сильного электролита, тогда первая ступень гидролиза в сокращённой форме примет вид



ионы OH^- связаны, а ионы H^+ накапливаются.

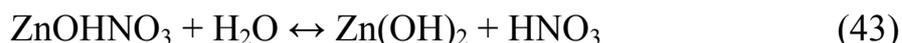
При написании уравнения гидролиза в молекулярной форме прибавляем тот ион, который отбросили вначале, т.е. NO_3^-



Вторая ступень гидролиза в сокращённой форме будет иметь вид



в молекулярной форме



Вторая ступень гидролиза практически не происходит при обычных условиях, так как в результате накопления ионов H^+ создаётся сильно кислая среда и гидроксид цинка растворяется.

Другие примеры катионов которые участвуют в реакции с водой:

Двухзарядные: Ni^{2+} , Cu^{2+}

Трёхзарядные: Fe^{3+} , Al^{3+} , Cr^{3+} .

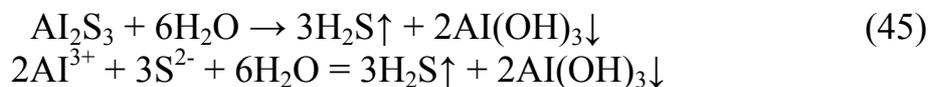
3) Соль образована слабым основанием и слабой кислотой (гидролиз протекает по катиону и аниону).

Это имеет место при гидролизе соли $\text{CH}_3\text{COONH}_4$. Запишем уравнение в ионной форме



Образуются слабое основание и слабая кислота, степень диссоциации которых приблизительно одинакова, поэтому при наличии гидролиза среда будет приблизительно нейтральная.

Гидролиз соли Al_2S_3 протекает полно и необратимо, так как в результате продукты реакции выделяются из её среды в виде осадка или газа:

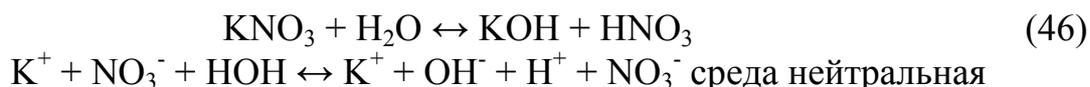


Разбавление и нагревание растворов усиливает гидролиз. Например, гидролиз $Fe(CH_3COO)_3$ на холоде протекает с образованием $FeOH(CH_3COO)_2$, а при кипячении с образованием осадка



4) Соль образована сильным основанием и сильной кислотой (гидролизу не подвергаются). При растворении в воде нитрата калия в присутствии индикатора окраска не изменяется.

Уравнение реакции в молекулярной и ионной формах имеет вид



4.2 Практическая часть

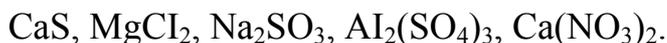
Задание №1

Какие из приведённых солей подвергаются гидролизу по аниону. Составьте уравнения реакций гидролиза и укажите среду:



Задание №2.

Какие из приведённых солей подвергаются гидролизу по катиону. Составьте уравнения реакций гидролиза и укажите среду:



Задание №3

Какая среда (щелочная, кислая или нейтральная) будет в водных растворах следующих солей:



Напишите уравнения гидролиза солей в полной и сокращённой форме.

4.3 Вопросы для защиты практической работы

1) Что называется гидролизом? Приведите примеры солей, которые подвергаются гидролизу, и солей, которые гидролизу не подвергаются, и объясните почему?

2) Как протекает гидролиз соли, образованной: а) сильной кислотой и слабым основанием; б) сильным основанием и слабой кислотой; в) слабой кислотой и слабым основанием?

3) Почему соли образованные сильными кислотами и сильными основаниями, гидролизу не подвергаются.

5 Практическая работа «Составление окислительно-восстановительных реакций»

Цель работы: научиться составлять окислительно-восстановительные реакции и их уравнивать

Ход работы:

- 1) записать тему и цель работы;
- 2) в краткой форме изложить теоретические сведения по работе;
- 3) выполнить задания и сделать вывод по работе.

5.1 Повторение теоретических сведений

Все химические реакции подразделяются на два типа, протекающие с изменением степени окисления или без изменения степени окисления атомов.

Реакции, в которых изменяется степень окисления элементов, называются окислительно-восстановительными.

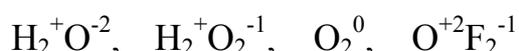
Для характеристики состояния атома в молекуле введено понятие степень окисления.

Степень окисления- это условный заряд атома в молекуле, вычисленный согласно предположению, что молекула состоит только из ионов.

Степень окисления обозначают арабскими цифрами со знаком + или - перед цифрой. Алгебраическая сумма степеней окисления атомов в молекуле всегда равна нулю.

Для определения степени окисления элементов в соединениях следует учитывать, что электроны смещаются к атому более Э.О элемента.

Во многих случаях степень окисления не равна валентности данного элемента.



Степень окисления кислорода различная, но валентность всегда равна 2.

5.1.1 Окислители

1) Окислителями являются все атомы неметаллов. Самыми сильными окислителями являются атомы галогенов, т.к. они способны принять только один электрон. С уменьшением № группы окислительная способность атомов неметаллов, расположенных в них, падает. Поэтому атомы неметаллов IV группы являются самыми слабыми окислителями. В группах сверху вниз окислительные свойства атомов неметаллов уменьшаются вследствие увеличения радиуса атомов.

2) Окислительные свойства сложных веществ зависят от степени окисления атомов элементов. Атомы в состоянии высокой степени окисления могут быть только окислителями: Mn^{+7} , Cr^{+6} , Pb^{+4} окислителями являются ионы металлов с высокой степенью окисления, Hg^{+2} , Fe^{+3} , Cu^{+2} и др.

3) Кислоты HNO_3 и H_2SO_4 .

5.1.2 Восстановители

Мерой восстановительной способности атомов или ионов является ионизационный потенциал, т.е. их способность отдавать электроны.

1) Восстановителями могут быть атомы всех элементов кроме He, Ne, Ar.

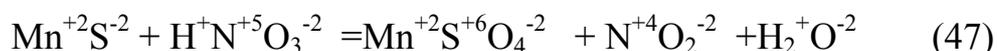
Наиболее легко теряют электроны атомы тех элементов, которые на последнем слое имеют 1,2,3 электрона

2) Положительно заряженные ионы металлов, находящиеся в низкой степени окисления: Fe^{+2} , Cr^{+3} , Mn^{+2} , Sn^{+2} , Cu^{+} .

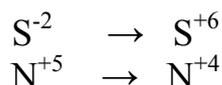
3) Отрицательно заряженные ионы Cl^- , Br^- , I^- , S^{-2}

Существует несколько способов составления уравнений окислительно-восстановительных реакций:

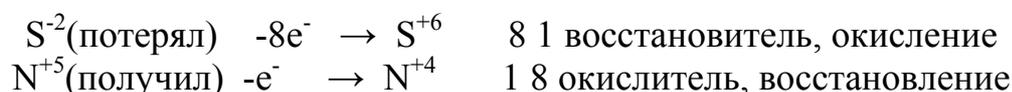
1) Метод электронного баланса, основан на определении общего числа перемещающихся электронов



Определяем, атомы каких элементов изменили степень окисления:



Определяем число потерянных и полученных электронов:



Число отдаваемых и присоединённых электронов должно быть одинаковым. Наименьшее общее кратное равно 8.

Основные коэффициенты при окислителе и восстановителе переносим в уравнение реакции.

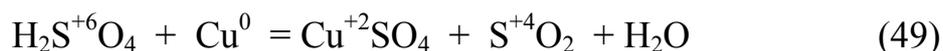


Процесс превращения серы со степенью окисления -2 в +6 является процессом отдачи электронов, т.е. окисления, а процесс превращения азота со степенью окисления +5 в +4 процессом восстановления. Вещество MnS при этом восстановитель, а HNO₃ окислитель.

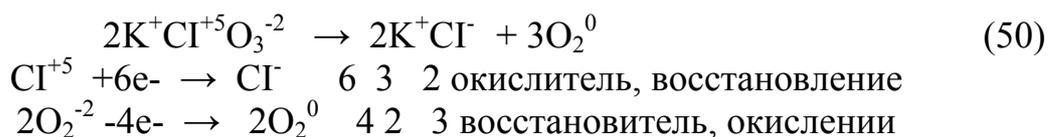
Классификация окислительно – восстановительных реакций

В зависимости от того, между атомами каких веществ (одинаковых или различных) происходит переход электронов, все окислительно–восстановительные реакции разделяют на 3 группы: межмолекулярные внутримолекулярные и диспропорционирования.

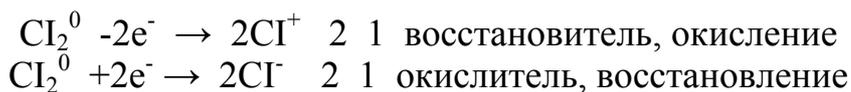
Межмолекулярные – это реакции, в которых окислитель и восстановитель находятся в разных веществах:



Внутримолекулярные – это реакции, в которых окислитель и восстановитель находятся в одной молекуле (атомы разных элементов)



Диспропорционирование – это реакции, в которых окислители и восстановители являются атомами одного и того же элемента:



5.2 Степень окисления. Окислитель и восстановитель

Окислительно – восстановительные реакции— это химические реакции, в ходе которых атомы химических элементов изменяют свою степень окисления.

Степень окисления является одним из показателей, определяющим свойства атома элемента в соединениях.

В простом случае степень окисления можно рассматривать как реальный или условный заряд, который имеет атом данного элемента в химических соединениях.

Атомы некоторых элементов имеют постоянную степень окисления в химических соединениях:

- 1) H^{+1} (кроме гидридов металлов), O^{-2} (кроме перекисей)
- 2) Na^{+1} , K^{+1} , Mg^{+2} , Ca^{+2} , Ba^{+2} , Al^{+3}
- 3) Cl^{-} , Br^{-} , I^{-} , S^{-2} , N^{-3}

Степень окисления остальных элементов в соединениях определяется из условий электронейтральности молекулы, т.е. сумма всех степеней окисления в молекуле должна быть равна нулю.

У простых веществ степень окисления атомов принято считать равное нулю, например, O_2^0 , H_2^0 , Ca^0 , и т.д.

Задание: а) определить степень окисления S в молекуле H_2SO_4

Решение:

Степень окисления атома серы определяется из уравнения (зная, что степень окисления атомов H и O равны +1 и -2 соответственно)

$$+1 X + 2 X + (-2) X 4 = 0, \text{ откуда } X = 6.$$

Задание

Определить степень окисления атома фосфора в молекуле $Ca_3(PO_4)$

Решение:

Формулу можно записать как $Ca_3P_2O_8$ тогда имеем:

$$+2X 3 + X 2 + (-2)X 8 = 0, \text{ откуда } X = 5.$$

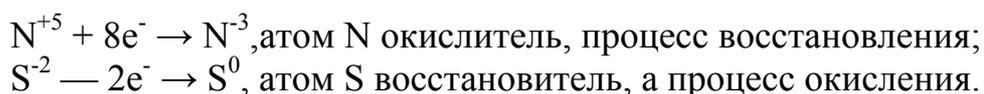
При окислительно-восстановительных реакциях, в результате перехода электрона, происходит изменение степени окисления атомов элемента.

Переход электрона отражается в уравнениях окисления-восстановления (при этом нужно учитывать, что заряд электрона = -1)

При этом, атом, ион или молекула, принимающие электрон, называются окислителями, а процесс присоединения электронов называется восстановлением.

Атом, ион или молекула отдающие электроны называются восстановителями, а процесс отдачи электронов называется окислением.

Например



Нетрудно заметить, что в процессе окисления степень окисления атома элемента всегда увеличивается, а в процессе восстановления всегда уменьшается (т.е. окислитель всегда уменьшает степень окисления, восстановитель – увеличивает).

Максимальная и минимальная степень окисления атомов элемента зависит от его положения в Периодической системе Д.И Менделеева, а именно

- максимальная степень окисления равна номеру группы в которой находится данный элемент;

- минимальная степень окисления равна номеру группы -8 (кроме элементов I-III), а также элементов побочных подгрупп, для которой минимальная степень окисления = 0).

Пример: атом серы находится в 6 группе Периодической системы, т. е. максимальная степень окисления =6, а минимальная =6 -8 = -2

Атом, имеющий минимальную положительную степень окисления, может проявлять только окислительные свойства (быть только окислителем), атом, имеющий минимальную степень окисления может проявлять восстановительные свойства (быть только восстановителем).

Типичными восстановителями являются чистые металлы, газообразный H_2 , CO , большие органические соединения, а также соединения содержащие атомы элементов в минимальной степени окисления (NH_3 , PH_3 , SiH_4)

Типичными окислителями являются чистые неметаллы (за исключением водорода), а также соединения содержащие атомы элементов в максимальной степени окисления (KMnO_4 , NaClO_3 , PbO_2).

5.3 Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций

Анализ уравнений ОВР обычно проводят с использованием метода электронного баланса, при этом определяют окислители и восстановители, а также коэффициенты в уравнении ОВР.

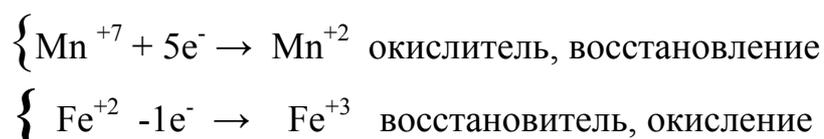
На примере типичного уравнения ОВР рассмотрим последовательность такого анализа.



1) Определяем степень окисления атомов всех элементов



2) Для элементов изменивших степень окисления (в данном случае для атомов Mn и Fe), составляем систему реакций окисления – восстановления



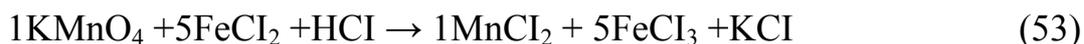
3) Метод электронного баланса основан на том, что общее количество отданных электронов должно быть равно общему количеству принятых электронов, поэтому в данной системе проставляются уравнивающие коэффициенты.

Система электронного баланса будет выглядеть следующим образом:



4) Уравнивающие коэффициенты из системы электронного баланса переносят в уравнение ОВР в виде коэффициентов для тех соединений, которые содержат соответствующие атомы Mn^{+7} , Mn^{+2} , Fe^{+2} , Fe^{+3}

Тогда уравнение ОВР будет иметь вид



Необходимо помнить, что проставленные коэффициенты уже нельзя изменить.

5) Осталось проставить коэффициенты для остальных веществ в уравнении ОВР, что делается обычным методом уравнивания. Окончательно уравнение ОВР со всеми коэффициентами будет иметь вид:



В более сложных случаях не всегда уравнивающие коэффициенты в системе электронного баланса совпадают с коэффициентами в уравнении ОВР, но принцип расстановки коэффициентов при этом сохраняется

Типичными окислителями являются чистые неметаллы (за исключением водорода) а также соединения содержащие атомы элементов в максимальной степени окисления (KMnO_4 , NaClO_3 , PbO_2).

Тогда уравнение ОВР будет иметь вид



Необходимо помнить, что проставленные коэффициенты уже нельзя изменить.

5.4 Практическая часть

Задание 1

1) Определите степень окисления:

- а) фосфора в H_3PO_4 ; $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$; P_2O_5 ; Mg_3P_2
- б) меди в Cu_2O ; $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$; $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$; CuCl ; Cu
- в) серы в K_2SO_3 ; $\text{Mg}(\text{HS})_2$; $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$; FeS_2
- г) азота в NaNO_3 ; NH_4NO_3 ; Ca_3N_2 ; N_2O
- д) ртути в HgO ; Hg_2O ; HgCl_2 ; $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$

Задание 2

В следующих уравнениях реакций, в которых окислитель и восстановитель находятся в одном и том же веществе (реакции внутримолекулярного окисления – восстановления), расставьте коэффициенты:

- а) $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Hg} + \text{NO}_2 + \text{O}_2$
- б) $\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$
- в) $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$
- г) $\text{Ag}_2\text{O} \rightarrow \text{Ag} + \text{O}_2$

Задание 3

Для реакций диспропорционирования напишите электронные схемы и расставьте коэффициенты:

- а) $\text{K}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{S}$
- б) $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KMnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{KOH}$
- в) $\text{HClO}_3 \rightarrow \text{ClO}_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$

Задание 4

В следующих уравнениях реакций определите окислитель и восстановитель, их степени окисления, расставьте коэффициенты:

- а) $\text{MnO}_2 + \text{KClO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
- б) $\text{AsH}_3 + \text{AgNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{Ag} + \text{HNO}_3$
- в) $\text{HgS} + \text{HNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{HgCl}_2 + \text{S} + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$

5.5 Вопросы для защиты практической работы

- 1) Какие химические реакции относятся к окислительно – восстановительным?
- 2) Что такое степень окисления атома химического элемента?
- 3) Атомы каких элементов имеют постоянную степень окисления в химических соединениях?
- 4) Как определить максимальную и минимальную степень окисления атомов элементов исходя из их положения в Периодической системе?.
- 5) Что называется процессом окисления (восстановления)?
- 6) Что называется окислителем?
- 7) Что называется восстановителем?

- 8) Что такое электронный баланс в уравнениях ОВС?
9) Как определить коэффициент в уравнении ОВР при использовании метода электронного баланса?
10) Какие реакции называются окислительно-восстановительными?
11) Рассказать о методе электронного баланса.

6 Практическая работа «Типы химических реакций. Решение экспериментальных задач».

Цель работы: обобщить знания о типах химических реакций.

Экспериментальным путём доказать к какому классу неорганических соединений относится данное вещество

Ход работы:

- 1) записать тему и цель работы;
- 2) в краткой форме изложить теоретические сведения;
- 3) выполнить задания и сделать вывод по проделанной работе.

6.1 Повторение Теоретических сведений

Химические реакции, или химические явления, - это процессы, в результате которых из одних веществ образуются другие, отличающиеся от них по составу и (или) строению.

При химических реакциях обязательно происходит изменение веществ, при котором рвутся старые и образуются новые связи между атомами.

Химические реакции следует отличать от ядерных реакций. В результате химических реакций общее число атомов каждого химического элемента и его изотопный состав не меняется.

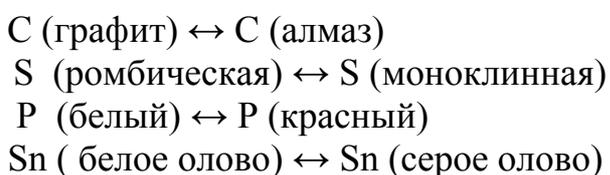
Классификация химических реакций многопланова, то есть в её основу могут быть положены различные признаки. Но под любой из таких признаков могут быть отнесены реакции как между неорганическими, так и между органическими веществами.

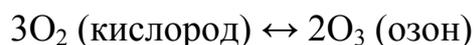
Рассмотрим классификацию химических реакций по различным признакам.

6.1.1 Реакции, идущие без изменения состава веществ

К таким реакциям относятся, реакции получения аллотропных модификаций, одного химического элемента,

Например:





6.1.2 Реакции, идущие с изменением состава веществ

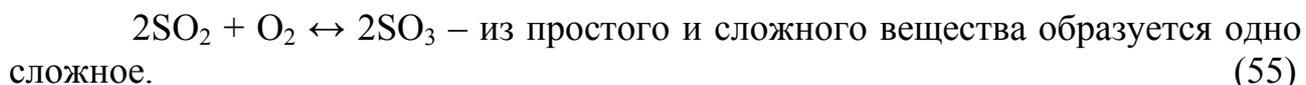
Можно выделить четыре типа таких реакций: соединения, разложения, замещения и обмена.

1) Реакции соединения – это такие реакции, при которых из двух и более веществ образуется одно сложное вещество.

а) Получение оксида серы (IV)



б) Получение оксида серы (VI)



в) Получении серной кислоты



г) Примером реакции соединения, при которой одно сложное вещество образуется из более чем двух исходных, может служить заключительная стадия получения азотной кислоты.



2) Реакции разложения – это такие реакции, при которых из одного сложного вещества образуется несколько новых:

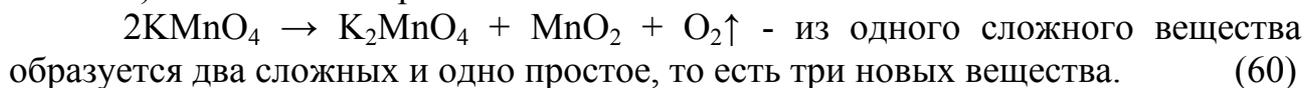
а) Разложение оксида ртути:



б) Разложение нитрата калия:

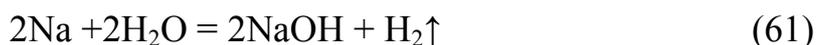


в) Разложение перманганата калия:



3) Реакции замещения – это такие реакции, в результате которых атомы простого вещества замещают атомы какого – нибудь элемента в сложном веществе.

а) Взаимодействие щелочных или щелочноземельных металлов с водой:



б) Взаимодействие металлов с кислотами в растворе:



в) Взаимодействие металлов с солями в растворе:



г) Металлотермия:



4) Реакции обмена – это такие реакции, при которых два сложных вещества обмениваются своими составными частями.

Эти реакции характеризуют свойства электролитов и в растворах протекают по правилу Бертолле, то есть только в том случае, если в результате образуются осадок, газ или малодиссоциирующее вещество (например вода).

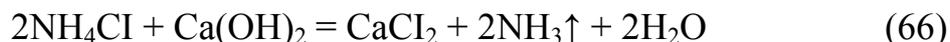
1) Реакция нейтрализации, идущая с образованием соли и воды:



или в ионном виде:



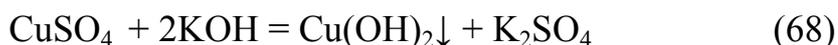
2) Реакция между солью и щёлочью, идущая с образованием газа:



или в ионном виде:



3) Реакция между щёлочью и солью, идущая с образованием осадка:



или в ионном виде:



6.2 Практическая часть

1) Провести характерные реакции по неорганической химии.

Опыт №1. Дана смесь состоящая из хлорида калия и сульфата железа (III). Провести опыт при помощи которого можно определить хлорид-ионы Cl^- и ионы железа Fe^{3+} . Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном, полном и сокращённом ионном виде.

Опыт №2. Выданы вещества: кристаллогидрат сульфата меди (II), карбонат магния, гидроксид натрия, железа, соляная кислота, хлорид железа (III). Пользуясь этими веществами получите

- а) гидроксид железа (III)
- б) гидроксид магния
- в) медь

Составьте уравнения реакций проделанных вами опытов в молекулярном, полном и сокращённом ионном виде.

Опыт №3. В трёх пробирках даны кристаллические вещества без надписей:

- а) сульфат алюминия
- б) нитрат меди (2)
- в) хлорид железа (3)

Опытным путём определите, какие вещества находятся в каждой пробирке.

Составьте уравнения соответствующих реакций в молекулярном, полном и сокращённом ионном виде.

Опыт № 4. В пробирках даны твердые вещества.

Определите в какой пробирке находится каждое из веществ:

- а) сульфат натрия, сульфит натрия.
- б) карбонат калия, сульфат калия, хлорид аммония.
- в) сульфат аммония, нитрат калия.

2) Оформить отчёт и сделать вывод.

6.3 Вопросы для защиты практической работы

- 1) Какие реакции называются химическими?
- 2) Как подразделяются реакции?
- 3) Дать характеристику реакциям идущим без изменения состава веществ. Привести пример.
- 4) Какие реакции называются, реакциями соединения? Привести примеры.
- 5) Какие реакции называются, реакциями разложения? Привести примеры.

6) Какие реакции называются, реакциями замещения? Привести примеры.

7) Какие реакции называются, реакциями обмена? Привести примеры.

7 Практическая работа «Решение экспериментальных задач»

Цель работы: научиться решать экспериментальные задачи по неорганической химии

Ход работы:

1) Записать тему и цель работы;

2) Выполнить задания и сделать вывод по проделанной работе.

7.1 Практическая часть

Опыт №1. Реакции идущие с выделением осадка.

В четыре пробирки по 1 мл прилить растворы FeCl_2 , FeCl_3 , CuSO_4 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ в каждую добавить по 1 мл раствора гидроксида натрия. Что наблюдали? Написать уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

Опыт №2. Реакции идущие с выделением газа.

а) в пробирку прилить 1 мл соляной кислоты и опустить кусочек цинка.

Что наблюдаете? Пробирку закрыть газоотводной трубкой конец которой опустить в другую перевернутую пробирку, собрать газ. Затем пальцем закрыть отверстие пробирки с газом, зажечь спичку и поднести её к отверстию пробирки. Что наблюдаете? Написать уравнения реакций.

б) в пробирку прилить 1 мл раствора карбоната кальция и добавить такое же количество раствора гидроксида натрия. Что наблюдаете? Написать уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

в) в пробирку прилить 1 мл раствора хлорида аммония и столько же раствора гидроксида натрия. Что наблюдаете? Написать уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

г) в кристаллизатор с водой бросить кусочек калия. Что наблюдаете, почему меняется цвет воды? Написать уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

Опыт №3. Реакция нейтрализации.

В пробирку прилить 1 мл азотной кислоты и добавить 1 мл раствора гидроксида натрия. Что наблюдаете? Написать реакции в молекулярном и ионном виде.

7.2 Вопросы для защиты практической работы

- 1) Какие реакции называются реакциями ионного обмена?
- 2) При каких условиях реакции ионного обмена идут до конца.
- 3) Какие реакции называются, реакциями нейтрализации?
- 4) Как влияет индикатор на среду раствора?

8 Практическая работа «Генетическая связь между классами неорганических соединений. Составление уравнений реакций к цепочке схем предложенных превращений.»

Цель работы: закрепить знания о классах неорганических соединений, научиться составлять уравнения реакций к цепочке предложенных схем

Ход работы:

- 1) записать тему и цель работы;
- 2) в краткой форме изложить теоретический материал по теме;
- 3) выполнить задания и сделать вывод по работе.

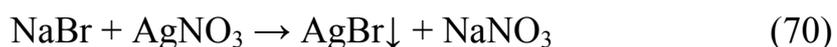
8.1 Повторение теоретических сведений

Материальный мир, в котором мы живём и крохотной частичкой которого мы являемся, един и в то же время бесконечно разнообразен. Единство и многообразие химических веществ этого мира наиболее ярко проявляется в генетической связи веществ, которая отражается в так называемых генетических рядах. Выделим наиболее характерные признаки этих рядов:

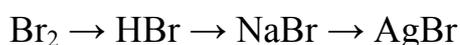
1) Все вещества этого ряда должны быть образованы одним химическим элементом. Например, ряд, записанный с помощью следующих формул:



Нельзя считать генетическим, так как в последнем звене элемент бром отсутствует, хотя реакция для перехода от NaBr к NaNO₃ легко осуществима:



Этот ряд мог бы считаться генетическим рядом элемента брома, если бы его завершили, например, так:



2) Вещества, образованные одним и тем же элементом, должны принадлежать к различным классам, то есть отражать разные формы его существования.

3) Вещества, образующие генетический ряд одного элемента, должны быть связаны взаимопревращениями. По этому признаку можно различить полные и неполные генетические ряды

Например, приведённый выше генетический ряд брома будет неполным, незавершённым. А вот следующий ряд:



Уже можно рассматривать как полный: он начинался простым веществом бромом и им же заканчивался.

Генетическим называют ряд веществ – представителей разных классов, являющихся соединениями одного химического элемента, связанных взаимопревращениями и отражающих общность происхождения этих веществ или их генезис.

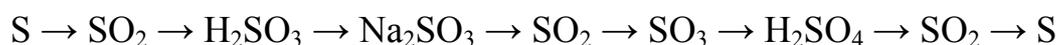
Генетическая связь – понятие более общее, чем генетический ряд, который является пусть и ярким, но частным проявлением этой связи, которая реализуется при любых взаимных превращениях веществ.

Для характеристики генетической связи неорганических веществ рассмотрим три разновидности генетических рядов:

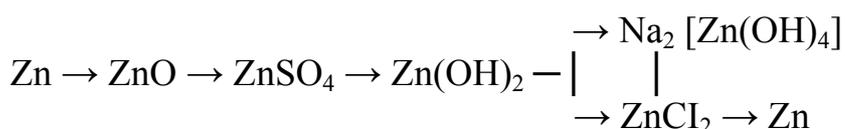
1) Генетический ряд металла. Наиболее богат ряд металла, у которого проявляются разные степени окисления. Например, генетический ряд железа со степенью окисления +2 и +3



2) Генетический ряд неметалла. Аналогично ряду металла более богат связями ряд неметалла с разными степенями окисления +4 и +6:



3) Генетический ряд металла, которому соответствуют амфотерные оксид и гидроксид, очень богат связями, так как они проявляют в зависимости от условий то свойства кислоты, то свойства основания.



К основным классам химических соединений относятся: оксиды, основания (гидроксиды), кислоты, соли.

К не основным классам относятся: пероксиды, галогеноангидриды и т. д

Оксиды- это сложные вещества, состоящие из кислорода и какого-нибудь другого элемента. К ним относятся: K_2O , CaO , Fe_2O_3 , CO_2 , P_2O_5 , SO_3 , Cl_2O_7 .

Оксиды образуют все химические элементы кроме: He, Ne, Ar.

В названиях оксидов придерживаются следующих правил:

1) в начале указывают слово «оксид», а затем в родительском падеже название второго элемента .

2) если элемент может образовывать несколько оксидов, то после названия элемента в скобках указывают его валентность: N_2O_5 - оксид азота (V), N_2O – оксид азота (I).

3) при написании формул оксидов кислород всегда ставят на второе место, кроме оксида фтора – OF_2 .

По химическим свойствам оксиды делятся на солеобразующие и несолеобразующие. К последним относятся: N_2O , NO , SiO_2 - они не взаимодействуют с основаниями и не образуют солей.

Солеобразующие оксиды делятся на : основные, кислотные, амфотерные.

Основные оксиды- это оксиды, гидраты которых являются основаниями.

Основными оксидами могут быть оксиды металлов с валентностью 1 и 2.

N_2O , CuO - основные оксиды.

Кислотные оксиды- это оксиды, гидраты которых являются кислотами.

К ним относятся оксиды металлов и неметаллов: N_2O_3 , P_2O_5 , CrO_3 , Mn_2O_7 , CO_2 , Cl_2O_7 , так как им соответствуют кислоты: HNO_3 , H_3PO_4 , H_2CrO_4 , H_2MnO_4 .

Амфотерные оксиды- это оксиды металлов, которые в зависимости от среды проявляют основные или кислотные свойства, т.е. реагируют с кислотами и основаниями.

Основания (гидроксиды) - это сложные вещества, которые состоят из атомов металла и одной или нескольких групп OH^- , называемой гидроксогруппой

По международной номенклатуре, соединения, содержащие гидроксогруппу, называются гидроксидами.

Если металл имеет переменную валентность, то после названия гидроксида в скобках указывают его валентность: $Cu(OH)$ - гидроксид меди (I), $Cu(OH)_2$ - гидроксид меди (II).

Гидроксиды делятся на растворимые в воде и нерастворимые в воде.

Растворимые в воде гидроксиды- называются щелочами.

Щёлочи образуют щелочные и щелочноземельные металлы.

Гидроксиды, которые в зависимости от условий среды проявляют свойства кислот и оснований- называются амфотерными.

$Sn(OH)_2$, $Sr(OH)_2$, $Mn(OH)_2$, $Zn(OH)_2$, $Al(OH)_3$, $Pb(OH)_2$

Кислоты- это сложные вещества, содержащие в своём составе водород, способный замещаться металлами образовывать соли.

Графические формулы кислот



Названия кислородсодержащих кислот зависят от валентности элемента, образующего кислоту: если кислота содержит элемент с высшей валентностью, то название состоит из названия этого элемента и окончания –ная или –вая и слова «кислота.» Название кислоты, которая содержит элемент с меньшей валентностью, имеет окончание –истая.

H_2SO_4 - серная кислота

H_2SO_3 - сернистая кислота

HNO_3 - азотная кислота

HNO_2 - азотистая кислота.

Названия бескислородных кислот состоит из названия неметалла с добавлением буквы О и слова водородная.

HCl - хлороводородная кислота,
 H_2S - сероводородная кислота.

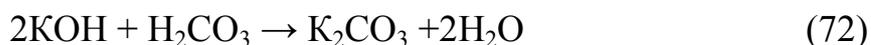
По способностям атомов водорода замещаться на металлы кислоты могут быть одноосновные, двухосновные, трёхосновные, четырёхосновные.

HI ; HNO_2 ; H_2SO_3 ; H_2SiO_3 ; H_3PO_4 ; $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$.

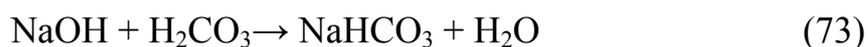
Соли- это продукт полного или частичного замещения атомов водорода в молекуле кислоты на металл или же продукт полного или частичного замещения гидроксигрупп в основании на кислотный остаток.



1)Средние (нормальные) соли- это продукт полного замещения водорода в кислотном остатке металлом.



2)Кислые соли- это продукт неполного замещения водорода в кислоте металлом



3) Основные соли – это продукт неполного замещения групп OH^- в основании на кислотный остаток.



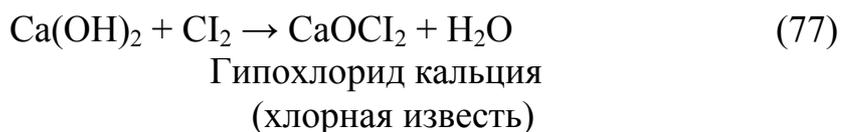
4) Двойные соли – соли, состоящие из различных катионов и общего кислотного остатка.



Вместо одного из атомов металлов в образовании двойной соли могут участвовать ионы аммония:



5) Смешанные соли- соли, состоящие из общего металла и различных кислотных остатков



Название солей по международной номенклатуре состоят из латинских названий элементов (как правило металлов) и латинского названия кислотного остатка (радикала). Однако со временем латинские названия в целом ряде стран претерпели изменения, сохранив латинское название кислотного остатка (радикала).

FeSO_4 - ферри- сульфат,
сульфат железа (II).

Слово «сульфат»- латинское название кислотного остатка, «железо» - древнерусское название металла, римская цифра указывает валентность металла.

Название солей бескислородных кислот и соединений металлов с неметаллами производятся от корня слова латинского названия неметалла с добавлением суффикса – ид, и далее даётся название металла:

NaCl - хлорид натрия
 CaC_2 – карбид кальция

9.1 Повторение и закрепление способов решения задач

Задача 1

Какое количество вещества оксида меди (II) содержится в 120 г. его массы?

Дано:

$m \text{ CuO} = 120 \text{ г.}$

ν -?

Решение:

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

Пользуясь соотношением $M = m/\nu$, находим количество вещества:

$$\nu = \frac{m}{M_r} = \frac{120}{80} = 1,5 \text{ моль}$$

Ответ: $\nu = 1,5 \text{ моль.}$

Задача 2

Определите массу гидроксида натрия количеством вещества 2 моль.

Дано:

$\nu = 2 \text{ моль}$

$m(\text{NaOH})$ -?

Решение

$$M_r(\text{NaOH}) = 40 \text{ г/ моль}$$

$$\nu = \frac{M_r}{m}$$

$$m = \nu \times M_r = 2 \times 40 \text{ г/моль} = 80 \text{ гр.}$$

Ответ: $m(\text{NaOH}) = 80 \text{ гр.}$

Задача 3

Сколько атомов фосфора содержится в 5 моль фосфора?

Дано:

$\nu_p = 5 \text{ моль}$

n -?

Решение:

Фосфор количеством вещества 1 моль содержит 6×10^{23} атомов.

Следовательно, фосфор количеством вещества 5 моль содержит:

$$n = 5 \times 6 \times 10^{23} = 3 \times 10^{24} \text{ атомов}$$

Ответ: 3×10^{24} атомов.

Задача 4

Сколько молекул содержится в 80 г. оксида железа (III)?

Дано:

$$m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 80 \text{ г.}$$

n - ?

Решение:

$$M_r(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 160 \text{ г/моль}$$

$$Y(\text{Fe}_2\text{O}_3) = \frac{m}{M_r} = \frac{80}{160} = 0,5 \text{ моль}$$

Исходя из того, что 1 моль вещества содержит 6×10^{23} структурных единиц, находим число молекул в 0,5 моль Fe_2O_3

$$0,5 \times 6 \times 10^{23} = 3 \times 10^{23}.$$

Ответ: 3×10^{23} молекул

Задача 5

Масса азота объёмом 1 л. при н.у. равна 1,25 г. Определите относительную молекулярную массу азота.

Дано:

$$V_{\text{N}_2} = 1 \text{ л.}$$

$$m_{\text{N}_2} = 1,25 \text{ г}$$

M_r - ?

Решение:

$$1 \text{ л. N}_2 - 1,25 \text{ г.}$$

$$22,4 \text{ л.} - X$$

$$X = \frac{22,4 \times 1,25}{1} = 28 \text{ г.}$$

$$Mr(N_2) = \frac{m}{\nu} = \frac{28\text{г.}}{1 \text{ моль}} = 28 \text{ г/моль}$$

Ответ: $m(N_2) = 28 \text{ г/моль}$.

Задача 6

Вычислить массовую долю меди (в %) в оксиде меди (II).

Дано:

$$m_{CuO} = 80 \text{ г.}$$

$$m_{Cu} = 64 \text{ г.}$$

W%- ?

Решение:

$$Mr (CuO) = 80 \text{ г/моль}$$

$$80 \text{ г. CuO} - 100\%$$

$$64 \text{ г.} - \text{-----} - X\%$$

$$X = \frac{64 \times 100}{80} = 80\% \text{Cu} -$$

Ответ: 80% Cu.

Задача 7

Вычислить состав сульфата меди (II) $CuSO_4$ в массовых долях (в %).

Дано:

$$Mr (CuSO_4) = 160 \text{ г/моль}$$

W% Cu -?

W%S -?

W%O - ?

Решение:

$$m(CuSO_4) = \frac{Mr}{V} = 160 \text{ г / моль}$$

Примем $m(CuSO_4) = 160 \text{ г.}$ за 100 %, тогда массовая доля меди:

$$160 \text{ г.} - 100\%$$

$$64 \text{ г.} - X \%$$

$$X = \frac{64 \times 100}{160} = 40\% \text{ Cu}$$

$$W \%(\text{S}) = 160 \text{ г.} \text{ — } 100 \% \\ 32 \text{ г.} \text{ — } X \%$$

$$X = \frac{32 \times 100}{160} = 20\% \text{ S}$$

$$W \%(\text{O}) = 160 \text{ г.} \text{ — } 100\% \\ 64 \text{ г.} \text{ — } X \%$$

$$X = \frac{64 \times 100}{160} = 40\% \text{ O}$$

Ответ: $W\% \text{Cu} = 40\%$; $W\% \text{S} = 20\%$; $W\% \text{O} = 40\%$

Задача 8

Выведите простейшую формулу вещества, содержащего азота ($W\% = 63,64\%$) и кислорода ($W\% = 36,36\%$).

Дано:

$$W\% \text{N}_2 = 63,64\%$$

$$W\% \text{O}_2 = 36,36\%$$

N_xO_y -?

Решение:

$$\frac{14X}{16Y} = \frac{63,64}{36,36}$$

$$\frac{X}{Y} = \frac{4,54}{2,27} = \frac{2,27}{2,27} = 2:1$$

2 атома азота и 1 атом кислорода

Ответ: формула N_2O

Задача 9

Хлор имеет изотопы с массовым числом 35 и 37. Укажите для каждого изотопа порядковый номер, число протонов и нейтронов, заряд ядра.

Определите массовую долю в нём изотопа с массовым числом 35 и 37, приняв атомную массу хлора 35.453.

Решение:

Изотопы хлора имеют одинаковый порядковый номер 17, следовательно, и одинаковый заряд ядра + 17, 17 протонов, а так как атом электронейтральный, то 17 электронов. Согласно протонно - нейтронной теории у изотопа ${}_{17}\text{Cl}^{35}$ будет $(35-17) = 18$ нейтронов, а у изотопа с массовым числом 37 нейтронов будет 20. Если обозначить массовую долю (%) изотопа ${}_{17}\text{Cl}^{35}$ в природном хлоре через X, а изотоп ${}_{17}\text{Cl}^{37}$ через $100 - X$, то

$$\frac{35X + 37(100 - X)}{100} = 35,453, \text{ откуда } X = 77,4\%$$

Следовательно, хлор содержит 77,4% изотопа ${}_{17}\text{Cl}^{35}$ и 22,6% ${}_{17}\text{Cl}^{37}$.

Задача 10

Определите массовую долю (в %) KOH в растворе, если KOH массой 40 г. растворён в воде массой 160 г.

Дано:

$$m(\text{KOH}) = 40 \text{ г.}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 160 \text{ г.}$$

Найти : W% - ?

Решение:

Общая масса раствора KOH равна

$$m_{\text{р-ра}} = 160 \text{ г.} + 40 \text{ г.} = 200 \text{ г.}$$

По формуле получаем:

$$W\% = \frac{m}{m_1} \times 100\% = \frac{40 \text{ г}}{200 \text{ г}} \times 100\% = 20\%$$

Ответ: W%(KOH) = 20 %.

Задача 11

Определите массовую долю (в%) хлорида натрия, полученного при смешивании двух растворов: хлорида натрия массой 120 г. с массовой долей NaCl 40 % и массой 200 г. с массовой долей 15 %.

Дано:

$$m_{\text{NaCl}} = 120 \text{ г. с } W\% = 40 \%$$

$$m_{\text{NaCl}} = 200 \text{ г. с } W\% = 15 \%$$

W% - рас-ра

Решение:

1) Определяем содержание хлорида натрия с массовой долей NaCl 40 % в хлориде натрия массой 120 г.

$$m = \frac{W \times m^1}{100} = \frac{40\% \times 120}{100} = 48\%$$

2) Содержание хлорида натрия с массовой долей NaCl 15% в хлориде натрия массой 200 г.

$$M = \frac{15 \times 200}{100} = 30 \text{ г}$$

3) Общая масса раствора 120 г. + 200 г. = 320 г.

4) Общая масса растворённого вещества:

$$48 \text{ г.} + 30 \text{ г.} = 78 \text{ г.}$$

Следовательно, массовая доля (в %) хлорида натрия в растворе

$$W\% = \frac{78 \times 100}{320} = 24.4\% \text{ NaCl}$$

Ответ: $W\% \text{ NaCl} = 24,4\%$.

Задача 12

Сколько граммов NaOH содержится в 0,1 М растворе объёмом 500 мл.

Дано:

$$V_{\text{NaOH}} = 500 \text{ мл.}$$

$$C = 0,1 \text{ М}$$

$$m_{\text{NaOH}} = ?$$

Решение:

1 способ:

$$m(\text{NaOH}) = \frac{m(\text{M}) \times MrV}{1000} = \frac{0,1 \text{ моль} \times 40 \text{ г/моль} \times 500 \text{ мл}}{1000 \text{ мл}} = 2 \text{ г.}$$

2 способ

$$1 \text{ М рра NaOH} \text{ — } 40 \text{ г. NaOH}$$

$$0,1 \text{ M} \quad \text{--- X}$$

$$X = \frac{40 \times 0,1}{1} = 4 \text{ г.}$$

$$\begin{array}{l} \text{В } 1000 \text{ мл. } 0,1 \text{ M р-ра NaOH} \text{ --- } 4\text{г.} \\ \text{500 мл.} \quad \quad \quad \text{--- X} \end{array}$$

$$X = \frac{500 \times 4}{1000} = 2 \text{ г.}$$

Ответ : 2 г.

Задача 13

Вычислите молярную концентрацию раствора NaOH, 500 мл. которого содержит 1 г. NaOH.

Дано:

$$m_{\text{NaOH}} = 1 \text{ г.}$$

$$V_{\text{NaOH}} = 500 \text{ мл.}$$

C-?

Решение:

1 способ:

$$C(\text{NaOH}) = \frac{m(\text{NaOH})}{M_r(\text{NaOH}) \times V} = \frac{1 \text{ г}}{40 \text{ г/моль} \times 0,5 \text{ л}} = 0,05 \text{ моль/л или } 0,05 \text{ M}$$

2 способ

в 0,5 л. гидроксида натрия --- 40 г. NaOH
в 1 л раствора гидроксида натрия --- 2 г. NaOH

$$X = \frac{1 \text{ л} \times 1 \text{ г}}{0,5} = 2 \text{ г NaOH}$$

Ответ: C (NaOH) = 2 г

Задача 14

Через катализатор пропустили смесь азота и водорода, занимающую при нормальных условиях объём 89,6 л. после реакции объём смеси уменьшился до 67,2 л. Образовавшийся анилин растворим в водном растворе этого же газа

объемом 101 мл. (пл. 0,95) с массовой долей NH_4OH 12%. Определите массовую долю полученного раствора.

Дано:

$$V_{\text{см}} = 89,6 \text{ л}$$

$$V_{\text{см}} = 67,2 \text{ л}$$

$$V_{\text{NH}_3} = 101 \text{ мл}$$

$$\rho = 0,95$$

$$W\% \text{ NH}_4\text{OH} = 12\%$$

$$W\%_{\text{пра}} -$$

Решение:

1) Определим насколько уменьшился объем смеси:

$$89,6 - 67,2 = 22,4 \text{ л.}$$

2) Из уравнения реакции $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$ видно, что газы реагируют в отношении 1:3, объем полученного в 2 раза меньше по сравнению с объемом исходных газов. Изменение объема смеси равно объему образовавшегося газообразного аммиака.

Следовательно, аммиака образовалось 22,4 л., при этом затрачено 11,2 л. азота и 33,6 л. водорода.

3) Аммиак объемом 22,4 л. при ну. имеет массу 17, следовательно, масса раствора увеличилась на 17 г.

4) Масса раствора с плотностью 0,95 равна:

$$101 \text{ мл.} \times 0,95 \text{ г/мл} = 95,95 \text{ г.}$$

5) Масса аммиака в растворе с массовой долей NH_4OH 12% равна

$$m = m_{\text{р}} \cdot w = 95,95 \times 0,12 = 11,514 \text{ г.}$$

6) С водой взаимодействует 17 г. аммиака по уравнению



7) Масса NH_4OH в полученном растворе $11,514 + 35 = 46,514 \text{ г.}$

8) Масса полученного раствора: $95,95 + 17 = 112,95 \text{ г.}$

9) Массовая доля полученного раствора (в%)

$$W\% = \frac{m \times 100\%}{m^1} = \frac{46,514 \times 100\%}{112,95} = 41,2\%$$

Ответ: $w\% = 41,2\%$.

Задача 15

При полном сжигании 0,68 г. неизвестного вещества получим 1,28 г. оксида серы и 0,36 г. воды. Найдём химическую формулу сжигаемого вещества.

Дано:

$$m_{\text{в-ва}} = 0,68 \text{ г.}$$

$$m_{\text{SO}_2} = 1,28 \text{ г.}$$

H_xS_y -?

Решение:

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

$$M_r(\text{SO}_2) = 64 \text{ г/моль}$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = 0,36/18 = 0,02 \text{ моль}$$

$$V(\text{SO}_2) = 1,28/64 = 0,02 \text{ моль}$$

В 0,02 моль воды содержится 0,04 моль водорода. В 0,02 моль оксида серы содержится 0,02 моль атомов водорода. Вычислить массу водорода и серы в веществе:

$$m(\text{H}) = n(\text{H}) \times M_r(\text{H}) = 0,04 \text{ моль} \times 1 \text{ г/моль} = 0,04 \text{ г.}$$

$$m(\text{S}) = n(\text{S}) \times M_r(\text{S}) = 0,02 \text{ моль} \times 32 \text{ г/моль} = 0,64 \text{ г.}$$

Масса серы и водорода равна $0,04 + 0,64 = 0,68$ г, т.е. равна массе вещества, значит в веществе не содержится других элементов, кроме серы и водорода. На 0,04 моль водорода приходится 0,02 моль серы, т.е. на 2 атома водорода приходится 1 атом суры. Значит формула H_2S .

Ответ: H_2S .

Задача 16

Через раствор, содержащий 10 г. гидроксида натрия, пропустили 20 г. сероводорода. Какая соль образовалась при этом? Определите массу и количество.

Дано:

$$m_{\text{NaOH}} = 10 \text{ г.}$$

$$m_{\text{H}_2\text{S}} = 20 \text{ г.}$$

$$M_{\text{соли}} \text{ -?}$$

$$V_{\text{соли}} \text{ -?}$$

Решение:



$$M_r(\text{H}_2\text{S}) = 34 \text{ г/моль}$$

$$M_r(\text{NaOH}) = 40 \text{ г/моль}$$

$$V(\text{NaOH}) = \frac{m(\text{NaOH})}{M_r(\text{NaOH})} = \frac{10 \text{ г}}{40 \text{ г/моль}} = 0,25 \text{ моль}$$

$$V(\text{H}_2\text{S}) = \frac{m(\text{H}_2\text{S})}{M_r(\text{H}_2\text{S})} = \frac{20 \text{ г}}{34 \text{ г/моль}} = 0,59 \text{ моль}$$

По уравнению (2) 1 моль гидроксида натрия реагирует с 1 моль сероводорода, значит для реакции с 0,59 моль сероводорода нужно 0,59 моль гидроксида натрия, а по условию взяли только 0,25 моль. Следовательно сероводород взят в избытке и образуется гидросульфида натрия расчёт ведём по гидроксиду натрия. Из 1 моль NaOH по уравнению (2) образуется 1 моль гидросульфида натрия. Следовательно из 0,25 моль гидроксида натрия получится 0,25 моль гидросульфида натрия. Вычислим массу гидросульфида натрия:

$$M(\text{NaHS}) = V(\text{NaHS}) \times M_r(\text{NaHS}) = 0,25 \text{ моль} \times 56 \text{ г/моль} = 14 \text{ г.}$$

Ответ: 0,25 моль и 14 г NaHS.

Задача 17

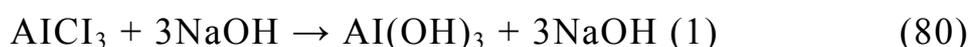
Сколько оксида алюминия в граммах можно получить из 100 г. кристаллогидрата хлорида алюминия. $\text{AlCl}_3 \times 6\text{H}_2\text{O}$.

Дано:

$$m_{\text{ткр.}} = 100 \text{ г.}$$

$$m_{\text{Al}_2\text{O}_3}$$

Решение:



При прокаливании



$$1) M_r(\text{AlCl}_3 \times 6 \text{H}_2\text{O}) = 241,5 \text{ г/моль}$$

$$2) V(\text{AlCl}_3) \times 6\text{H}_2\text{O} = \frac{m}{M_r} = \frac{100 \text{ г}}{241,5 \text{ г/моль}} = 0,414 \text{ моль}$$

Количество вещества хлорида алюминия очевидно равно количеству вещества кристаллогидрата. По уравнению (1) из 1 моль хлорида алюминия можно получить 1 моль гидроксида алюминия.

По уравнению (2) из 2 моль гидроксида алюминия получится 1 моль оксида алюминия. Значит для получения 1 моль оксида алюминия нужно 2 моль хлорида алюминия. Пусть из 0,414 моль хлорида алюминия получится x моль оксида алюминия.

$$\frac{2}{1} = \frac{0,414}{x};$$

$$x = \frac{1 \times 0,414}{2} = 0,2070 \text{ моль}$$

$$M_r(\text{Al}_2\text{O}_3) = 102 \text{ г/моль}$$

$$m(\text{Al}_2\text{O}_3) = V \times M_r = 0,207 \times 102 = 21,1 \text{ г.}$$

Ответ: 21,1 г. Al_2O_3 .

Задача 18

На 18 г. технического алюминия подействовали избытком раствора гидроксида натрия. При этом выделилось 24,1 л. Газа (н.у.). Определите % примесей в техническом алюминии, если известно, что в нём не содержалось других веществ, способных реагировать с гидроксидом натрия.

Дано:

$$m_{\text{Al}} = 18 \text{ г.}$$

$$V = 24,1 \text{ л.}$$

% -?

Решение:



$$V(\text{H}_2) = \frac{V(\text{H}_2)}{V_m} = \frac{24,1}{22,4} = 0,956 \text{ моль}$$

По уравнению реакции при взаимодействии 2 моль алюминия со щёлочью выделится 3 моль водорода. Пусть при выделении 0,956 моль водорода в реакцию вступило x моль водорода.

$$\frac{2}{3} = \frac{x}{0,956}$$

$$x = \frac{0,956 \times 2}{3} = 0,637 \text{ моль}$$

$$M_r(\text{Al}) = 27 \text{ г/ моль}$$

Вычислим массу прореагировавшего алюминия.

$$M(\text{Al}) = V \times M_r = 27 \times 0,637 = 17,2 \text{ г.}$$

Масса примесей равна $18 - 17,2 = 0,8 \text{ г.}$

$$W\% = \frac{0,8}{18} = 0,044 \text{ или } 4,4\%$$

Ответ: технический алюминий содержит 4,4 %.

Задача 19

К 200 г. раствора содержащего 40% нитрата калия, добавим 800 мл. воды. Определите массовую долю и % содержания нитрата калия в полученном растворе.

Дано:

$$m(\text{р-ра}) = 200 \text{ г.}$$

$$W\%_{\text{KNO}_3} = 40\%$$

$W\%$ -?

Решение:

1) Вычислим массу нитрата калия в исходном растворе

$$m(\text{KNO}_3) = C(\text{KNO}_3) \times m(\text{р - ра}) = 0,4 \times 200 = 80 \text{ г.}$$

Плотность воды равна 1 г/мл, значит масса добавленной воды равна 800 гр.

Масса раствора равна 200 г+800 г =1000 г.

2) Вычислим массовую долю нитрата калия в полученном растворе:

$$C_2(\text{KNO}_3) = \frac{m(\text{KNO}_3)}{m(\text{р - ра})} = \frac{80 \text{ г}}{100 \text{ г}} = 0,1$$

Ответ: массовая доля нитрата калия равна 0,1 или 10%

Задача 20

В какой массе воды нужно растворить 27,8 кристаллогидрат сульфата железа(II) FeSO_4 , чтобы получить 3,8% - ный раствор сульфата железа (II).

Дано:

$m(\text{крист}) = 27,8 \text{ г.}$

$C = 3,8 \%$

$m(\text{H}_2\text{O}) - ?$

Решение:

$M_r(\text{FeSO}_4) 152 \text{ г/моль}$

$$M_r(\text{FeSO}_4 \times 7 \text{ H}_2\text{O}) = M_r(\text{FeSO}_4) + 7M_r(\text{H}_2\text{O}) = 152 \times 7 + 18 = 278 \text{ г/моль}$$

1) Вычислим количество вещества кристаллогидрата:

$$Y(\text{FeSO}_4 \times 7 \text{ H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{FeSO}_4 \times 7 \text{ H}_2\text{O})}{M_r} = \frac{27,8 \text{ г}}{278 \text{ г}} = 0,1 \text{ моль}$$

В 1 моль кристаллогидрата содержится 1 моль сульфата железа, значит и 0,1 моль кристаллогидрата содержится 0,1 моль сульфата железа.

Вычислим массу сульфата железа.

$$m(\text{FeSO}_4) = Y(\text{FeSO}_4) \times M_r(\text{FeSO}_4) = 0,1 \text{ моль} \times 152 \text{ г/моль} = 15,2 \text{ г.}$$

Пусть для получения раствора с массовой долей 3,8% или 0,038 нужно прибавить к кристаллогидрату сульфата железа x г. воды. Масса раствора, будет равна $27,8+x$, а масса растворенного вещества(сульфата железа) - 15,2

Составим уравнение:

$$C(\text{FeSO}_4) = \frac{m(\text{FeSO}_4)}{Mr(\text{FeSO}_4)} = \frac{15,2}{27,8 + X} = 0,038 \text{ г.}$$

$$\text{Отсюда: } 0,038 \times (27,8 + x) = 15,2.$$

Ответ: $0,38x(27,8+x)$.

Задача 21

К раствору, содержащему 12,6 г. азотной кислоты, добавим раствор, содержащий 7,2 г. гидроксида натрия. Сколько гидроксида натрия по массе потребуется для полной нейтрализации.

Дано:

$$m_{\text{HNO}_3} = 12,6 \text{ г.}$$

$$m_{\text{NaOH}} = 7,2 \text{ г.}$$

Решение:



$$1) Mr(\text{HNO}_3) = 63 \text{ г/моль}$$

$$Mr(\text{NaOH}) = 40 \text{ г/моль}$$

Вычислим количество вещества азотной кислоты и гидроксида натрия:

$$V(\text{HNO}_3) = \frac{m(\text{HNO}_3)}{Mr(\text{HNO}_3)} = \frac{12,6}{63} = 0,2 \text{ моль}$$

По уравнению реакций 1 моль азотной кислоты реагирует с 1 моль гидроксида натрия, следовательно 0,18 моль гидроксида натрия нейтрализует 0,18 моль азотной кислоты. Всего же в растворе находится 0,2 моль азотной кислоты, т. е. $0,2 - 0,18 = 0,02$ моль азотной кислоты не прореагирует и для её нейтрализации нужно дополнительно прибавит ещё 0,02 моль гидроксида натрия.

2) Вычислим массу гидроксида натрия:

$$m(\text{NaOH}) = V(\text{NaOH}) \times Mr(\text{NaOH}) = 0,02 \text{ моль} \times 40 \text{ г/моль} = 0,8 \text{ г.}$$

Ответ: для полной нейтрализации кислоты нужно ещё 0,8 г. гидроксида натрия.

Задача 22

При сгорании 3,27 г. цинка выделилось 174 кДж. Вычислите теплоту образования оксида цинка(тепловой эффект).

Дано:

$$m_{\text{Zn}} = 3,27 \text{ г.}$$

$$Q = 174 \text{ кДж}$$

Тепл. Коэф.

Решение:



$$M_r(\text{Zn}) = 65 \text{ г /моль}$$

1)Вычислим количество цинка:

$$\nu(\text{Zn}) = \frac{m(\text{Zn})}{M_r(\text{Zn})} = \frac{3,27}{65} = 0,05 \text{ моль}$$

По уравнению реакции из 2 моль цинка образуется 2 моль оксида цинка, значит из 0,05 моль цинка образуется 0,05 моль оксида цинка.

Теплотой образования называется количество теплоты, выделившееся при образовании 1 моль вещества.

При образовании 0,05 моль выделилось 174 кДж тепла.

$$\frac{0,05}{174} = \frac{1}{X}$$

$$X = \frac{174 \times 1}{0,5} = 3480 \text{ кДж}$$

Ответ: теплота образования оксида цинка равна 3482 кДж.

Задача 23

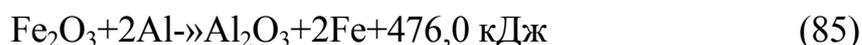
При восстановлении железа из 100 г. оксида железа (II) алюминием выделилось 476,0 кДж. Определите тепловой эффект этой реакции.

Дано:

$$M(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 100 \text{ г.}$$

Тепл. Коэф.

Решение:



$$\begin{aligned} M_r(\text{Fe}) &= 56 \text{ г/моль} \\ M_r(\text{Fe}_2\text{O}_3) &= 160 \text{ г/моль} \end{aligned}$$

Тепловой эффект реакции равен количеству тепла, выделяющегося при восстановлении 1 моль оксида железа(III). При восстановлении 0,625 моль оксида железа (III) выделилось 476 кДж тепла. Пусть при восстановлении 1 моль оксида железа (III) выделится x кДж тепла.

$$\frac{0,625}{476} = \frac{1}{x}$$

$$x = \frac{476 \times 1}{0,625} = 761,6 \text{ кДж}$$

Ответ: тепловой эффект реакции равен 761,6 кДж.

Задача 24

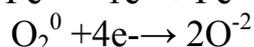
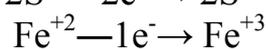
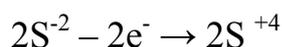
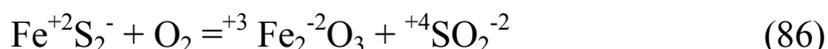
Какую массу чистого железа можно получить из 250 т. руды с массовой долей пирита FeS_2 0,7, если выход составляет 82%.

Дано:

M руды = 250 т.

$\zeta = 70 \%$

Решение:



Из оксида железа (III), железо можно получить при помощи любого подходящего восстановителя.



1) Вычислим массу чистого пирита в руде:

$$M_r(\text{FeS}_2) = W \times m = 0,7 \times 250 m = 175 m$$

$$M_r(\text{FeS}_2) = 120 \text{ г/моль}$$

2) Вычислим количество пирита:

$$V = \frac{m(\text{FeS}_2)}{Mr(\text{FeS}_2)} = \frac{175 \times 10^6}{120 \text{ г/моль}} = 1,46 \times 10^6 \text{ моль}$$

По уравнению (1) из 4 моль пирита получится 2 моль оксида железа.
По уравнению (2) из 1 моль оксида железа получается 2 моль железа.
Всего, значит, из 4 моль пирита получается 4 моль железа.

Следовательно, из $1,46 \times 10^6$ моль пирита при теоретическом 100% выходе можно получить $1,46 \times 10^6$ моль железа

Поскольку выход железа составляет 82% или 0,82, практически можно получить $0,82 \times 1,46 \times 10^6 \approx 1,2 \times 10^6$ моль.

Молярная масса железа равна 56 г/моль, вычислим массу железа:

$$V = \frac{m(\text{Fe})}{Mr(\text{Fe})}$$

$$m(\text{Fe}) = V \times Mr = 1,2 \times 10^6 \times 56 = 67,2 \times 10^6 \text{ т.}$$

Ответ: 67,2 т.

Задача 25

При электролизе раствора хлорида натрия выделилось 7,2 л. водорода (н.у.). Вычислите сколько по массе и количеству вещества образовалось гидроксида натрия в растворе.

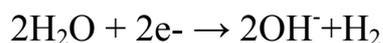
Дано:

$$V(\text{NaCl}) = 7,2 \text{ л}$$

$$Y(\text{NaOH}) - ?$$

Решение:

1) Запишем уравнения процессов, проходящих на электродах:



Таким образом в растворе образуется гидроксид натрия, на катоде выделяется водород, а на аноде хлор.

2) Вычислим количество вещества выделившегося водорода:

$$V(\text{H}_2) = \frac{V(\text{H}_2)}{V_M} = \frac{7,2}{22,4} = 0,32 \text{ моль}$$

По уравнению реакции на 1 моль выделившегося на катоде водорода приходится 2 моль в растворе гидроксида натрия. Пусть при выделении 0,32 моль водорода в растворе образуется x моль гидроксида натрия. Составим пропорцию:

$$\frac{2}{1} = \frac{X}{0,32}$$

$$\frac{2 \times 0,32}{1} = 0,64 \text{ моль}$$

3) Определим молярную массу гидроксида натрия:

$$M_r(\text{NaOH}) = 40 \text{ г/моль}$$

4) Вычислим массу гидроксида натрия:

$$m(\text{NaOH}) = V(\text{NaOH}) \times M_r(\text{NaOH}) = 0,64 \text{ моль} \times 40 \text{ г/моль} = 25,6 \text{ г.}$$

Ответ: в растворе образовалось 0,64 моль и 25,6 г. гидроксида натрия.

Задача 26

Через 1 л. 18% раствора сульфата меди (II) ($\rho = 1,12 \text{ г/см}^3$) пропустили 23,2 л. сероводорода. Какое вещество и сколько по массе выпало в осадок ?

Дано:

$$V_{\text{р-ра}} = 1 \text{ л.}$$

$$W\% = 18\%$$

$$\rho = 1,12 \text{ г/см}^3$$

Решение:



1) Вычислим количество вещества сероводорода:

$$V(\text{H}_2\text{S}) = \frac{V(\text{H}_2\text{S})}{V_M} = \frac{23,2 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 1,036 \text{ моль}$$

2) Вычислим массу раствора сульфата меди:

$$m(p - pa) = P \times V = 1,12 \text{ г/моль} \times 1000 \text{ мл} = 1120 \text{ г.}$$

3) Вычислим массу сульфата меди в растворе:

$$m(\text{CuSO}_4) = C(\text{CuSO}_4) \times m(p - pa) = 0,18 \times 1120 \text{ г} = 201,6 \text{ г.}$$

4) Определяем молярную массу сульфата меди:

$$Mr(\text{CuSO}_4) = 160 \text{ г/моль.}$$

5) Вычислим количество вещества сульфата меди:

$$V(\text{CuSO}_4) = \frac{m(\text{CuSO}_4)}{Mr(\text{CuSO}_4)} = \frac{201,6 \text{ г}}{160 \text{ г/моль}} = 1,26 \text{ моль}$$

По уравнению реакции 1 моль сероводорода реагирует с 1 моль сульфата меди, значит в реакцию с 1,036 моль сероводорода вступит 1,036 моль сульфата меди, т.е. сульфат меди взят в избытке и расчёт ведем по сероводороду. По уравнению реакции из 1 моль сульфида меди, значит из 1,036 моль сероводорода образуется 1,036 моль сульфида меди (11).

6) Вычислим молярную массу сульфида меди:

$$Mr(\text{CuS}) = 96 \text{ г/моль}$$

7) Вычислим массу сульфида меди (II):

$$m(\text{CuS}) = V(\text{CuS}) \times Mr(\text{CuS}) = 1,036 \text{ моль} \times 96 \text{ г/моль} = 99,5 \text{ г.}$$

Ответ: в осадок выпадет 99,5 г. сульфида меди.

Задача 27

При действии на 9 г. смеси состоящей из металлического алюминия и его оксида, 40% - ным раствором гидроксида натрия ($P=1,4 \text{ г/см}^3$), выделилось 3,36 л. газа. Определите % состав исходной смеси и объём раствора NaOH, вступившего в реакцию.

Дано:

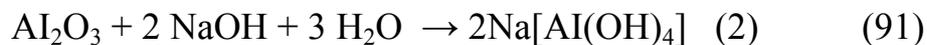
$$M(\text{смеси}) = 9 \text{ г.}$$

$$P(\text{NaOH}) = 1,4 \text{ г/см}^3$$

$$V(\text{газа}) = 3,36 \text{ л}$$

% -?

Решение:



1) Вычислить количество вещества выделившегося водорода:

$$Y(\text{H}_2) = \frac{V(\text{H}_2)}{V_M} = \frac{3,36 \text{ л/моль}}{22,4 \text{ л}} = 0,15 \text{ моль}$$

По уравнению реакции (1) при взаимодействии 2 моль алюминия с раствором щёлочи выделяется 3 моль водорода. Пусть 0,15 моль водорода выделиться при реакции x моль алюминия с раствором щёлочи.

2) Составим пропорцию:

$$\frac{2}{3} = \frac{X}{0,15}$$

$$X = \frac{0,15 \times 2}{3} = 0,1 \text{ моль}$$

Молярная масса алюминия равна 27 г/моль, вычислим массу алюминия:

$$m(\text{Al}) = V(\text{Al}) \times M_r(\text{Al}) = 0,1 \text{ моль} \times 27 \text{ г/моль} = 2,7 \text{ г.}$$

3) Вычислим массовую долю алюминия в смеси:

$$W\%(\text{Al}) = \frac{m(\text{Al}) \times 100\%}{m(\text{смеси})} = \frac{2,7 \text{ г} \times 100\%}{9 \text{ г}} = 30\%$$

4) Вычислим массовую долю оксида алюминия в смеси:

$$W(\text{Al}_2\text{O}_3) = 100\% - W\% \text{Al} = 70\%$$

По уравнению (1) 2 моль алюминия реагирует с 2 моль гидроксида натрия, значит 0,1 моль алюминия реагирует с 0,1 моль гидроксида натрия. В смеси содержится $9 - 2,7 = 6,3$ г. оксида алюминия. Вычислим молярную массу оксида алюминия:

$$M_r(\text{Al}_2\text{O}_3) = 102 \text{ г/моль.}$$

5) Вычислим количество вещества оксида алюминия:

$$V(\text{Al}_2\text{O}_3) = \frac{m(\text{Al}_2\text{O}_3)}{M_r(\text{Al}_2\text{O}_3)} = \frac{6,3 \text{ г}}{102 \text{ г/моль}} = 0,062 \text{ моль}$$

По уравнению реакции (2) 1 моль оксида алюминия реагирует с 2 моль гидроксида алюминия. Пусть 0,062 моль оксида алюминия реагирует с x моль гидроксида натрия. Составим пропорцию:

$$\frac{1}{2} = \frac{0,062}{x}$$

$$x = \frac{0,062 \text{ моль} \times 2}{1} = 0,124 \text{ моль}$$

Таким образом, всего необходимо $0,1 + 0,124 = 0,224$ моль гидроксида натрия.

$$M_r(\text{NaOH}) = 23 + 16 + 1 = 40 \text{ г/моль}$$

6) Вычислим массу раствора гидроксида натрия

$$m(\text{р-ра}) = \gamma(\text{NaOH}) \times M_r(\text{NaOH}) = 0,224 \text{ моль} \times 40 \text{ г/моль} = 8,96 \text{ г.}$$

7) Вычислим массу раствора гидроксида натрия с концентрацией 40% или 0,4

$$m(\text{р - ра}) = \frac{m(\text{NaOH})}{C(\text{NaOH})} = \frac{8,96}{0,4} = 2,24 \text{ г.}$$

8) Вычислим объём раствора: гидроксида натрия:

$$V = \frac{m}{\rho} = \frac{2,24 \text{ мл}}{1,4 \text{ г/мл}} = 16 \text{ мл}$$

Ответ: в смеси содержится 30% алюминия и 70% оксида алюминия:

потребуется 16 мл. раствора гидроксида натрия.

Задача 28

Вещество, полученное при прокаливании 1,28 г. меди в струе кислорода превратили в хлорид меди (II). Вычислите какой объем (в мл.) 4% соляной кислоты ($\rho = 1,02 \text{ г/см}^3$) израсходовали и какова масса выделившегося хлорида меди(II).

Дано:

$$m(\text{Cu}) = 1,28 \text{ г}$$

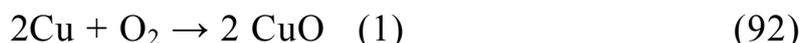
$$C = 4\%$$

$$\rho = 1,02 \text{ г/см}^3$$

$$V_{\text{мл}}(\text{HCl}) - ?$$

Решение:

При прокаливании меди в кислороде образуется оксид меди (II)



При реакции оксида меди (II) с соляной кислотой образуется хлорид меди



$$M_r(\text{Cu}) = 64 \text{ г/моль}$$

1) Вычислим количество вещества меди: $n(\text{Cu}) = \frac{m(\text{Cu})}{M_r(\text{Cu})} = \frac{1,28 \text{ г}}{64 \text{ г/моль}} = 0,02 \text{ моль}$

$$n(\text{Cu}) = \frac{m(\text{Cu})}{M_r(\text{Cu})} = \frac{1,28 \text{ г}}{64 \text{ г/моль}} = 0,02 \text{ моль}$$

По уравнению реакции (1) из 2 моль меди образуется 2 моль оксида меди (II), значит из 0,02 моль меди образуется 0,02 моль оксида меди (II). По уравнению (2) из 1 моль оксида меди (II) реагирует с 2 моль хлороводорода. Пусть 0,2 моль оксида меди (II) реагирует с x моль хлороводорода.

$$\frac{1}{2} = \frac{0,02}{x}$$
$$x = \frac{0,02 \times 2}{1} = 0,04 \text{ моль}$$

2) Определим молярную массу хлороводорода:

$$M_r(\text{HCl}) = 36,5 \text{ г/моль}$$

3) Вычислим массу хлороводорода:

$$m(\text{HCl}) = V(\text{HCl}) \times M_r(\text{HCl}) = 0,04 \text{ моль} \times 36,5 \text{ г/ моль} = 1,46 \text{ г.}$$

4) Вычислим массу 4 % соляной кислоты:

$$m(\text{к - ты}) = \frac{m(\text{HCl})}{C(\text{HCl})} = \frac{1,46}{0,04} = 36,5 \text{ г.}$$

5) Вычислим объём соляной кислоты:

$$V = \frac{m}{\rho} = \frac{36,5 \text{ г}}{1,02 \text{ г/мл}} = 35,8 \text{ мл}$$

По уравнению реакции (2) из 1 моль оксида меди (I!) образуется I моль хлорида меди(II), значит из 0,02 моль оксида меди (II) образуется 0,02 хлорида меди (II). Определим молярную массу хлорида меди.

$$M_r(\text{CuCl}_2) = 135 \text{ г/моль}$$

6) Вычислим массу хлорида меди.

$$m(\text{CuCl}_2) = Y(\text{CuCl}_2) \times M_r(\text{CuCl}_2) = 0,02 \text{ моль} \times 135 \text{ г/моль} = 2,7 \text{ г.}$$

Ответ: израсходовали 35,8 мл. соляной кислоты; образовалось 2,7 г хлорида меди (II).

Задача 29

На 12,8 г. меди действовали избытком концентрированной серной кислоты при нагревании. Вычислите массу, объём (н.у.) и количество выделившегося газа.

Дано:

$$m(\text{Cu}) = 12,8 \text{ г.}$$

m - ?

V - ?

γ - ?

Решение:



$$M_r(\text{Cu}) = 64 \text{ г/ моль}$$

1) Вычислим количество вещества меди:

$$V(\text{Cu}) = \frac{m(\text{Cu})}{M_r(\text{Cu})} = \frac{12,8}{64} = 0,2 \text{ моль}$$

По уравнению реакции при взаимодействии 1 моль меди с серной кислотой выделяется 1 моль оксида серы (II), значит при реакции 0.2 моль меди с серной кислотой выделится 0.2 моль оксида серы (IV).

2) Вычислим объём газа (оксида серы (IV))

$$V(\text{SO}_2) = n(\text{SO}_2) \times V_M = 0,2 \text{ моль} \times 22,4 \text{ л/моль} = 4,48 \text{ л.}$$

3) Вычисляем массу оксида серы (IV):

$$M_r(\text{SO}_2) = 64 \text{ г/моль}$$

$$m(\text{SO}_2) = n(\text{SO}_2) \times M_r(\text{SO}_2) = 0,2 \times 64 = 12,8 \text{ г.}$$

Ответ: выделится 0,2 моль; $m=12,8$; $V=4,48$ л. SO_2 .

Задача 30

На 0,9 моль карбоната кальция подействовали 540 мл. 8%-ной соляной кислотой ($\rho=1,04 \text{ г/см}^3$). Какой газ и сколько его по объёму выделится?

Дано:

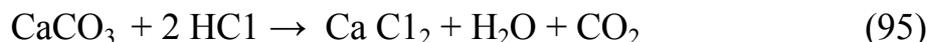
$$n(\text{CaCO}_3) = 0,9 \text{ моль}$$

$$V(\text{HCl}) = 540 \text{ мл}$$

$$C\% = 8\%$$

$$\rho = 1,04 \text{ г/см}^3$$

Решение:



1) Вычислим массу соляной кислоты:

$$m(\text{кислоты}) = \rho \times V = 1,04 \text{ г/мл} \times 540 \text{ мл} = 561,6 \text{ г}$$

2) Вычислим массу хлороводорода, содержащегося в соляной кислоте:

$$m(\text{HCl}) = C(\text{HCl}) \times m(\text{к-ты}) = 0,08 \times 561,6 \text{ г.} = 44,93 \text{ г}$$

$$M_r(\text{HCl}) = 36,5 \text{ г/моль}$$

3) Вычислим количество вещества хлороводорода:

$$Y(\text{HCl}) = \frac{m(\text{HCl})}{M_r(\text{HCl})} = \frac{44,93 \text{ г}}{36,5 \text{ г/моль}} = 1,23 \text{ моль}$$

По уравнению реакции 1 моль карбоната кальция реагирует с 2 моль хлороводорода. Пусть для реакции с 0,9 моль хлороводорода необходимо x моль хлороводорода. Составим пропорцию:

$$\frac{1}{2} = \frac{0,9}{X}$$

$$X = \frac{2 \times 0,9}{1} = 1,8 \text{ моль}$$

Необходимо 1,8 моль хлороводорода, а имеется только 1,23 моль значит, карбонат кальция взят в избытке, расчёт ведём по соляной кислоте. По уравнению при взаимодействии 2 моль хлороводорода с карбонатом кальция выделится 1 моль оксида углерода(IV), Пусть при взаимодействии 1,23 моль хлороводорода с карбонатом кальция выделяется x моль оксида углерода (IV).

Составим пропорцию:

$$\frac{1}{2} = \frac{X}{1,23}$$

$$X = \frac{1,23 \times 1}{2} = 0,615 \text{ моль}$$

4) Вычислим объём оксида углерода (IV):

$$V(\text{CO}_2) = Y(\text{CO}_2) \times V_M = 0,615 \text{ моль} \times 22,4 \text{ л/моль} = 13,78 \text{ л.}$$

Ответ: выделиться 13,78 л. оксида углерода.

Задача 31

В 40 мл. 6%-го раствора нитрата серебра (I) ($\rho = 1,05 \text{ г/см}^3$) растворим 250 мл. хлороводорода, какое вещество и сколько по массе выпадает в осадок?

Дано:

$$V_{\text{ра}} = 40 \text{ мл}$$

$$C = 6\%$$

$$\rho = 1,05 \text{ г/см}^3$$

$$V_{\text{HCl}} = 250 \text{ мл.}$$

m в-ва ?

Решение:



1) Вычислим массу раствора нитрата серебра:

$$m(\text{p-ра}) = P \times V = 1,05 \times 40 \text{ мл.} = 42 \text{ г.}$$

2) Вычислим массу нитрата серебра, содержащегося в растворе:

$$m(\text{AgNO}_3) = C(\text{AgNO}_3) \times m(\text{p-ра}) = 0,060 \times 42 = 2,52 \text{ г.}$$

3) Вычислим количество вещества нитрата серебра:

$$M_r(\text{AgNO}_3) = 170 \text{ г/моль}$$

$$V(\text{AgNO}_3) = \frac{m}{M_r} = \frac{2,52 \text{ г}}{170 \text{ г/моль}} = 0,0148 \text{ моль}$$

4) Вычислим количество вещества хлороводорода:

$$Y_{\text{HCl}} = \frac{V(\text{HCl})}{V_M} = \frac{0,25 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,0112 \text{ моль}$$

По уравнению реакции 1 моль хлороводорода реагирует с 1 моль нитрата серебра, значит для реакции с 0,0148 моль нитрата серебра необходимо 0,0148 моль хлороводорода, а имеется только 0,0112 моль, значит нитрат серебра взят в избытке, расчёт ведём по хлороводороду, Из 1 моль хлороводорода образуется 1 моль хлорида серебра, значит из 0,0112 моль хлороводорода образуется 0,0112 моль хлорида серебра.

5) Вычислим массу хлороводорода:

$$M_r(\text{AgCl}) = 143,5 \text{ г/ моль}$$

$$m(\text{AgCl}) = Y(\text{AgCl}) \times M_r(\text{AgCl}) = 0,0112 \text{ моль} \times 143,5 \text{ г/ моль} = 1,6 \text{ г.}$$

Ответ: в осадок выпадает 1,6 г. хлорида серебра.

9.2 Индивидуальные задания

Задание 1

1) Какое количество вещества содержится:

а) в 4,0 г $\text{Cu}(\text{OH})_2$; б) в 0,2 кг NaOH ; в) в 0,056 т KOH ?

2) Сколько молекул содержится:

а) в NaCl массой 5,85 кг.; б) в CuO массой 0,8 т. в) в Na₂CO₃ массой 106 кг?

3) Определите молекулярную массу газа, если 50 г. его при н. у. занимают объём 4 л.?

4) Определите массу: а) 0,1 моль NaOH; б) 2 моль HCl; в) 1 моль H₂SO₄.

5) Чему равна масса газов объёмом 1 м³ при н. у. а) N₂; б) He; в) SO₂?

6) Вычислите массу смеси газов, состоящую из водорода объёмом 11,2 л. и азота объёмом 8 л., взятых при н. у.

7) При сжигании 1,36 г. неизвестного вещества получили 2,56 г. оксида серы (IV) и 1,72 г. воды. Найдите химическую формулу сжигаемого вещества.

8) Через раствор содержащий 20 г. гидроксида калия, получили 40 г. сероводорода. Какая соль образовалась при этом? Определите её массу и количество вещества.

9) Сколько сульфата меди в граммах можно получить из 100 г. кристаллогидрата сульфата меди CuSO₄ · 7H₂O.

10) На 36 г. технического алюминия подействовали раствором гидроксида калия. При этом выделилось 12,05 л. газа (н.у.). Определите % содержание примесей в техническом алюминии, если известно, что в нём не содержалось других веществ, способных реагировать с гидроксидом калия.

11) В какой массе воды нужно растворить 27,8 г. кристаллогидрата хлорида алюминия AlCl₃ · 6H₂O, чтобы получить 3,8% раствора хлорида алюминия.

12) К раствору, содержащему 25,2 г. азотной кислоты, добавили раствор содержащий 14,4 г. гидроксида калия. Сколько гидроксида по массе потребуется для полной нейтрализации кислоты.

13) При сжигании 3,27 г. магния выделилось 174 кДж. Вычислите теплоту образования оксида цинка (тепловой эффект).

14) При восстановлении железа из 50 г. оксида железа (II), медью выделилось 476 кДж. Определите тепловой эффект этой реакции.

15) Какую массу чистого железа можно получить из 500 т. руды с массовой долей пирита FeS₂ 1,4, если выход составляет 41%?

16) При электролизе раствора хлорида кальция выделилось 7,2 л. водорода (н.у.) Вычислите, сколько по массе и количеству вещества образовалось гидроксида кальция в растворе.

17) Через 1 л. 18% раствора сульфата цинка ($\rho = 1,12 \text{ г/см}^3$) пропустили 23,2 л. сероводорода. Какое вещество и сколько по массе выпало в осадок?

18) При действии на 9 г. смеси, состоящей из меди и её оксида, 40%-ным раствором гидроксида натрия ($\rho = 1,4 \text{ г/см}^3$) выделилось 3,36 л. газа (н.у.). Определите % состав исходной смеси и объём раствора гидроксида натрия, вступившего в реакцию.

19) Вещество, полученное при прокаливании 1,28 г. магния в струе кислорода, превратили в хлорид магния. Вычислите, какой объём (в мл.) 4% соляной кислоты $\rho = (1,02 \text{ г/см}^3)$ израсходовали и какова масса выделившегося хлорида магния?

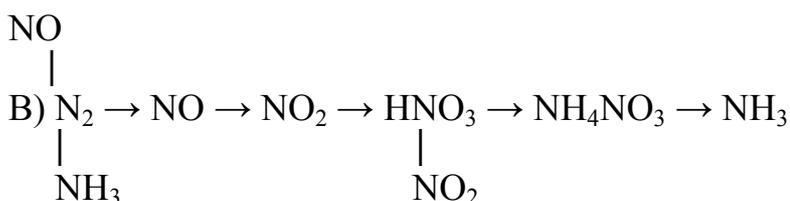
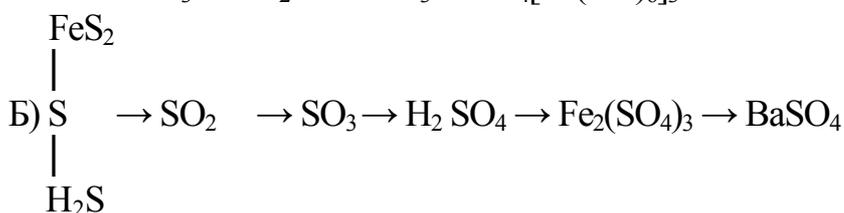
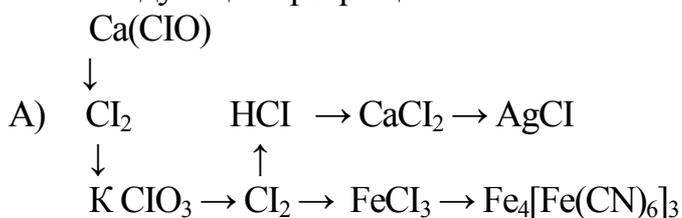
20) На 12,8 г. серебра подействовали избытком концентрированной серной кислотой при нагревании. Вычислите массу, объём (н.у.) и количество выделившегося газа.

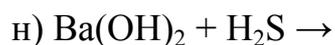
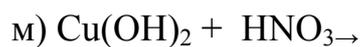
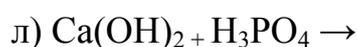
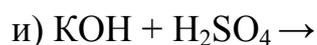
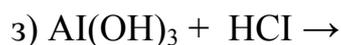
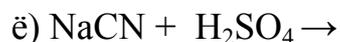
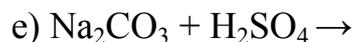
21) На 0,9 моль карбоната натрия подействовали 540 мл. 8% соляной кислотой ($\rho = 1,04 \text{ г/см}^3$). Какой газ и сколько его по объёму выделится?

22) В 20 мл. 12% раствора нитрата серебра ($\rho = 1,05 \text{ г/см}^3$) растворили 250 мл. хлороводорода. Какое вещество и сколько по массе выпадает в осадок?

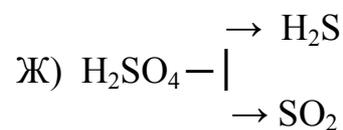
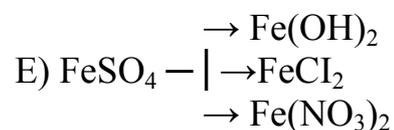
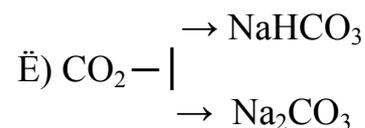
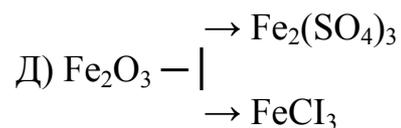
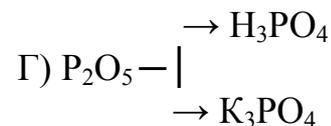
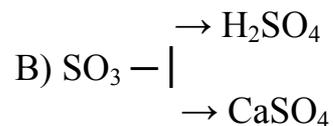
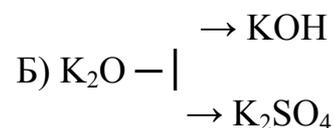
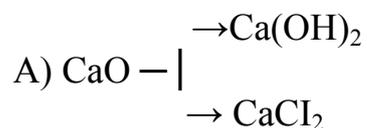
Задание 2

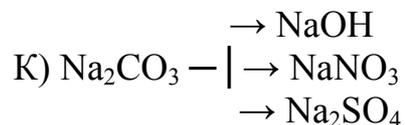
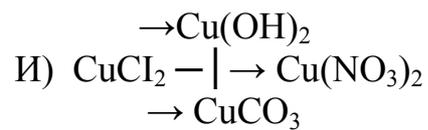
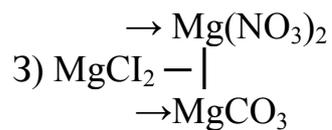
1) Составьте ионные уравнения реакций при помощи которых можно осуществить следующие превращения:





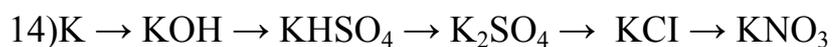
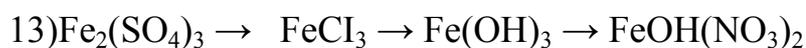
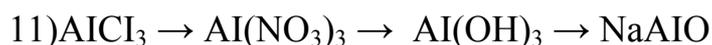
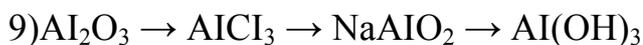
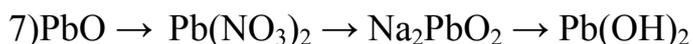
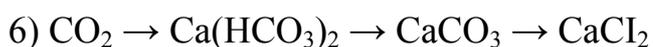
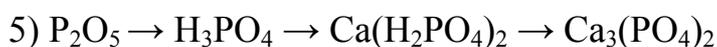
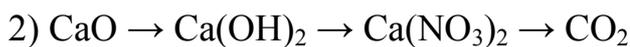
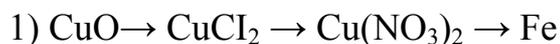
3) Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:

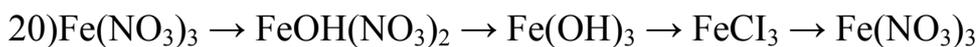
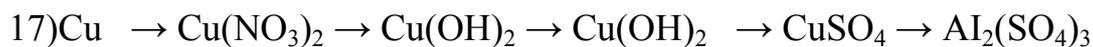




Задание 4

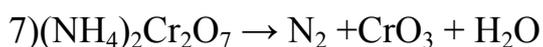
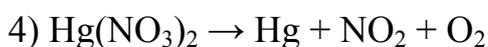
1. Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионной формах, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:





Задание 5

В следующих окислительно-восстановительных реакциях укажите окислитель и восстановитель, напишите электронные уравнения:



Список использованных источников

1 Ерохин, Ю.М. Химия учебник для ссузов /Ю.М. Ерохин. – 8-е изд., стереотип. – М.: Академия, 2007. – 384 с.

2 Ерохин, Ю.М. Сборник задач и упражнений по химии /Ю.М.Ерохин, В.И.Фролов –М.: Новая волна, 2006.

3 Гузей, Л.С. Химия 11 класс /Л.С.Гузей, Р.П.Суровцева, Т.Т.Лысова – М.: Дрофа, 2008.

4 Рудзитис, Г.Е. Химия: Основы общей химии: учебник для 11 кл. /Г.Е. Рудзитис, Ф.Г. Фельдман.– 10-е изд. – М.: Просвещение, 2003.– 160 с.

5 Габриелян, О. С. Химия 10 кл: учеб. для общеобр. учереж. /О.С.Габриелян [и др.]; под общей ред. В.И. Теренина. - 4-е изд., стер. – М.: Дрофа, 2003. – 304с.