## [Сорокин В.В., Загорский В.В., Свитанько И.В.Задачи химических олимпиад](http://www.chem.msu.ru/rus/school/sorokin/welcome.html)

## § 1. Расчеты с использованием данных о составе и состоянии вещества 1.1. Вещества и смеси

Химическое вещество имеет вполне определенный качественный и количественный состав. Смеси состоят из различных веществ. В задачах обычно требуется определить состав или предложить способ разделения смеси на отдельные вещества, что можно сделать на основании различия свойств индивидуальных веществ. Сюда же мы отнесем задачи на определение содержания элемента в веществе или смеси веществ.

Разберем несколько примеров.
**Пример 1.** В руде содержится 58% оксида марганца (IV). Каково содержание марганца в руде, если в МnО2 оно составляет 63,2%.
**Решение.** Массовая доля марганца в руде равна 0,58-0,632 = 0,366, т. е. 36,6%.

**Пример 2.** Чему равны массовые доли (%) изотопов неона 20Ne и 22Ne в природном газе, имеющем среднюю относительную атомную массу 20,2?
**Решение.** Примем за *х* число атомов 20Ne в каждых 100 атомах природного неона, тогда число атомов 22Ne будет (100 - *х).* Масса атомов 20Ne равна 20х, а масса атомов 22Ne = 22-(100-х)

20x + 22 (100-x) = 20,2 100.

Из уравнения находим х = 90 (атомов 20Ne) и 100 - 90=10 (атомов 22Ne). Таким образом, массовая доля 20Ne составляет 90%, а массовая доля 22Ne-10%.

**Пример 3.** Смесь медного купороса CuSO45H2O и кристаллов соды Na2CO310H2O   содержит 38% связанной воды. Рассчитайте, чему равны массовые доли (%) каждого из веществ смеси.
**Решение**.Обозначим через *х* массовую долю медного купороса в смеси. Тогда в смеси массой m имеется *тх* г медного купороса и *(т-тх)* г соды. М(Н2О) = 18; M(CuSO4 5H2O) = 250;  M(Na2CO3 10Н2О) = 286. Масса воды в m г смеси составляет (0,38 т) г. Масса воды в *тх* (г) CuSO45H2O равна

а масса воды в (m-*тх) г* Na2CO310Н2О равна (m-*тх)*

Исходя из того, что масса воды в смеси равна сумме масс воды, входящей в состав медного купороса и соды, запишем уравнение

0,38m = 0,36mх + 0,63m-0,б3mх:;

0,63mх-0,36mх  = 0,63m-0,38m;

0,27mх = 0,25m;

Состав смеси в процентах: 92,5% CuSO4 5H2O и 100-92,5 = 7,5% Na2CO3 10H2O.

**Задачи**

**1**. Имеются смеси следующих составов: сера, медь, хлорид цинка (смесь N 1); сера, медь, хлорид ртути (II) (смесь N 2). Какую из них можно разделить физическими методами, а какую нет и почему? Предложите метод разделения.

**2**. Предложите метод разделения смеси порошков оксида меди(II), оксида ртути(II), хлорида калия, древесного угля.

**3**. Может ли быть одинаковой массовая доля элемента в разных по составу веществах? Ответ подтвердите примерами.

**4**. Каково процентное содержание изотопов 35С1 и 37С1 в природном хлоре, имеющем относительную молекулярную массу 70,90? Предложите способы выделения чистых веществ 35С12 и 37С12 из природного хлора и его соединений.

**5**. В смеси газообразных СО и СОг массовое отношение С **:** О равно 1 : 2.
а). Рассчитайте массовые доли газов в процентах.
6). Рассчитайте состав смеси по объему в процентах.
в) Укажите соотношения С**:** О, при которых оба газа одновременно не могут присутствовать.

**6**. Кристаллогидрат сульфата марганца (II) содержит 24,66% марганца. Какую формулу имеет кристаллогидрат?

**Решения**

**1**. Метод разделения: смесь высыпается в воду. Для смеси 1: сера всплывает, поскольку она не смачивается водой, медь останется на дне, хлорид цинка растворится; смесь  2 разделить нельзя, так как медь прореагирует с раствором хлорида ртути(II):

Cu + HgCl2 = Hg+CuCl2.

**2**. Помещаем смесь в стакан с водой. Древесный уголь находится на поверхности воды, с которой его можно собрать. Хлорид калия полностью растворяется. Раствор КС1 отделяем от нерастворившегося остатка фильтрованием. Фильтрат выпариваем и выделяем КСl. Нерастворившийся остаток (HgO и СиО) прокаливаем:

2HgO = 2Hg + O2.

При сильном нагревании ртуть улетучивается и может быть собрана конденсацией на холодном предмете. Затем ртуть нагреваем на воздухе (или используем выделившийся ранее кислород):

2Hg + O2 = 2HgO

**3**. Пригодно любое  логическое обоснование, например: это возможно, если отношение относительных атомных масс различных элементов равно целому числу и равно отношению их валентностей.

|  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Вещества | NO LI2O | SiO2, NO | Na2S Na2O2 | H2SH2O2 | TiO2, MgO | SiH4 LiH | TiCl4 MgCl2 |
| *Ar* (А)/Ar(Б) | 14/7=2 | 28/14=2 | 32/16=2 | 32/16=2 | 48/24=2 | 28/7=4 | 48/24 |
| *В* (А)/В(Б) | 2/1=2 | 4/2=2 | 2/1=2 | 2/1=2 | 4/2=2 | 4/1=4 | 4/2=2 |

Выпадает из этого правила Cu2S   и CuO

**4**. Примем за х процентное содержание изотопа 35Сl:

35x +37(100-x) =35,45;  x=77,5. Тогда 77,5% 35Сl и 22,5% 37Сl.
Способы разделения изотопов:
- основанные на различии в массе (центрифугирование и т. п.);
- основанные на различном отношении массы к заряду (для ионов, по типу масс-спектрометрии и т. п.);
- основанные на изотопном эффекте в химических процессах (кинетические).

**5.** Пусть *х -* число молей СО, *у -* число молей СО2 в 100 г смеси;

28х + 44y = 100;

х = 1,389, *у =* 1,389

б) *х = у,* 50% СО2 + 50% СО (по объему);
в) два газа не могут присутствовать в смеси, если

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| масса С |  | 12 |
| ---------- | = | ----- |
| масса О |  | 16 |

что соответствует чистому СО; 12/31, соответствует чистому СО2, т. е.

**6.** M(MnSO4) = 151; M(Mn)=55; *х -* число молей Н2О в одном моле кристаллогидрата MnSO4H2O.



|  |
| --- |
| 24,66% соответствует 55 г,100%   соответствует  (151 + 18x) г,x = 4.Формула вещества MnSO44H2O. |

## 1.2. Газовые законы

Зависимость между давлением и объемом идеального газа при постоянной температуре показана на рис. 1.

Давление и объем образца газа обратно пропорциональны, т. е. их произведения являются постоянной величиной: pV = const. Это соотношение может быть записано в более удобном для решения задач виде:

*p*1*V*1 *= p*2*V2* (закон Бойля-Мариотта).

Представим себе, что 50 л газа *(V*1*),* находящегося под давлением 2 атм (p1), сжали до объема 25 л (V2), тогда его новое давление будет равно:

Зависимость свойств идеальных газов от температуры определяется законом Гей-Люссака: объем газа прямо пропорционален его абсолютной температуре (при постоянной массе: *V = kT,* где *k -* коэффициент пропорциональности). Это соотношение записывается обычно в более удобной форме для решения задач:

Например, если 100 л газа, находящегося при температуре 300К, нагревают до 400К, не меняя давления, то при более высокой температуре новый объем газа будет равен

Запись объединенного газового закона *pV/T= =* const может быть преобразована в уравнение Менделеева-Клапейрона:

где *R -* универсальная газовая постоянная, a - число молей газа.

Уравнение Менделеева-Клапейрона позволяет проводить самые разнообразные вычисления. Например, можно определить число молей газа при давлении 3 атм и температуре 400К, занимающих объем 70 л:

Одно из следствий объединенного газового закона: в равных объемах различных газов при одинаковой температуре и давлении содержится одинаковое число молекул. Это закон Авогадро.

Из закона Авогадро в свою очередь вытекает также важное следствие: массы двух одинаковых объемов различных газов (естественно, при одинаковых давлении и температуре) относятся как их молекулярные массы:

*m*1*/m*2 *= M*1*/M*2 *(m*1и m2 - массы двух газов);

*M*1*IM*2представляет собой относительную плотность.

Закон Авогадро применим только к идеальным газам. При нормальных условиях трудно сжимаемые газы (водород, гелий, азот, неон, аргон) можно считать идеальными. У оксида углерода (IV), аммиака, оксида серы (IV) отклонения от идеальности наблюдаются уже при нормальных условиях и возрастают с ростом давления и понижением температуры.

**Пример 1.** Углекислый газ объемом 1 л при нормальных условиях имеет массу 1,977 г. Какой реальный объем занимает моль этого газа (при н. у.)? Ответ поясните.

  **Решение.** Молярная масса М (CO2) = 44 г/моль, тогда объем моля 44/1,977 = 22,12 (л). Эта величина  меньше принятой для идеальных газов (22,4 л). Уменьшение объема связано с возрастанием взаимо действия между молекулами СО2, т. е. отклонением от идеальности.

**Пример 2.** Газообразный хлор массой 0,01 г, находящийся в запаянной ампуле объемом 10 см3, нагревают от 0 до 273oС. Чему равно начальное давление хлора при 0oС и при 273oС?

**Решение.** *Мr(Сl2)* =70,9; отсюда 0,01 г хлора соответствует 1,4 10-4 моль. Объем ампулы равен 0,01 л. Используя уравнение Менделеева-Клапейрона *pV=vRT,* находим начальное давление хлора *(p*1*)* при 0oС:

аналогично находим давление хлора (р2)при 273oС: р2 = 0,62 атм.

**Пример 3.** Чему равен объем, который занимают 10 г оксида углерода (II) при температуре 15oС и давлении 790 мм рт. ст.?

**Решение.**

**Задачи**

**1**. Какой объем (при н. у.) занимает 0,5 моль кислорода?
**2**. Какой объем занимает водород, содержащий 18-1023 молекул (при н. у.)?
**3**. Чему равна молярная масса оксида серы(IV), если плотность этого газа по водороду равна 32?
**4**. Какой объем занимают 68 г аммиака при давлении 2 атм и температуре 100oС?
**5**. В замкнутом сосуде емкостью 1,5 л находится смесь сероводорода с избытком кислорода при температуре 27oС и давлении 623,2 мм рт. ст. Найдите суммарное количество веществ в сосуде.
**6**. В большом помещении температура может измеряться с помощью "газового" термометра. Для этой цели стеклянную трубку, имеющую внутренний объем 80 мл, заполнили азотом при температуре 20oС и давлении 101,325 кПа. После этого трубку медленно и осторожно вынесли из комнаты в более теплое помещение. Благодаря термическому расширению, газ вышел из трубки и был собран над жидкостью, давление пара которой незначительно. Общий объем газа, вышедшего из трубки (измерен при 20oС и 101,325 кПа), равен 3,5 мл. Сколько молей азота потребовалось для заполнения стеклянной трубки и какова температура более теплого помещения?
**7**. Химик, определявший атомную массу нового элемента X в середине XIX в., воспользовался следующим методом: он получал четыре соединения, содержащие элемент X (А, Б, В и Г), и определял массовую долю элемента (%) в каждом из них. В сосуд, из которого предварительно был откачан воздух, он помещал каждое соединение, переведенное в газообразное состояние при 250oС, и устанавливал при этом давление паров вещества 1,013 105 Па. По разности масс пустого и полного сосудов определялась масса газообразного вещества. Аналогичная процедура проводилась с азотом. В результате можно было составить такую таблицу:



|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Газ | Общая масса, г | Массовая доля () элемента x в веществе, % |
| N2 | 0,652 | - |
| А | 0,849 | 97,3 |
| Б | 2,398 | 68,9 |
| В | 4,851 | 85,1 |
| Г | 3,583 | 92,2 |

Определите вероятную атомную массу элемента X.

**8**. В 1826 г. французский химик Дюма предложил метод определения плотности паров, применимый ко многим веществам. По этому методу можно было находить молекулярные массы соединений, используя гипотезу Авогадро о том, что в равных объемах газов и паров при равном давлении и температуре содержатся одинаковые количества молекул. Однако эксперименты с некоторыми веществами, сделанные по способу Дюма, противоречили гипотезе Авогадро и ставили под сомнение саму возможность определения молекулярной массы данным способом. Вот описание одного из таких экспериментов (рис. 2).

**а.** В горлышке сосуда *а* известного объема поместили навеску нашатыря б и нагрели в печи *в* до такой температуры *to,* при которой весь нашатырь испарился. Получившиеся пары вытеснили воздух из сосуда, часть их выделилась наружу в виде тумана. Нагретый до *to* сосуд, давление в котором равнялось атмосферному, запаяли по перетяжке г, затем охладили и взвесили.

Затем сосуд вскрыли, отмыли от сконденсированного нашатыря, высушили и снова взвесили. По разности определили массу m нашатыря.

Эта масса при нагревании до *to* имела давление *р,* равное атмосферному, в сосуде объемом *V.* Для сосуда а заранее были определены давление и объем известной массы водорода при комнатной температуре. Отношение молекулярной массы нашатыря к молекулярной массе водорода определяли по формуле

Получили величину *М/М(Н2) =* 13,4. Отношение, вычисленное по формуле NH4Cl, составило 26,8.

**б.** Опыт повторили, но горлышко сосуда закрыли пористой асбестовой пробкой *д,* проницаемой для газов и паров. При этом получили отношение *М* /М(Н2) = 14,2.

**в.** Повторили опыт б, но увеличили начальную навеску нашатыря в 3 раза. Отношение стало равным М/М (Н2) = 16,5.
Объясните результаты описанного эксперимента и докажите, что закон Авогадро в данном случае соблюдался.

**Решения**

**1.** Моль любого газа занимает объем (при н. у.) 22,4 л; 0,5 моль О2 занимает объем 22,40,5 =  11,2 (л).
**2.** Число молекул водорода, равное 6,02-1023 (число Авогадро), при н. у. занимает объем 22,4 л (1 моль); тогда

**3.** Молярная масса оксида cepы(IV) : M(SO2) =  322 = 64 (г/моль).
**4.** При н. у. 1 моль NНз, равный 17 г, занимает объем 22,4 л, 68 г занимает объем *х* л*,*



Из уравнения газового состояния poVo/To = p1V1/T1 находим

**5.**

смеси H2S и О2.

**6**. При заполнении трубки азотом

В трубке осталось (при начальных условиях) V1: 80-3,5 = 76,5 (мл). При повышении температуры азот, занимавший объем 76,5 мл (V1) при 20oС, стал занимать объем V2 = 80 мл. Тогда, согласно Т1/Т2= = V1/V2 имеем

Предположим, что при температуре 250о С вещества А, Б, В, Г являются идеальными газами. Тогда по закону Авогадро

Масса элемента X в 1 моль вещества А, Б, В и Г (г/моль):

*М*(А) .0,973 = 35,45; *М*(Б) .0,689 = 70,91; М (В).0,851 = 177,17;  М(Г).0,922= 141,78

Поскольку в молекуле вещества должно быть целое число атомов элемента X, нужно найти наибольший общий делитель полученных величин. Он составляет 35,44 г/моль, и это число можно считать вероятной атомной массой элемента X.

**8.** Объяснить результаты эксперимента легко сумеет любой современный химик. Хорошо известно, что возгонка нашатыря - хлорида аммония - представляет собой обратимый процесс термического разложения этой соли:

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| NH4Cl  |  | NH3 | + HCl. |
| 53,5 |  | 17 | 36,5 |

В газовой фазе находятся аммиак и хлороводород, их средняя относительная молекулярная масса *Мт*

Менее понятно изменение результата при наличии асбестовой пробки. Однако в середине прошлого века именно опыты с пористыми ("скважистыми") перегородками показали, что в парах нашатыря содержатся два газа. Более легкий аммиак проходит сквозь поры быстрее, и его легко заметить либо по запаху, либо с помощью влажной индикаторной бумаги.

Строгое выражение для оценки относительной проницаемости газов сквозь пористые перегородки дает  молекулярно-кинетическая теооия газов. Средняя скорость молекул газа
, где R - газовая постоянная;  *Т -* абсолютная температура; *М -* молярная масса. По этой формуле аммиак должен диффундировать быстрее хлороводорода:

Следовательно, при введении в горло колбы асбестовой пробки газ в колбе успеет несколько обогатиться тяжелым НС1 за время, пока происходит выравнивание давления с атмосферным. Относительная плотность газа при этом возрастает. При увеличении массы NH4C1 давление, равное атмосферному, установится позже (асбестовая пробка препятствует быстрому вытеканию паров из колбы), газ в колбе будет содержать хлороводорода больше, чем в предыдущем случае; плотность газа увеличится.

## 1.3.Растворы

При решении задач, связанных с определением концентрации растворов, используется понятие о массовой или мольной доле растворенного вещества в растворе.

Массовая доля растворенного вещества - это безразмерная физическая величина, равная отношению массы растворенного вещества к обшей массе раствора, т. е.
массовая доля растворенного вещества *А,*m(А)-масса растворенного вещества *А и т* - общая масса раствора.

Массовую долю (А) можно выражать в долях единицы или в процентах (проценты - это не размерность!). Если массовая доля соляной кислоты равна 0,08 (8%), это означает, что в растворе соляной кислоты массой 100 г содержится НС1 массой 8 г и вода массой 100 - 8 = 92 (г).

Важнейшей концентрацией, используемой в химической практике, является молярная концентрация раствора. Молярная концентрация, или молярность, - это величина, равная отношению количества растворенного вещества (моль) к объему раствора, выраженному в литрах. Основной единицей молярной концентрации является моль/л. Раствор, в 1 л которого содержится 1 моль растворенного вещества, называется одномолярным.

**Пример 1.** 500 мл раствора содержат 20 г NaOH. Найдите молярную концентрацию раствора.

Решение. M(NaOH) = 40 г/моль; 20 г NaOH составляет 20/40 = 0,5 (моль) NaOH. Далее составляем пропорцию:

|  |
| --- |
| в 500 мл раствора содержится 0,5 моль NaOH, |
| в 1000 мл -"- -"- -"---"----"----"  *х* моль NaOH,  |
|  |

т. е. концентрация раствора 1 моль/л (или 1М).

**Пример 2.** Кристаллогидрат CoCl2.6H2O массой 476 г растворили в воде, при этом массовая доля хлорида кобальта(II) в растворе оказалась равной 13,15%. Рассчитайте массу воды, взятую для растворения кристаллогидрата.

Решение. M(CoCl2) = 130; М(СоСl2.6Н2О) =238, т. е. 476 г. СоСl2.6Н2О составляют 2 моль, в растворе, соответственно, будет находиться 2 моль СоСl2 (2.130 = 260 г).

|  |
| --- |
| В растворе массой 100 г содержится 13,15 г СоСl2, |
| -"--"- -"---"------"--- *х* г -----"---"------" 260 г СоСl2,  |
|  |

следовательно, масса воды, взятая для растворения кристаллогидрата, равна 1976 - 476 (масса кристаллогидрата) = 1500 (г).

**Пример 3.** Для приготовления раствора взяли навеску вещества массой *т*г и воду. После растворения получен раствор объемом *V*см3, плотностью р г/см3. Предложите формулу для расчета в общем виде массовой доли исходного вещества в полученном растворе %. Во всех ли случаях пригодна такая формула? Приведите примеры веществ, при растворении которых в воде можно использовать эту формулу, и примеры веществ, для которых этой формулой пользоваться нельзя.

**Решение.** Формула для расчета массовой доли вещества в растворе имеет вид

Эту формулу можно использовать для расчета массовой доли в растворе, например, таких веществ, как NaCl, K2SO4 и др. Формула не пригодна для веществ, которые при растворении в воде с ней химически взаимодействуют. Так, при растворении натрия в воде происходит реакция

2Na + 2Н2О = 2NaOH + Н2.

Масса раствора при этом уменьшается за счет выделения водорода; в растворе находится не исходный металл, а его гидроксид - NaOH.

**Задачи**

**1.** Сколько (г) необходимо взять СоСl26Н2О и воды для приготовления 180 г раствора хлорида кобальта с массовой долей 5%?

**2.** Растворимость Na2CO3 при температуре 20oС равна 21,8 г в 100 г. воды. Чему равна массовая доля вещества (%) в насыщенном растворе?

**3.** В воде растворили 5 г медного купороса CuSO4.5H2O и довели объем раствора до 500 см3. Какое количество сульфата меди содержится в полученном растворе?

**4**. При растворении 5,38 г кристаллогидрата сульфата цинка ZnSO4. xH2O в 92 см3 воды получен раствор с массовой долей сульфата цинка 0,0331. Установите состав кристаллогидрата (величину *х).*

**5.** Химическим анализом было установлено, что в кристаллогидрате, полученном кристаллизацией хлорида лития из раствора, содержится 7,19% лития. Какова формула этого кристаллогидрата?

**6.** Сколько граммов кристаллогидрата FeSO47Н2О необходимо взять для приготовления 10 кг раствора сульфата железа (II) с массовой долей вещества 5%?

**7**. Сколько граммов хлорида натрия нужно растворить в 100 г 15,5% раствора NaCl, чтобы его концентрация стала равной 17,5%?

**8.** Определить, сколько граммов 10%-го раствора оксида серы(VI) в чистой серной кислоте и 60%-го раствора серной кислоты необходимо для приготовления 480 г 90%-го раствора кислоты.

9. Водный раствор объемом V см3 и плотностью р г/см3 с массовой долей растворенного вещества (%) упарили до выделения всего растворенного вещества в безводной форме. Предложите формулу для расчета в общем виде массы выделившегося вещества m г. Подтвердите правильность формулы расчетами.

**10.** Смешали 1 л воды с 250 см3 раствора азотной кислоты (массовая доля 50%, плотность 1,3 г/см3). Какова массовая доля кислоты (%) в полученном таким образом растворе?

**11.** Какую навеску твердого гидроксида натрия необходимо взять для приготовления 50 см3 раствора с концентрацией 0,15 моль/л?

**12.** Чему равна молярная концентрация раствора, содержащего 4,0 г гидроксида натрия в 2 л раствора?

**13.** Чему равна масса воды, которую необходимо прилить к 200 г раствора гидроксида натрия с массовой долей 30% для приготовления раствора гидроксида натрия с массовой долей 6%?

**14.** Какая масса (г) алюмокалиевых квасцов KA1(SO4)2.12Н2О выкристаллизуется из 320 г насыщенного при 20oС раствора KA1(SO4)2, если испарить 160 г воды из этого раствора при 20oС? (Насыщенный при 20oС раствор содержит 5,50% KA1(SO4)2 по массе.)

**Решения**

**1.** Масса безводной соли в 180 г 5%-го раствора равна: m = 180.0,05 = 9 (г); СоСl2.6Н2О: М(СоСl2) = 129 г/моль; 6.М(Н2О) =6.18 г/моль.

|  |
| --- |
| 9 г- 129 г/моль, |
| х г - 618 г/моль, |

(где х-масса воды в кристаллогидрате). Отсюда требуемая масса кристаллогидрата соли равна 9 + 7,6=16,6 (г), а требуемая масса воды равна 180-16,6=163,4 (г).

**2.** В насыщенном растворе на 100 г воды приходится 21,8 г Na2CO3, таким образом,

|  |
| --- |
| 121,8 г раствора содержит 21,8 г Na2CO3,100 г -"- -"---"----"------"---" х г Na2CO3, |

т. е. (Na2CO3) в растворе равна 17,8%.

**3.** M(CuSO4.5H2O) =249,7 г/моль; в полученном растворе содержится: 5/249,7 = 0,02 (моль) соли.

**4.** Масса раствора, полученного при растворении кристаллогидрата, составляет 92+5,38 = 97,38 (г).

Масса ZnSO4 равна 97,38/0,0331 = 3,23 (г); M(ZnSO4) = 161,4 г/моль.
Находим молярную массу ZnSO4. xH2O

|  |
| --- |
| 3,23 г- 161,4 г/моль 5,38 г - х г/мольх = 269,4 г/моль. |

M(ZnSO4 . xH2O) =269,4 г/моль; масса "x" моль Н2О равна 269,4- 161,4=108 (г).
Количество воды в кристаллогидрате равно 108/18 = 6 (моль), следовательно, состав кристаллогидрата ZnSO4.6H2O.

**5.** Mr(LiCl) = 42,4; Ar(Li) = 6,9; х - число молей Н2О в моле кристаллогидрата.

|  |
| --- |
| 7,19% соответствуют 6,9 г, |
| 100% -"- --"----"----"--" (4,24+18х)г, |
| х = 3. |

Формула вещества LiCl.3H2O

**6.** Mr(FeSO4) = 152; Mr(FeSO4 .7H2O) =278.

|  |
| --- |
| 5 г FeSO4 должно содержаться в 100 г раствора,х г FeSO4-"- -"- --"---'----"------" в 10000 г -"- , |

В 278 г кристаллогидрата содержится 152 г FeSO4

**7**. В 100 г 15,5%-го раствора содержится 15,5 г соли и 84,5 г воды. Пусть растворили х г соли, тогда ее масса в растворе станет (15,5 + х) г, а концентрация

**8.** В 100 г 10%-го олеума содержится 10 г SO3 и 90 г 100%-й серной кислоты. Если пересчитать содержание SO3, то в 90 г H2SO4 условно содержится всего (18/98)-90 = 16,53 (г) воды, остальные 100 -   16,53 = 83,47 (г) в олеуме составляет SO3. Аналогично в случае 60%-и серной кислоты: 40 + 60 ( 18/98) = 11,02 + 40 = 51,02 (г) воды и 48,98 (г) SO3. В 480 г 90%-и кислоты содержится 0,9.480 =  432 (г) H2SO4, или (80/98).432 = 352,65 (г) SO3 и (480 -352,65) = 127,35 (г) воды. Пусть надо взять х г олеума, тогда 60%-й   кислоты- (480-х) г.

В олеуме содержится (х/100) .83,47 (г) SO3, а в кислоте ---- что в сумме составляет 352,65 г SO3. ,

решая уравнение, получим   x = 340,8 (г) олеума, а 60%-й кислоты соответственно 480-340,8=139,2 (г).

**9.**

**10.**

|  |
| --- |
| 50 г НNО3 содержится в растворе массой 100 г, |
| х г НNО3 -"--"- -"- -"---"-----"------"------"250 см3.1,3 г/см3 |
|  |

|  |
| --- |
| х г НNО3 содержит раствор массой 100 г,  |
| 162,5 г НNО3----"----"----"-----"-----"-----"(1000 + 325) г,  |
|  |

т. е. массовая доля HNO3 в растворе 12,2%.

**11.**

|  |
| --- |
| 0,15 моль содержится в 1 л раствора, |
| х -"- -"- --"----"------"--"--в 0,050 л -"-  |
| x = 0,0075 моль NaOH, M(NaOH)  = 40 г/моль,следовательно, масса навески равна 0,0075 40  = 30 г |

**12.**

|  |
| --- |
| 4,0 г NaOH содержится в 2 л раствора |
| x г NaOH ----"----"----" в 1 л -"-  |
| x = 2,0 г. |
| ----------------------------------------------------------- |
| 40 г NaOH соответствует 1 моль,  |
| 2 г NaOH  ----"----"------" х моль,  |
| х = 2.1/40 = 0,05 моль в 1 л раствора. |

**13.**

|  |
| --- |
| В растворе массой 100 г содержится NaOH массой 30 г |
| в -----"------"-------200 г -------"----" NaOH ---"----" x   г |
| x = 60г NaOH |
| --------------------------------------------------------------------- |
| NaOH массой 6 г содержится в растворе массой100 г |
| ----"----"----"-"----"60г----"----"------"------"-------"---"х г |
| х = 1000 г |

К исходному раствору необходимо добавить 1000 - 200 = 800 (г) воды.

**14.** Относительные атомные массы:
Ar(К)=39; Ar(О) = 16; Ar(А1)=27; Ar(Н) = 1.
а. 5,5 г KAl(SO4)2 соответствует 10,10 г KAl(SO4)212Н2О (так как 258 г KAl(SO4)2 соответствует 474 г KAl(SO4)212H2O). В насыщенном растворе содержится:



|  |
| --- |
| (100-10,10) г Н2О-10,10 г KAl(SO4)212H2O |
| 160г  Н2О  ----"-----" х г ------"-----"----"-----" |
| х= 17,98 г KAl(SO4)212H2O |

б. Возможный вариант решения. Пусть х - масса выкристаллизовавшихся квасцов, а у - масса насыщенного раствора KA1(SO4)2, которая останется после кристаллизации. Массовая доля KA1(SO4)2 в кристаллогидрате составляет 0,544. Тогда:

320 = x + y + 160,  y = 160 - х;
320 • 0,055 = x • 0,544 + (160-x) • 0,055;
х= 17,99 г.

## 1.4. Определение химической формулы вещества

Если мы знаем химическую формулу вещества, то достаточно просто рассчитать относительные массы каждого элемента в нем.

По-видимому, можно выделить два основных типа расчетных задач на основе форм*ул* химических веществ. Во-первых, зная атомные массы каждого элемента, можно вычислить их суммарную массу, приходящуюся на моль вещества, и определить процентное содержание каждого элемента. Во-вторых, можно решить обратную задачу: найти химическую формулу по заданному процентному содержанию элементов в веществе (на основании данных химического анализа)

Рассмотрим несколько примеров.

**Пример 1.** Рассчитайте массовые доли в процентах каждого элемента в фосфорной кислоте.
**Решение.** Зная относительные атомные массы каждого элемента, вычислим их сумму для Н3РО4:

Мr(Н3Р04) = 3Ar(Н) + Ar(Р) + 4Ar(0) =  3.1 + 31 + 16.4 = 98. Тогда, например, содержание водорода равно

**Пример 2.** Железо образует с кислородом три оксида. Один из них содержит 77,8% железа, другой - 70,0 и третий - 72,4%. Определите формулы оксидов.

**Решение.** Запишем формулу оксида железа в общем случае: FexOy. Найдем отношение *х : у* и, приводя к целочисленному отношению, определим формулы оксидов.

**Задачи**

**1.** Экспериментально найдено, что некоторое вещество, имеющее молярную массу 116 г/моль, содержит 23±2% азота. Требуется уточнить процентное содержание азота.

**2.** Химический анализ соединения азота с водородом, имеющего относительную молекулярную массу 32, показал, что массовая доля азота в соединении равна 66%. Докажите, что результаты анализа неверны.

**3.** Определить формулу вещества, содержащего 1,22 массов. части калия, 1,11 массов. части хлора и 2,00 массов. части кислорода. Существуют ли еще вещества того же качественного состава? Что вы можете сказать (на языке формул) об их количественном составе?

**4.** Хлорид некоторого металла содержит 74,7% хлора; определите неизвестный металл.

**5.** Соль, содержащая некоторый элемент X, имеет следующее массовое соотношение элементов
X : Н : N : О = 12 : 5 : 14 : 48. Какова формула этой соли?

**6.** В середине XIX в. урану приписывали следующие значения атомной массы: 240 (Менделеев), 180 (Армстронг), 120 (Берцелиус). Эти значения получены по результатам химического анализа урановой смолки (одного из оксидов урана), который показал, что она содержит 84,8% урана и 15,2% кислорода. Какую формулу приписывали этому оксиду Менделеев, Армстронг и Берцелиус?

**7.** Некоторые квасцы (кристаллогидраты состава А1+Б3+(SО4)2.12Н2О) содержат 51,76% кислорода и 4,53% водорода. Определите формулу квасцов.

**8.** Соединение содержит водород (массовая доля- 6,33%), углерод (массовая доля -15,19%), кислород (массовая доля - 60,76%) и еще один элемент, число атомов которого в молекуле равно числу атомов углерода. Определите, что это за соединение, к какому классу оно относится и как ведет себя при нагревании.

**Решения**

**1.** 23% азота составляют

В состав вещества может входить только целое число атомов азота (относительная масса 14). Значит, величина массы азота в одном моле вещества должна быть кратна 14. Таким образом, в 116 г вещества должно содержаться 14n (г) азота (14, 28, 42, 56 и т. д.). Наиболее близко к 26,7 число (кратное 14) 28. Массовая доля азота в веществе равна

**2**. Если химический анализ проведен верно, то молекула данного соединения азота с водородом должна содержать

Число атомов в молекуле не может быть дробным, поэтому анализ проведен неверно.

**3.** Для нахождения количественного состава разделим массовые части элементов на их относительные атомные массы

т. е. формула искомого вещества КС1О4 (перхлорат калия).

Эти же элементы содержатся в гипохлорите калия КСlO, хлорите калия КС1О2, хлорате калия КСlO3.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| *n* | (Me) | Me |
| 1 | 12 | - |
| 2 | 24 | Mg |
| 3 | 36 | - |
| 4 | 48 | Ti |
| 5 | 60 | - |

Титан или магний.

**4**. Формула хлорида в общем виде МеСln , где *n -* целое; тогда

**5.** Пусть формула соли HaNbOcXd. Тогда можно записать соотношение

где Ar(Х)-относительная атомная масса неизвестного элемента.

Пусть атомная масса  неизвестного элемента Аr(Х), тогда 17,72/Ar = 15,19/12 (так как по условию число атомов неизвестного элемента равно числу атомов углерода), отсюда Аr(Х) = 14 - азот.
Простейшая формула вещества NН5СО3, или гидрокарбонат аммония NH4HCO3, относящийся к классу кислых солей и разлагающийся при нагревании по уравнению

NH4НСО3 = NH3 + СО2 + Н2О (см. задачу 5).


## § 2.Решение задач с составлением одной пропорции

Прежде всего, прочитав условие задачи, следует составить схемы уравнений всех химических реакций, о которых идет речь в условии. Затем схемы реакций надо превратить в уравнения, найдя стехиометрические коэффициенты. Проделав эти предварительные операции, можно искать подход к решению задачи.

В условии задачи, как правило, указывают на необходимость нахождения массы (или количества молей) известного вещества, получаемого либо расходуемого в результате химических реакций. Рекомендуется вне зависимости от сложности предлагаемой задачи неизвестную величину (масса, количество молей) обозначать как *х.*

Следует по мере возможности воздерживаться от введения любых дополнительных или промежуточных неизвестных, вычисление которых не требуется в условии задачи. Необходимо стараться свести решение задачи к составлению *одного* пропорционального соотношения, даже если по условию задачи существует целая "цепочка" превращений. В этом помогает так называемый метод стехиометрических схем, суть которого становится ясной из приводимых ниже примеров.

В общем случае условие задачи, тип которой рассматривается в настоящем параграфе, формулируется следующим образом: "Имеется химическое превращение заданных известных веществ (или несколько химических превращений). Дана масса (количество) одного из исходных веществ, причем обязательно указывается или подразумевается, что второе вещество находится в избытке. Требуется определить массу (количество) одного из продуктов".

Перечислим последовательность операций, которые необходимо проделать для решения сформулированной подобным образом задачи.
1. Составить уравнение *всех* упомянутых в условии задачи реакций.
2. Обозначить через неизвестное *х* параметр, который подлежит определению.
3. Провести анализ на достаточность данных, т. е. установить, достаточно ли данных для нахождения неизвестного параметра, а также на предмет определения тех данных задачи, по которым находится (вычисляется) неизвестное.
4. Использовать алгоритм вычисления неизвестного *х,* который заключается в:
а) расчете молярных масс соединений *М* (г/моль);
б) составлении пропорций;
в) решении составленной пропорции относительно неизвестного *х*г) анализе и записи ответа, проверке его качественного и количественного соответствия вопросу задачи.

**2.1. Простейшая пропорция: количественные данные заданы в явном виде**

Приведенный выше алгоритм представляет собой задачу на простейшую пропорцию. Составим уравнение реакции:

aA+bB = cC + dD,

где *а, Ь, с, d -* коэффициенты в уравнении реакции; А и В - известные исходные вещества; С и D - продукты, которые либо могут быть известными, либо их формулы необходимо написать самостоятельно.

Пусть задано количество вещества A ( моль); вещество В - в избытке. Требуется найти количество С. Решается такая задача просто:



|  |
| --- |
| из *а* моль А получается *с* моль С, |
| из моль А  --- "---" ---" *х* моль С, |
|  |

Расчет в молях проще расчета в граммах, в чем легко убедиться, решив задачу следующего содержания.

Задана масса вещества А - *т (А.),* авещество В в избытке. Требуется найти массу продукта реакции- вещества С, т. е. *т* (С).

Составим пропорцию:

|  |
| --- |
| из *а* М(А)образуется с М(С), |
| из m (А) --- "---"-- -" m (C) |
|  |

Далее рассмотрим два возможных варианта приведенной задачи.

**Вариант I.**Известен объем У (А) газообразного А, необходимо определить *т (С)-*массу С.

|  |
| --- |
| Из *a* 22,4 л А получается *с* М(С) гС, |
| из V (А) л А --- "---"---"---" *т* (С) г С, |
|  |

**Вариант II**. Известен объем *V* (А) газообразного А, необходимо определить объем *V(C)* газообразного С.

|  |
| --- |
| Из а 22,4 л А получается *с* 22,4 л С, |
| из V(А) л А ---- "---"---- "-- *V(C) л С,* |
|  |

Естественно, все приведенные пропорции пригодны для решения задач, в которых известно количество продукта, а нужно определить количество исходного реагента (можно по тем же формулам), представив в качестве неизвестного (A), m(A) или V(А) (вместо (C), m(C) и *V(C)* соответственно) При решении любой задачи следует также помнить, что везде, где только это возможно, решать задачу нужно в молях. В большинстве задач, и Вы в этом неоднократно убеждались и сможете убедиться в будущем, заданные значения массы веществ кратны их молярным массам. Решение в молях упрощает расчеты и уберегает от многих арифметических ошибок.

**Пример 1.** Определить массу гидроксида натрия, необходимого для реакции с 9,4 г фенола.

Решение. Уравнение реакции:

|  |
| --- |
|  |
| М(С6Н5ОН) = 94 г/моль; M(NaOH) = 40 г/моль. |
| С 94 г фенола реагирует 40 г NaOH, |
| с 9,4 г --- "---- "-----"----" *х* гNaOH, |
|  |

**Решение (**в молях). 9,4 г фенола соответствует 0,1 моль. С 1 моль фенола реагирует 1 моль щелочи, а с 0,1 соответственно 0,1 моль щелочи, т. е. 0,140 = 4 (г). В данном конкретном случае практически не имеет значения, решать задачу в граммах или в молях.

**Пример 2.** Какую массу (г) алюминия нужно ввести в реакцию с 7,6 г оксида хрома(III), чтобы получить чистый хром?
**Решение.** Уравнение реакции:

|  |
| --- |
| 2Аl + Сr2О3 = Аl2О3+ 2Сr. |
| Для реакции с 152 г Сr2О3 требуется 227 г А1, |
| для - "------- " - 7,6 г Сr2О3 ---"---"---" - *х* г А1, |
|  |

Решение (в молях). 7,6 г Сr2О3 - это 0,05 (7,6/152) моль; на 1 моль Сr2О3 требуется 2 моль Аl; на 0,05 моль Сr203 - 20,05 = 0,1 моль Аl (или 2,7 г).

**Пример 3.** Воздух (объемом 1 л) с примесью хлора пропустили через избыток раствора йодида калия, при этом выделилось 0,127 г йода. Определить объемную долю хлора в данной газовой смеси.

**Решение**

Уравнение реакций:

О2+КI не реагирует в данных условиях,
Сl2+2КI = 2КСl + I2.



|  |
| --- |
| 254 г йода выделяется при реакции с 22,4 л Сl2, |
| 0,127 г --- "---- "----"------"----------"-- *х* л Сl2, |
|  |

Вот конкретный пример пользы от решения в молях: 0,127 г I2 - это 0,0005 моль I2. Такое же количество Сl2 (0,0005 моль) занимает объем 0,000522,4 = 0,0112 (л). Объемная доля хлора в данном образце воздуха равна 0,0112/1 = 0,0112, или 1,12 (%).

**Задачи**

**1.** Какое количество натрия необходимо добавить к 1 л воды, чтобы образовался раствор гидроксида натрия с массовой долей вещества 1%? Плотность воды принять равной 1 г/см3.

**2**. Сколько выпадает осадка при прибавлении раствора, содержащего 16,4 г нитрата кальция, к избытку раствора соды (карбоната натрия)?

**3.** Над раскаленным оксидом меди пропустили избыток водорода. Затем образец охладили и взвесили. Во сколько раз изменилась его масса?

**4.** A г оксида кальция внесли в В мл воды и получили прозрачный раствор. Вычислите массовую долю вещества в полученном растворе.

**5.** Смесь водорода и хлора в закрытом сосуде при постоянной температуре облучали рассеянным светом. Через некоторое время содержание хлора уменьшилось на 20% по сравнению с исходным, а объемные доли компонента смеси в этот момент стали следующими: 60% хлора, 10% водорода и 30% хлороводорода. Каким был количественный состав исходной смеси газов? Как получают хлор, водород, хлороводород?

**6.** Какой объем воздуха (объемная доля кислорода 21%) необходим для полного сгорания 1 л сероводорода? Какая масса 4%-го раствора гидроксида натрия потребуется для поглощения продуктов сгорания? Объемы газов измерены при нормальных условиях.

**7**. Сульфат калия массой 20 г растворили в 150 мл воды и провели электролиз раствора. После электролиза массовая доля сульфата калия составила 15%. Какие объемы водорода и кислорода были получены при температуре 20oС и давлении 101325 Па?

**8.** Как изменится давление к моменту наступления равновесия реакции синтеза аммиака, протекающей в закрытом сосуде при постоянной температуре, если начальные концентрации азота и водорода а смеси равны соответственно 2 и 6 моль/л и равновесие наступает, когда прореагировало 10% азота.

**9**. Какую массу (г) металлического цезия можна получить из 14,2 г цезиевых квасцов (они по составу подобны калиевым) по приводимому способу: Н. Бекетов (1894 г.) приготовил цезий из его алюмината накаливанием с порошком магния, и весь цезий получился в металлическом виде ... Алюминат цезия был приготовлен через осаждение цезиевых квасцов едким баритом через выпаривание полученного раствора (Д. И. Менделеев "Основы химии")

**Решения**

.

1. Составим уравнение реакции:

2Na + 2Н2О = 2NaOH + Н2.

Обозначим искомую массу натрия через *х.* Масса 1 л (1000 см3) воды равна 1000 см3 1г/см3=1000 г. Из *х г* натрия образуется (80/46) *х* г гидроксида натрия и (2/46) *х т* водорода. В результате масса раствора гидроксида натрия равна:

Связывая массы раствора и растворенного вещества, получаем соотношение

**2.** Уравнение реакции, приводящей к образованию осадка:

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Na2CO3  | + Ca(NO3)2 | = CaCO3 | + 2NaNO3; |
| *Мr* | 164  | 100 |  |
|  | 164  | 100 |  |
|  | 16,4 г | х г |  |
| x = 10 (г) осадка карбоната кальция. |

**3.** CuO + H2 = Cu + H2O;

|  |
| --- |
| 1 моль - 1 моль, |
| 80 г/моль - 64 г/моль, |
| 80 г СuО дают 64 г Сu. |

Значит, масса взятого образца после пропускания над ним водорода уменьшается в 80/64=1,25 раз.

**4.** СаО + Н2О = Са(ОН)2;

|  |
| --- |
| 56 г СаО взаимодействует с водой с образованием 74 г Са(ОН)2, |
| A г СаО -----"---- "------"-----"-----"-----"-----"-----" 74/56 A г Са (ОН) 2. |

Таким образом, в растворе будет содержаться 1,32 *А г* Са(ОН)2. Так как масса раствора (исходя из уравнения реакции) равна сумме масс исходных веществ и составляет *(А + В)* г, то, считая вещество полностью растворившимся (нет осадка), имеем

**5.**

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| Н2 | + | Сlа | = | 2НСl; |
| 1 моль |  | 1 моль |  | 2 моль |

30 объемных частей НС1 получаются при взаимодействии 15 объемных частей Н2 и 15 объемных частей С12; следовательно, состав исходной газовой смеси: Сl2 : 60+15 = 75%, Н2 : 10+15 = 25%. Хлор и водород можно получить, например, электролизом водного раствора хлорида натрия:

NaCl (водн.) = Na+(водн.) + С1- (водн.);

-на аноде: 2С1 - 2ё = С12;
-на катоде: 2Н + 2ё = Н2 (из Н20).
Хлороводород можно получить взаимодействием водорода с хлором.

**6.** Уравнение происходящей реакции:

2H2S + 3O2 = 2SO2+2H2O.

Для сгорания 1 л H2S требуется 1,5 л О2 или 1,5/0,21 = 7,15 л воздуха. Выделится 1 л SO2, или 1/22,4 = 0,0447 моль SO2. Для поглощения SO2 по реакции SO2 + 2NaOH = Na2SO3 + H2O потребуется 2 0,0447 = 0,0894 моль, или 0,0894 40  = 3,58 г NaOH. При этом 4%-го раствора NaOH потребуется 3,58/0,04 = 89,4 г.

Для поглощения SO2 по реакции SO2 + NaOH = NaHSO3 необходимо взять 44,7 г 4%-го раствора NaOH.

**7.** При электролизе разлагается только вода, т. е. количество сульфата калия в растворе не меняется. Соль служит электролитом:

2Н2О = 2Н2 + О2.

Масса воды в растворе:
а) до электролиза m(Н2О) = 150 г;
б) после электролиза m(Н2О) = m(р-ра) - m(K2SO4) = (20/0,15)-20=113,3 г.
Масса воды, разложившейся при электролизе: m(Н2О) = 150-113,3 = 36,7 г, т. е. (H2O)=2,04 моль,  (H2)=2,04 моль,  (O2) = l,02 моль.

**8.** N2+3H2 2NH3.

К моменту наступления равновесия прореагировало 10% N2 или 2 0,1=0,2 моль/л N2 и 0,6 моль/л Н2, всего 0,8 моль/л газов. По уравнению реакции 4 объема газа дают 2 объема: 0,8 моль/л 0,4 моль/л.
В смеси осталось: 2 + 6 - 0,4 = 7,6 (моль/л) газов. Из уравнения Менделеева-Клапейрона *p = -vRT / V  = cRT.* Давление уменьшится в (7,6/8,0) =0,95 раза.

**9.** Гидроксид бария (едкий барит) позволяет легко превратить цезиевые квасцы в гидроксоалюминат:

Реакция с магнием приводит к образованию летучего продукта - металлического цезия, и равновесие смещается вправо:

|  |
| --- |
| 2CsAlO2 + Mg  Mg (АlO2) 2 + 2Cs  |
| 2133 |
| . |

**2.2. УСЛОЖНЕННАЯ ПРОПОРЦИЯ**

Массы реагирующих или образующихся химических соединений на практике определить не всегда просто. Так, исходные вещества задаются далеко не всегда при нормальных условиях (т. е. 273 К и 1 атм), они могут вводиться в виде растворов; продукты реакции необходимо выделить количественно в достаточно чистом виде для взвешивания или определения объема. У аккуратно работающего экспериментатора потери при выделении продукта реакции составляют всего несколько процентов от выхода, приведенного в методике. А неаккуратно работать экспериментатору просто нельзя!

**2.2.1. Количественные данные заданы в неявном виде**

Рассмотрим случай, когда исходные данные задаются в неявном виде, т. е. перед использованием этих данных для решения задачи и подстановки их в основную пропорцию необходимо провести дополнительные преобразования.

Напомним еще раз формулировку задачи, которая представлена в начале второго параграфа.

При реакции вещества А с избытком вещества В образуются вещества С и D. Относительные молекулярные массы даны. Требуется определить массу вещества С, если известно, что А находилось в виде:
**a.**) *m*1г раствора (или смеси) с массовой долей компонента (А) в %.

Предварительно преобразуем массу вещества А к явно заданному виду:

|  |
| --- |
| в 100 г раствора А содержится (А) г, |
| в *m*1г - " - - " - ---"-----"-----"---m(А) г, |
|  |

Запишем уравнение реакции:

аА + bВ = сС + dD, далее (см. 2.1) имеем

**б**.) V1*(л)* газа, измеренного при давлении *р*1и температуре *Т*1*.* Приведем объем V(A) вещества А к явно заданному виду (норм, условиям):

 где poи *Т*o *-* давление и температура при н. у. Отсюда ;

затем составим пропорцию:

|  |
| --- |
| из а 22, 4 л А образуется *с М(С)* г вещества С, |
| из *V(A)* л ---"----"----- "-----" m(С) г --- "-----"-" С, |
|  |

**Пример 1. В** запаянной колбе объемом 1 л, содержащей воздух (давление 1000 Па при 0o С), несколько суток прокаливали при 900o С 10 г медных опилок. Какое давление будет в колбе после охлаждения до 0oС? Что можно сказать о составе газовой и твердой фаз, содержащихся в колбе? Объемом твердых веществ пренебречь. Как изменится решение, если вместо меди взять 10 г магния?

**Решение.** Определяем исходные количества вещества газов и металлов:

Все металлы взяты в избытке.

Реакции, происходящие при прокаливании:

|  |
| --- |
| 4Cu + O2 = Cu2O; |
| 2Mg+O2 = 2MgO; |
| 3Mg + N2 = Mg3N2; |
| 2Mg+CO2 = 2MgO + C. |

Состав воздуха в процентах по объему: N2 - 78%; О2 - 21%; СО2 - 0,03%; благородные газы 0,93%.

При прокаливании меди состав содержимого колбы: газы - СО2, N2, благородные газы; твердые вещества - оксид меди(1) Сu2О; давление в колбе -790 Па.

При прокаливании магния - благородные газы, оксид магния MgO, нитрид магния Mg3N2, сажа (С); давление в колбе 9,3 Па.

**Пример 2.** Какой станет массовая доля вещества в растворе, если к 100 г раствора гидроксида лития с массовой долей 10% добавить 10 г металлического лития? Ответ подтвердите расчетами и уравнениями реакций.
Общее указание ко всем задачам на определение свойств смеси компонентов.
Массу смеси нужно определять сложением масс всех компонентов независимо от происходящих реакций, вычитая массу выделившегося газа или осадка, если таковые образуются в результате реакции. Об этом следует помнить всегда и когда при смешении компонентов реакции не происходят, и когда компоненты реагируют друг с другом. Решение. Уравнение реакции:

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| 10 г | 90 г |  | *х г* | *y* г |
| 2Li | +2Н2O | = | 2LiOH | + Н2. |
| *Мг* 14 |  |  | 48 | 2 |

В 100 г раствора содержится 10 (г) LiOH и 90 (г) воды, при прибавлении 10 г лития выделится в виде газаМасса раствора составит 110-1,43 = 108,57 г. В этом растворе

**Пример 3.** К ***а*** граммам *с* %-го раствора хлорида магния прибавлено эквивалентное (т. е. до окончания реакции, без избытка) количество ***п***%-го раствора гидроксида натрия. Выпавший осадок отфильтрован и промыт ***b***миллилитрами воды. Определить концентрацию хлорида натрия в растворе, полученном смешением фильтрата и промывных вод.

Решение. Уравнение реакции:

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
|  | MgCl2 | + 2NaOH | = | Mg(OH)2 | + 2NaCl. |
| *Мг* | 95 | 240 |  | 58 | 258,5 |

Определим массу образовавшегося осадка:

|  |
| --- |
| 95 г MgCl2 дают 58 г Mg(OH)2, |
| 0,01 *са* г MgCl2-- *х* г Mg(OH)2, |
| х = 58/950,01*с* а = 0,0061 *с а* (г) Mg(OН)2. |

Массу образовавшегося NaCl находим аналогично:

|  |
| --- |
| 95 г - 258,5 г, |
| 0,01 с а г - *у* г, |
| у = 0,0123 с а (г) NaCl. |

Определим массу раствора гидроксида натрия, взятого для реакции:

|  |
| --- |
| на 95 г MgCl2 требуется 80 г NaOH, |
| на 0,01 с а г ----"---"----" z г NaOH, |
|  |

Масса взятого n %-го раствора NaOH составляет

|  |
| --- |
| 0,0084 *с а* г - n%, |
| а                   - 100%, |
|  |

Тогда масса всего раствора после реакции и промывки составит

Массовая доля NaCl в растворе составит (%):

**Пример 4.** Жженые квасцы КАl(SО4)2 массой *а* г растворили в *b* мл воды. С каким объемом с%-го раствора хлорида бария (плотность ) может прореагировать m г раствора квасцов?

**Решение.**

КАl(SО4)2 + 2ВаС12 = 2ВаSО4 + АlСl3 + КСl.



В m г раствора квасцов содержится г, или  молей квасцов. С таким количеством  квасцов может прореагировать молей или хлорида бария, которые содержатся в г *с* %-раствора, или

Вариант косвенного задания массы: масса одного из компонентов определяется в виде разности между массой смеси двух веществ и массой второго компонента.

**Пример 5.** Имеется 5 г смеси кальция и оксида кальция. Какова масса кальция (г) в смеси, если при реакции 1 г смеси с водой выделилось 224 мл водорода (н. у.)? Какова масса (г) воды, прореагировавшей с 1 г смеси?

**Решение.** Пусть в 1 г смеси было *х* г Са и *(1-х) г* СаО.

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| *х* г |  | *y* г |  | 0,224 л |
| Са | +  | 2H2 O | = Са(ОН)2 + | H2; |
| 40 г/моль |  | 2 18 г/моль |  | 22,4 л/моль |
| X= 0,4 г Са, | у = 0,36 г Н2О; |
|  |  |
|  | 0,6 г  | *х* г  |  |
|  | СаО + Н2О | = Са(ОН)2; |  |
| *Мг* | 56  | 18  |  |
|  | х =0,193 (г) Н20, |  |

Следовательно, в 5 г смеси содержится 2 г Са и 3 г СаО, с 1 г смеси прореагировала вода массой 0,36 + 0,193 = 0,553 (г).

**Пример 6.** Эквимолярную смесь двух галогенидов рубидия массой 4,51 г обработали избытком нитрата серебра. При этом образовался осадок массой 2,87 г. Определить, какие галогениды присутствовали в смеси.

**Решение.** Так как масса осадка меньше массы смеси, то осадок образует только один из галоген-дов. Значит, одна из солей, не образующая осадок, - фторид рубидия RbF (AgF растворим в воде). Пусть RbF было *а* моль, его масса *а* (85,5+19) г, тогда другого галогенида также было *а* моль и его масса *а* (85,5 + д:) г, где *х -* молярная масса галогенида X.

RbX + AgNO3 = AgX + RbNO3;



|  |
| --- |
| (x + 85,5) г галогенида образуют (108+ *х) г* осадка, |
| *а (х* + 85,5) г - "--- "-----"----"-----" 2,87 г ----"---" , |
|  |

Масса смеси: а(85,5 + х)+ а(85,5+19) = 4,51. Подставляя *а,* находим x = 35,5. Значит, другая соль - хлорид рубидия RbCl.

## 2.2.2. Расчеты с учетом избытка одного из реагентов

Во всех предыдущих задачах непременным являлось одно из условий: либо одно из веществ (А или В), реагирующих по уравнению *aA + bB = cC + dD,* находилось в избытке, либо вещества были взяты в эквивалентных количествах.

Как быть, если одновременно даны массы веществ А и В: m(А) и m (В)? По какому из веществ вести расчет? Совершенно очевидно, что расчет необходимо вести по тому веществу, которое израсходуется полностью, т. е. находится в недостатке; второе вещество прореагирует частично и избыток его останется.

Условие задачи можно сформулировать следующим образом. "Смешали вещество А массой m(А) с веществом В массой m(В); произошла реакция, образовались вещества С и D. Требуется для вещества С найти массу *т(С)".*

В общем виде предполагается следующее решение. Количество вещества A: (A) *= m(A)/M*(А) моль, а количество вещества В: (B) = m(B)/M(B) моль. Согласно уравнению реакции *а* моль вещества А реагирует с *b* моль вещества В, т. е. если (A)/(B)>*a/b,* то В - в недостатке, а если (A) / (B)< a/b, то А — в недостатке.

**Пример 1. К** раствору, содержащему 20 г гидроксида натрия, прибавили 70 г 30%-го раствора азотной кислоты. Какой цвет будет иметь лакмус в полученном растворе?

**Решение.**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| NaOH | + HNO3 | = NaNO3 + Н2О  |
| 1 моль | 1 моль |  |

20 г NaOH составляют 0,5 моль; 70 г 30%-го раствора НМО3 содержит 70 0,3 = 21 (г) кислоты, что составляет 0,33 моль. Таким образом, гидроксид натрия содержится в избытке (0,5>0,33). Полученный раствор будет иметь щелочную реакцию и лакмус окрасится в синий цвет.

**Пример 2.** Газообразный предельный нециклический углеводород объемом 224 мл (н. у.) сожгли и продукты растворили в 1 л 0,148 %-й известковой воды (плотность 1,0 г/мл). При этом было получено 1,0 г осадка. Определите молекулярную формулу углеводорода.

**Решение.** Уравнения происходящих реакций:

Раствор известковой воды содержал  или

Осадок -1,0 г СаСОз составляет 1,0/100 = 0,01 (моль) СаСО3.

Предполагаем два варианта решения задачи:

**1)** Са(ОН)2 - в избытке, тогда на осаждение СаСО3 потребовалось 0,01 моль СО2, т. е. v(CO2) = 0,01 моль, а СnН2n+2 также взято 0,224/22,4  = 0,01 моль, следовательно n=1; СnН2n+2 — метан: СН4;

**2)** Са(ОН)2 - в недостатке, когда осадок массой 0,1 г является результатом двух реакций - осаждения и частичного растворения по уравнению  nСаСО3 +  nСО2 + nН2О = nСа(НСО3)2
При осаждении получается 0,02 моль СаСО3, остается 0,01 моль СаСО3, т. е. 0,01 моль СаСО3 вступило в последнюю реакцию. Рассчитаем количество СO2:

**а) для осаждения:**

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
|  | kCO2 | kCa (OH)2   | kCaCO3 |
| v | *x* | 0,02 моль | 0,02 моль; |
|  |  | x = 0,02 моль; |  |

**б) для растворения:**

y = 0,01 моль

|  |  |
| --- | --- |
| Всего nСО2 | - 0,03 моль, |
| CnH2n+2 | - CO2, |
| 0,01 моль | 0,03 моль |
| n =3, т. e. пропан (С3Н8). |

**Задачи**

**1**. Какая минимальная масса (г) кислорода необходима для полного сгорания 32 г серы? Выберите правильный ответ:
а ) 16; б) 22; в) 28; г) 32.

**2.** В качестве азотных удобрений можно применять нитрат аммония NH4NO3 и карбамид (NH2)2CO. 1 кг карбамида стоит *а* рублей, а 1 кг нитрата аммония - *b* рублей, причем *а>b.* Считая, что растения усваивают азот полностью, определите, при каком соотношении *а : b* применение нитрата аммония станет более выгодным.

**3.** Оксид меди (II) массой 8 г обработали 20 мл 4,9%-го раствора серной кислоты (плотность 1,03 г/см3). Полученный раствор отфильтровали, фильтрат упарили при 100o С. Какое вещество было получено? Какова его масса?

**4.** Какой объем (л) оксида углерода (IV), измеренный при н. у., выделится при взаимодействии 1,8 г гидрокарбоната калия с 65 г 10%-и серной кислоты?

**5.** Смесь аммиака и кислорода объемом 28 л прореагировала в присутствии катализатора. После реакции осталось б л кислорода. Определите состав исходной смеси. Измерения проводились при одинаковых условиях.

**6.** Определите массовую долю (в процентах) вещества в растворе, полученном при сливании mi г раствора гидроксида бария с массовой долей *с1* (%) и m2 г раствора серной кислоты с массовой долей *c2* (%).

**7.** Какую массу (г) бертолетовой соли надо разложить термически, чтобы полученного кислорода хватило для полного сгорания 18 г глюкозы. Какой объем будет занимать газообразный продукт сгорания глюкозы при нормальных условиях?

**8.** Гексен-1 массой 8,4 г смешали со 120 г 10%-го раствора брома в тетрахлориде углерода. Определите количественный состав полученного раствора.

**9.** В однолитровую склянку, содержащую 100 мл 10%-й соляной кислоты, при t = 21o С было помещено 3,25 г цинка, после чего склянка была тотчас закупорена. Какое давление установится в склянке после окончания реакции, если температура не меняется (плотность кислоты принять равной 1 г/см3, начальное давление *ро = 1* атм, а изменением объема жидкости и твердого вещества можно пренебречь).

**Решения**

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| **1.** | S + | 02 | =SO2. | Ответ: г) 32 г. |
| *Mr* | 32 | 32 |  |  |

**2.** Применение нитрата аммония будет экономически оправданным тогда, когда часть стоимости, приходящейся на содержащийся в нем 1 кг азота, меньше стоимости 1 кг азота из (NH2)2CO. Стоимость 1 кг азота из нитрата аммония равна

Стоимость 1 кг азота, содержащегося в карбамиде, равна

Применение нитрата аммония становится более выгодным при соотношении

**3.**CuO + H2SO4 = CuSO4 + H2O

8 г СuО составляют 8/80 = 0,1 моль, H2SO4 составляют 0,0103 моль.

Таким образом, серная кислота содержится в недостатке. Было получено 0,0103 моль CuSO4. При упаривании образовался медный купорос: CuSO45H2O массой 0,0103(160+90) =2,575 (г).

**4.** H2SO4 + KHCO3 = KHSO4 + CO2 +H2O.
1,8 г KHCO3  составляют 1,8/100 = 0,018 моль,
65 г 10%-й H2SO4 содержат 6,5 г кислоты, что составляет 0,066 моль. Таким образом, гидрокарбонат калия находится в недостатке. Из 0,018 моль KHCO3   получится 0,018 моль СО2, что при н. у. соответствует 22,4-0,018 = 0,4 (л).

суммарное уравнение реакции: 4NH3 + 7O2 4NO2 +  6Н2О. Осталось 6 л, значит в реакцию вступило 28-6 = 22 л смеси, причем объемы прореагировавших NH3 и О2 относятся как 4 : 7. Таким образом, в реакцию вступило 8 л NH3 и 14 л О2. Исходная смесь содержит 8 л аммиака и 20 л кислорода.

**6.** Уравнение реакции:

Ba(OH)2 + H2SO4  = BaSO4 + 2H2O.

В *m*1г раствора Ва (ОН)2 находится или моль основания. В растворе H2SO4 находится

, или  моль кислоты. Если     , то в растворе останется

.

Если ,   то в растворе останется **Ва(ОН)2:**

**7.** С6Н12O6 + 6O2 = 6СO2 + 6Н2О

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| <> |  | *x л* |  |  |
|  | С6Н12O6 +  | 6O2 = | 6СO2 + | 6Н2О |
| *Мг* | 180 |  |  |  |
|  |  | 180 г--- | 622,4 л |  |
|  |  | 18 г---- | *х* л, |  |
|  | *x* = 622,4 = 13,44 л О2 |

Газообразным продуктом при н. у. будет только оксид углерода(IV), объем его равен объему прореагировавшего кислорода - 13,44 л.

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
|  | МnО2 |  |  |
| 2КСlО3 |  | 2КСl + | 3O2 |
| 2122,5 |  |  | 322,4 л  |
| *x г* | ------ | ------- | 13,44 л |
|  | x = 49 г. |

**8.**

8,4 г гексена-1 составляют 0,1 моль, 120 г 10%-го раствора Вr2 содержат 120-0,1 = 12 г Вr2, или 0,075 моль.
Таким образом, гексен-1 содержится в избытке. Было получено 0,075 моль продукта присоединения. Масса полученного 1,2-дибромгексана составляет: 244-0,075 = 18,3 г.

**9.** Zn+2HCl = ZnCl2 + H2t;

|  |
| --- |
| на 65 г Zn требуется 2-36,5 г кислоты, |
| на 3,25 г Zn — ” — *х г —* ” — , |
| д; = 3,65 г НС1. |

Раствор содержит НСl, т. е. кислота в избытке. 3,25 г Zn составляют 0,05 моль. Таким образом, выделится 0,05 моль Н2.

Общее давление в склянке после реакции: 1 + 1,33 =   2,33 атм.

## 2.2.3. Расчеты с использованием разности масс реагентов и продуктов реакции

Если до сих пор у нас пропорция содержала цифры, которые отражали явно заданные величины, то для решения задач, в которых указывается разность масс реагентов и продуктов реакции, приходится вводить пропорцию, содержащую строки с мольными и массовыми соотношениями реагирующих веществ.

Рассмотрим условие задачи в общем виде."В превращении веществ по реакции, например, *аА+ + bB = cC + dD,* известна разность масс, например веществ А и С: *т* (А) и *т(С)* (m (АС)). Требуется определить, сколько вещества А вступило в реакцию с веществом В, т. е. найти m(А)". Как уже отмечено, пропорция содержит одну строку с мольными соотношениями и другую - с массовыми. При этом одна из указанных в пропорции строк отражает разницу в молярных массах, другая - в массах:
вступает в реакцию аМ(А) (г) вещества А - получается разница *аМ(А) -* cm (С);
вступает в реакцию т(А) г вещества А - получается разница m (АС); отсюда

**Пример.** Медную пластинку массой 20 г опустили в раствор нитрата ртути(II). Масса пластинки увеличилась на 2,73 г. После этого пластинку прокалили и она приобрела первоначальный вид. Как изменилась при этом масса пластинки?

**Решение.** Уравнение реакции:  Cu + Hg(NO3)2 = Cu(NO3)2  + Hg

Изменение массы пластинки на 1 моль прореагировавшей меди равно 200,5 - 63,5 = 137 (г). Поэтому в реакцию вступило 2,73/137 = 0,02 моль меди. При прокаливании вся ртуть испарится и масса пластинки по сравнению с первоначальной уменьшится на 0,02-63,5=1,27 (г).

**Задачи**

**1.** Металлическая пластинка массой 50 г после пребывания в растворе соляной кислоты уменьшилась в массе на 1,68%, при этом выделилось 0,366 л газа. Из какого металла может быть изготовлена пластинка?

**2.** Две пластинки одинаковой массы изготовлены из одного металла, степень окисления которого в соединениях равна двум. Пластинки опустили в растворы солей меди и серебра одинаковой концентрации; через некоторое время вынули, высушили и взвесили (при этом весь выделенный металл осел на пластинках). Масса первой пластинки увеличилась на 0,8%, второй - на 16%. Из какого металла изготовлены пластинки?

**3.** При обжиге навески пирита ее масса уменьшилась на 20%. Определите состав (в массовых долях) образовавшейся смеси твердых веществ.

**Решения**

**1.** Уравнение реакции:

М + nНСl = МСln + n/2 Н2.

Потеря массы составила 500,0168 = 0,84 (г).



|  |
| --- |
| *x* г металла выделяют n/222,4 л Н2, |
| 0,84 г----"------"-------" 0,336 л Н2, |
|  |

Если металл одновалентный, т. е.n=1, его относительная атомная масса равна 28 (кремний). Но кремний не растворяется в соляной кислоте и не может быть одновалентным. При n = 2 относительная атомная масса равна 56, т. е. металл - железо. Можно проверить и варианты с n = 3,4 и убедиться в том, что правильный ответ- только железо.

**2.** Уравнения происходящих реакций:
M + Cu2+ = Cu + M2+,
M + 2Ag+ = 2Ag + M2+.

Обозначим через *А* атомную массу металла. Составим пропорцию по первому уравнению: если растворилось *А* гметалла (моль), на пластинке осело бы 64 г меди и разница в массе составила (64-*А)* г*,* по условию в случае меди молярная разница (64-*А)* г соответствует реальной разнице в 0,8%. Аналогично в случае серебра молярная разница (в 216-*А)* г соответствует реальной разнице в 16%. Имеем суммарную пропорцию:

|  |
| --- |
| (64 - *А) г* соответствует 0,8%, |
| (216 -A) г\_------"-----"-16%, |
| 0,8(216-*А)* = 16(64 -*А),* отсюда Ar = 56. |

Эту задачу можно решить и более строгим математическим способом. Обозначим массу пластинки через *т(г).* Пусть прореагировало х моль, или Мхг металла. Тогда выделилось *х* моль меди и 2хмоль серебра или 64x  г меди и 216хг серебра. Увеличение массы первой пластинки (64x -Аx)г, второй  - (216x - Ах)г.
По первому уравнению имеем:
m г (масса всей пластинки) — 100%,
(64x - Aх)г (увеличение массы) — 0,8%,
0,8m =100 (64x-Ах)*.*

По второму уравнению:
*т* г - 100%,
(216x - Ах)г  - 16%,
16m = 100 (216x -Ax).

Разделим уравнение из первой пропорции на уравнение из второй:

отсюда Ar = 56 (железо).

**3.** Уравнение реакции: 4FeS2+11O2 = 2Fe2O3   + 8SO2.
Пусть было *(х + у)* моль дисульфида железа, из которых *у* моль разложилось. Тогда

Масса *х* моль пирита равна 120x , а *у/2* моль оксида железа (III) равна 80y = 120x;. Состав смеси:

дисульфида железа и 50%  и 50% оксида железа (III).


## § 3. Решение задач с составлением двух и более пропорций.3.1.Расчеты по уравнениям нескольких последовательных реакций

В задачах, представленных в настоящем параграфе, требуется составить не одну, а две или более пропорций. Обычно учащиеся хорошо справляются с задачами, в которых требуется составить одну пропорцию, они могут преобразовывать данные условия в явный вид, но часто теряются и испытывают трудности, когда исходное вещество или продукт реакции задаются так, что предварительно надо просчитать еще одну или несколько пропорций.

Рассмотрим пример, когда условие задачи сформулировано в общем виде. "Из вещества Е получают А, которое реагирует с веществом В с образованием продуктов С и D. Дается *т(Е) -* масса вещества Е. Требуется определить *т* (С) -массу вещества С".

Следует отметить, что, как и ранее, все вещества А-Е известны. Составим схемы превращений и напишем уравнения реакций:

*eE = kA,* (1)
*aA+bE = cC + dD.* (2)
По уравнению (1) составим пропорцию:

|  |
| --- |
| из *е*М(Е)г вещества Е образуется *k*M(A) *г* вещества *А,* |
| *из т*(Е) г -- - - " - - - - - "- - - - -"- *т(А) г*    вещества *А,* |
|  |

Из уравнения (2) имеем пропорцию:

|  |
| --- |
| из *аМ(А)* г вещества А образуется *сМ(С)* г вещества С, |
| из m(А) г -- - - "- - - - -"  - - - --"-"-m (С) г  вещества С, |
|  |

Именно так практически каждый второй учащийся подойдет к решению подобных задач - сначала по первой реакции, затем по второй. Мы не будем останавливаться на этом способе, поскольку на основе элементарной математики, которую изучали в младших классах, можем пойти дальше.

Подставляя значение т(А), полученное из первой пропорции, в выражение для т(С) из второй, приходим к выражению

Таким образом, исключив т(А) и М(А) из суммарного уравнения, мы выяснили, что рассчитывать т(А) совершенно нет необходимости. Это и есть то самое дополнительное неизвестное, которого следует избегать. Из последнего соотношения видно, что его можно было получить, приведя в соответствие коэффициенты обоих уравнений реакций и сложив их левые и правые части, как это всегда делают при уравнивании окислительно-восстановительных реакций:

Необходимо отметить, что суммирование уравнений является чисто формальной математической операцией. Исключив А и члены, по которым не ведется расчет (В, D), получим стехиометрическую схему

из которой легко получается выражение для m(С)-

Можно показать, что задача с цепочкой из трех уравнений решается аналогично. Рассмотрим пример.
"Определить *m(F),* если имеется цепочка превращений: *eE kA* (1), аА cС (2), *lC fF* (3) и известна m(Е)". Решение этой задачи сводится к следующему. Домножим уравнение (2) на *k/a,* чтобы исключить А, и уравнение (3) на *(k/a)(cfl);* получаем



|  |
| --- |
|  |
|  |
|  |

Далее складываем все уравнения: или

Эту стехиометрическую схему можно распространить на какое угодно число стадий цепочки. В общем виде это выглядит так:

Естественно, что в формуле участвуют только коэффициенты при веществах, которые составляют саму цепочку.

**Пример.** Определить массу бертолетовой соли, которую нужно разложить для выделения кислорода, , необходимого для получения 10,2 г оксида алюминия из чистого металла.

**Решение.** Уравнения реакций:
2КСlO3 2КСl + 3O2 (1)
3O2 + 4Аl 2Аl2О3. (2)
По выведенным соотношениям стехиометрическая схема имеет вид

2КСlO3 2Аl2О3.  или KClO3 A12O3;

**Задачи**

**1*.***Оксид натрия массой 6,2 г растворили в 100 мл воды (раствор /). Затем к раствору / приливали соляную кислоту с массовой долей 10% до тех пор, пока реакция среды не стала нейтральной (получен раствор 2). Определите массовые доли веществ в растворах / и *2* и массу раствора соляной кислоты, пошедшей на нейтрализацию.

**2.** Сернистый газ, получившийся при сжигании 179,2 л сероводорода (н. у.), пропущен через -2 л 25%-го раствора гидроксида натрия (р = 1,28). Каков состав образующейся соли и какова ее массовая доля в растворе в процентах?

**3**. Колонна синтеза аммиака дает 1500 т продукта в сутки. Сколько азоаюй кислоты 5010-Й концентрации можно теоретически получить из этого количества аммиака?

**4**. Для восстановления 3,2 г оксида металла требуется 1,344 л водорода. При растворении полученного металла в избытке соляной кислоты выделяется 0,896 л водорода. Определите, какой это металл.
Напишите уравнения всех упомянутых реакций. (Объемы газов измерены при н. у.)

**5**. Для получения уксусной кислоты в качестве исходного вещества был использован технический карбид кальция, содержащий 4% примесей. Какое количество карбида было израсходовано, если известно, что на нейтрализацию полученной уксусной кислоты потребовалось 240 г раствора гидроксида калия, содержащего 5,5 моль КОН в 1 л (плотность 1,20 г/см3). Считать, что уксусная кислота образуется с выходом 100%.

**6**. Глицерин обработали концентрированной азотной кислотой в присутствии водоотнимающего вещества. 100 г полученного вещества взорвали, а продукт реакции пропустили последовательно через растворы щелочи, концентрированной серной кислоты и над нагретой медной спиралью. Оставшийся газ собрали в мерный цилиндр над водой. Какой это газ? Какова его масса и объем (н. у.)? Приведите необходимые уравнения реакций.

**7**. Пары пропилового спирта пропустили над оксидом алюминия при 300o С. На полученный продукт подействовали бромидом водорода, затем на образовавшееся вещество - металлическим натрием. Напишите уравнения происходящих реакций и рассчитайте, из какого количества пропилового спирта получится 43 г конечного продукта

**8.** Неизвестный газообразный углеводород объемом 10 мл смешали с 70 мл кислорода и смесь сожгли. По окончании реакции после конденсации водяных паров объем газовой смеси составил 65 мл. При пропускании газа в раствор гидроксида калия объем его уменьшился до 45 мл. Рассчитайте молекулярную формулу неизвестного углеводорода, считая, что объемы газов измерены при н. у.

**Решения**

**1.** Оксид натрия реагирует с водой: Na2O + H2O = 2NaOH.
При нейтрализации гидроксида натрия соляной кислотой идет реакция: NaOH + HCl = NaCl + H2O.
Стехиометрическая схема:Na2O 2NaOH 2NaCl.

Из 6,2/62 = 0,1 моль оксида натрия образуется 0,2 моль, или 0,240 = 8,0 г щелочи. Масса раствора равна 100-1 + 6,2 = 106,2 г, и, следовательно,массовая доля в нем NaOH равна:

На нейтрализацию потребуется 0,2 моль, или 0,236,5 = 7,3 г кислоты, которая содержится в (100/10)7,3 = 73 г ее раствора. Масса раствора 2 равна 106,2 + 73 = 179,2 г. В нем растворено 0,2 моль, или 0,258,5 = 11,7 г поваренной соли с массовой долей

**2.** 2H2S + 3O2 = 2SO2 + 2H2O; SO2 + 2NaOH = Na2SO3 + H2O (при достаточном количестве NaOH); (1)
SO2 + NaOH = NaHSO3. (2).

Из 179,2 л H2S получается 179,2 л SO2, т. е. 179,2/22,4 = 8 моль; раствор NaOH содержит

 NaOH, т. е. 640/40 = 16 моль.

Следовательно, протекает реакция (1), и образуется соль Na2SO3 в количестве 8 моль; ее масса 1268 =  1008 г. Масса раствора равна сумме массы раствора щелочи и массы добавленного сернистого газа: 2560 + 864 = 3072 г. Массовая доля соли равна (1008/3072)100 = 32,8%.

**3.** Напишем общую схему превращения аммиака в азотную кислоту:

Из схемы видно, что одна молекула NH3 дает одну молекулу HNO3. Поэтому нам не надо даже писать уравнений, а можно сразу определить массу 100%-и азотной кислоты:

|  |
| --- |
| 1500 т----"------"--------"x   т |
| NH3 -----"----"-----"----"HNO3 ; |
| 17 т -----"-----"-----"-----63 т |
|  |

50%-и HNO3 можно получить вдвое больше: 11106 т.

**4.** Общие уравнения реакций:

Мx Oy  + уН2 хМ + yН2O,
М + nНС1 *п/*2Н2 *+* МСln

По условию т. е. степени окисления в оксиде и хлориде не одинаковы.

Соотношение объемов водорода равно 1,344/0,898 =   3/2, Отсюда металл в оксиде имеет валентность 3, а при растворении в кислоте отдает 2 электрона (соотношение валентностей 6/4 маловероятно). Уравнение реакции:

М2О3 + ЗН2 = 2М + 3Н2О

Было 1,344/22,4 = 0,06 моль водорода, восстановившего 0,02 моль оксида молярной массы 3,2/0,02 = 160 г/моль. Решаем уравнение 2Ar(М) + 316 = 160, откуда Ar(М) = 56. Искомый металл- железо.

Fe + 2HCl =FeCl2 + Н2.

**5.**

|  |
| --- |
| СаС2 + 2Н2О = Са (ОН)2 + С2Н2 ; |
| С2Н2 CH3CH=O; |
| СН3СНО СН3СООН; |
| СН3СООН + КОН = СН3СООК   + Н2О. |

Объем раствора 240/1,2 = 200 мл.

|  |
| --- |
| 1л - 5,5 моль, |
| 0,2 л - *х* моль, |
| x =1,1 моль КОН. |

1,1 моль КОН нейтрализует 1,1 моль уксусной кислоты. Суммарная схема получения кислоты:

СаС2 СН3СООН.

Из 1 моль СаС2 получается 1 моль СН3СООН; 1,1 моль кислоты - из 1,1 моль СаСа, что составляет 641,1 = 70,4 г чистого вещества. Масса израсходованного технического карбида кальция равна



|  |
| --- |
| 70,4 г - 96%, |
| *х* г- 100 %, |
|  |

В мерный цилиндр собирают азот. Из 4 моль нитроглицерина образуется 6 моль азота;

|  |
| --- |
| 2274 г -----"---" 628 г, или 622,4 л N2, |
| 100 г ----"-----"    *х* г, или *у* л N2, |
| х = 18,5 г N2, y = 14,8 л N2. |

Из 2 моль С3Н7ОН образуется 1 моль С6Н14;

|  |
| --- |
| 2 60 г----------- 86 г, |
| *х г* -----------------43 г. |
| х = 60г. |

**8.** Неизвестный углеводород имеет формулу **С**x**Н**y**.**Уравнение реакции: С*х*Н*у + (х+у/4)* O2 *= х*СО2 *+ у/*2Н2О.

*(СхНy)* = 0,010/22,4 (моль).

Баланс О2: до реакции 70 мл, или 0,070/22,4 моль; после реакции и поглощения СО2 - 45 мл, или 0,045/22,4 моль; следовательно, в реакцию вступило 0,025/22,4 моль О2.Для образования 0,020/22,4 моль СО2 в реакцию с углеродом углеводорода вступило 0,020/22,4 моль О2. Оставшиеся 0,005/22,4 моль О2 прореагировали с водородом углеводорода, при этом было получено 0,010/22,4 моль воды.

(С) = (CO2) = 0,020/22,4;
(H) = 2 (H2O) = 0,020/22,4;
*x:y = v(C)* : (H) = 0,020: 0,020=1 : 1.

Из всех возможных ответов: С2Н2, (С3Н3), C4H4 (C5H5 ) и т. д. - условию задачи удовлетворяет только С2Н2; таким образом, неизвестный углеводород - ацетилен.

## 3.2.Сравнение количественных данных нескольких процессов

"Сообщение такого-то химика о такой-то реакции не подтвердилось в проверочных экспериментах". Эта фраза встречается в научной периодической литературе. Не следует сразу подозревать в недобросовестности такого-то химика. Химик такой-то воспроизводит свои результаты несчетное количество раз и удивляется, почему у других это не выходит. Все происходит потому, что химический эксперимент имеет множество нюансов, которые автоматически повторяет его автор и о которых не догадываются остальные. Малейшее изменение в условиях - и реакция идет по другому пути, особенно в органической химии.
В предлагаемых в этом параграфе задачах сравниваются качественные и количественные результаты на первый взгляд одинаковых реакций, которые вовсе не одинаковы...
Сравнивать результаты нескольких реакций приходится и тогда, когда к одному продукту приходят разными путями, и расчет по каждому в отдельности дает данные необходимые, но не достаточные; учитывая все вместе, можно решить задачу.

**Пример 1.** В две пробирки положили по одинаковому кусочку цинка, а затем прилили некоторое количество 30%-и азотной кислоты и такое же количество воды. В первую пробирку сначала налили воду, а затем медленно приливали кислоту, во вторую- сначала налили кислоту, а затем медленно приливали воду. Какие вещества образовались? Как доказать различие содержимого пробирок после окончания реакций?

**Решение. В** первой пробирке сначала образуется разбавленная азотная кислота, реагирующая с цинком с образованием нитрата аммония:

4Zn + mHNO3 = 4Zn(NO3)2 + NH4NO3 + 3H2O,

и по мере добавления кислоты ее концентрация растет, что приводит к протеканию других реакций и образованию других продуктов (например, азота и оксида азота(II)).

Во второй пробирке сначала присутствует довольно концентрированная азотная кислота, реагирующая с цинком с выделением оксида азота (II):

3Zn + 8HNO3 = 3Zn(NO3)2+2NO + 4H2O,

и по мере добавления воды ее концентрация падает, но не настолько, чтобы шло образование ионов аммония.

Таким образом, ионы аммония присутствуют только в первой пробирке и могут быть обнаружены по выделению аммиака при действии щелочи:

NH4NO3 + NaOH = NaNO3 + H2O + NH3,
Zn(NO3)2 + 2NaOH = Zn(OH)2 + NaNO3.

**Пример 2.** Два юных химика определяли концентрацию раствора азотной кислоты. Один из них отмерил 10,0 мл кислоты и добавил его к избытку металлической меди. При этом он получил 746 мл газа, превратившегося при сильном охлаждении в сине-зеленую жидкость. Второй предварительно разбавил 10,0 мл кислоты водой в 10 раз и обработал полученным раствором порошок свинца. При этом он получил 560 мл газа (объемы газов приведены к н. у., выходы количественные). Определить концентрацию азотной кислоты и объяснить различия в результатах опыта.

**Решение.** Сине-зеленая жидкость, образующаяся при охлаждении газа, представляет собой NОз; таким образом, газ, выделившийся в реакции с медью, - эквимолярная смесь NO и NO2:

746 мл газа составляют 0,033 моль, или по 0,0167 моль NO и NO2. В реакцию вступило-0,01676 = 0,1 моль HNO3. Следовательно, 10 мл раствора HNOs содержат 0,1 моль кислоты, 1 л содержит соответственно 10 моль.
Во втором опыте используют заведомо разбавленную HNOs и малоактивный металл, и реакция приводит к образованию только оксида азота(II):

3Pb + 8HNO3 = 3Pb(NO3)2 + 2NO + 4H2O.

560 мл газа составляют 0,025 моль;

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| 8 моль | HNO3  | дают 2 моль NO, |
| *х* моль |  | 0,025 моль NO, |
|  | *х* - 0,1 моль. |  |

10,0 мл исходного раствора HNO3 содержат 0,1 моль кислоты, что соответствует результатам первого эксперимента.Различие в объемах полученных газов, таким образом, объясняется различием в условиях проведения реакций.

**Задачи**

**1.** Выходящий из доменной печи газ имеет следующий состав (объемные доли в %): (СО)2 - 12,0; (СО) - 28,0; (Н2) - 3,0; (СН4) - 0,6; (С2Н4)-0,2;  (N2) -56,2.

Рассчитайте, сколько потребуется воздуха (в м3) для полного сжигания 200 м3 этого газа (объемы измерены при одной температуре). Считать, что содержание кислорода в воздухе около 20% по объему. Определите количественный состав продуктов сжигания доменного газа в 20%-м избытке воздуха.

**2.** Какой объем 8%-го раствора гидроксида натрия (плотность = 1,09 г/см3) потребуется для полной нейтрализации 100 мл раствора серной кислоты, если известно, что из 10 мл данного раствора серной кислоты при добавлении избытка хлорида бария можно получить 0,233 г осадка.

**3.** При нагревании 98 г бертолетовой соли (КСЮз) часть ее разложилась с выделением кислорода, а часть - с образованием хлорида калия и перхлората калия (КС1О4). Определите состав твердого остатка, если выделилось 19,2 г кислорода.

**4.** Соль одновалентного металла массой 74,4 г нагрели в закрытом сосуде, при этом получилось 26,8 мл бесцветной жидкости с концентрацией вещества 11,2 моль/л. Определите формулу соли, если известно, что она содержит металл, водород, 25,8% серы и 51,61% кислорода.

**5.** При образовании 1 моль воды из простых веществ выделяется 284 кДж теплоты; при образовании 1 моль оксида углерода (IV) - 395 кДж. Сгорая, 1 моль метана выделяет 893 кДж, а 1 моль ацетилена 1310 кДж. Рассчитайте, сколько теплоты выделится при образовании 1 моль ацетилена при термическом разложении метана, учитывая, что тепловой эффект реакции образования простых веществ равен нулю.

**6.** Ток последовательно проходит через ряд электролизеров с водными растворами: а) CuSO4; б) NiSO4; в) Fe2(SO4)3 г)FeСl2. Какие массы металлов выделились на катодах, если известно, что у анода последнего электролизера выделилось 1,4 л хлора (н. у.). (Анодные и катодные пространства, а также сами электролизеры разделены диафрагмами.)

**Решения**

**1.** По первому вопросу задачи - приходится объемных частей О2 на объемные доли газов (из условия):

|  |  |
| --- | --- |
| 2СО + О2 = 2СО2 | -14,0, |
| 2Н2 + O2 = 2Н2О | - 1,5, |
| СН4 + 2О2 = СО2 + 2Н20 | - 1,2, |
| С2Н4 + 3О2 = 2СО2 + 2Н2О | - 0,6. |

Всего 17,3/0,2 = 86,5 частей воздуха на 100 частей газа; 200 м3 газа соответствуют 2-86,5 = 173 м3+ +20% (34,6 м3) воздуха; всего 207,6 м3 воздуха. По второму вопросу задачи - 207,6-0,2 = 41,52 м3 О2 на 200 м3 газа; тогда получится 20,76 м3 О2 или 103,8 м3 воздуха и соответственно 83,04 м3 азота на 100 м3 доменного газа.

Баланс по уравнениям реакций:

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| CO2 | H2O | N2 | O2 |
| 12,00 | 3,00 | 56,20 | 20,76 |
| + | + | + | - |
| 28,00 | 1,20 | 83,04 | 17,30 |
| + | + | -------- | -------- |
|   0,60 |   0,40 | 139,24 | 3,46 |
|         + | -------- |  |  |
| 0,40 | 4,60 |  |  |
| ---------- |  |  |  |
| 41,00 |  |  |  |

Всего: 41,00+4,60+139,24+3,46=188,30 **объемных** частей газа.

**2.** Уравнение реакции образования осадка сульфата бария:

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
|  |  | 0,233 г |
| H2SO4 | +ВаСl2 = | BaSO4 +2HCl, |
| *М*  | избыток | 233 г/моль |
| v 0,001 моль |  | 0,001 моль |

так как 0,233 г BaSO4 составляет 0,001 моль вещества. Нейтрализация серной кислоты гидроксидом натрия:

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| H2SO4 + | 2NaOH = | Na2SO4 + 2Н2О |
| *М* | 40 г/моль |  |
| В 10 мл серной  кислоты - 0,001 моль H2SO4, |
| в 100 мл -" - - "- - *-"----"   ---"       х* моль H2SO4, |
| *X* = 0,01 моль H2SO4, |

Таким образом, на нейтрализацию 0,01 моль H2SO4 требуется согласно уравнению реакции нейтрализации 0,02 моль NaOH, что составляет 400,02 =  0,8 (г). Масса раствора гидроксида натрия ( = 8%), пошедшего на нейтрализацию, равна 0,8100/8=10 (г) раствора, а объем раствора составляет 10/1,09 = 9,17 мл NaOH.

**3.** Составляем уравнения реакций, происходящих при нагревании бертолетовой соли:

|  |
| --- |
| 2КСlO3 = 2КСl + 3O2; (1)(при нагревании) |
| 4КСlO3 = КСl + 3КСlO4. (2) (при нагревании) |
| М(КСlО3) = 122,5 г/моль; М(КСl) = 74,5 г/моль; |
| М(О2) = 32 г/моль; М(КСlО4) = 138,5 г/моль. |

Находим массу КСlO3, разложившегося по уравнению (1):

|  |
| --- |
| 2122,5 г КСlO3 - 332 г О2 |
| *х* г - "- - - - - "- - -"19,2 О2, |
| х = 49 г КС1О3. |

При этом образовалось КС1:

|  |
| --- |
| 274,5 г КС1 - 332 г О2, |
| *у* г - "- - --- - - -"19,2 г О2, |
| y = 29,8 г КС1. |

По уравнению (2) разложилось 98-49 = 49г  КСlO3. Находим массу образовавшегося КСl:

|  |
| --- |
| 4122,5 г КСlO3 - 74,5 г КСl, |
| 49 г - "- - - -"- - - "  *х* г КСl, |
| х = 7,45 г КС1. |

Масса образовавшегося КС1О4:

|  |
| --- |
| 4122,5 г КСlO3 --- 3138,5 г КС1О4, |
| 49 г - "- - *- -*" *- - - -* " *у* г КС1О4, |
| *y* = 41,55 г КС1О4. |

Состав твердого остатка: 29,8+7,45=37,25 г КС1, 41,55 г КС1О4.

**4**. В растворе содержалось 0,0268 • 11,2 = 0,3 моль соли с относительной молекулярной массой 74.4/0,3 = 248

Один моль соли содержит        моль атомов S и     моль атомов O2

На металл и водород от величины  248 приходится 56. Из одновалентных металлов, соли которых устойчивы в водных растворах, подходят Li, Na, К (другие отпадают, так как тогда получающиеся брутто-формулы не соответствуют реальным соединениям). Если металл Na, тогда соль - Na2S2O35H2O - тиосульфат натрия.



|  |
| --- |
| **5**. Н2+1/2О2 = П2О + 284кДж; |
| С + О2 = СО2 + 395 кДж; |
| СН4 + 2О2 = СО2 + 2Н2О + 893 кДж; |
| С2Н2 + 5/2O2 = 2СO2 + Н2О + 1310 кДж; |
| 2CH4  С2Н2 + 3H2 + Q. |

Для определения неизвестной теплоты реакции надо провести алгебраическое сложение термохимических уравнений образования входящих в нее сложных веществ:

Q = 2Q (CH4) -Q (C2H2) -3Q (Н2) = 2893-1310-3284 = -376 кДж.

Реакция идет с поглощением тепла.

**6**. FеС12 Fe + Cl2 (анод-побочное образование Fe3+). 1,4л хлора составляют 0,0625 моль вещества. Таким образом, на катоде выделилось 0,0625 г/моль железа, или 3,5 г.

Количество электричества, прошедшее через все электролизеры, одинаково. Согласно закону Фарадея в этом случае выделилось одинаковое количество эквивалентов всех металлов (1 г-эквивалент соответствует молярной массе на единицу степени окисления), причем в последнем электролизере (с водным раствором FеС12) Э(Fе) =56/2 = 28, т. е. 3,5 г составляют 0,125 г-экв. Тогда

|  |  |
| --- | --- |
| Fe2(SO4)3 : Э(Fe) = 56/3 = 18,67  | m(Fe) =  0,12518,67 = 2,33(г). |
| NiSO4 : Э(Ni) = 58,7/2 = 29, 35 | m(Ni) = 0,12529,35 = 3, 67(г). |
| CuSO4 : Э(Cu) = 64/2 = 32 | m(Cu) = 0,12532 = 4(г) |

## 3.3.Расчеты по уравнениям одновременно протекающих реакций

В практических работах достаточно редко расчеты приходится вести только по одной конкретной химической реакции и по одному исходному веществу, масса которого известна. Значительно чаще в производственных процессах (и реальной лабораторной практике) в реакции участвует смесь исходных веществ, каждое из которых вступает в свою химическую реакцию. Возникает задача - на основе суммарной массы образующихся продуктов определить массу какого-либо компонента смеси. Поэтому следующий параграф посвящен расчетам на основе химических процессов, включающих в себя несколько параллельных (одновременно протекающих) химических реакций.

Подавляющее большинство задач, которые обычно принято называть "задачи на смеси", включают две параллельные реакции двух исходных веществ (точнее, смеси из двух веществ), идущих с образованием двух продуктов реакции.

Представим эти две химические реакции в виде следующих общих схем:

aA + bB cC + dD, (1)
eE + fF gG + hH, (2)

где А, В, С, D, Е, F, G и Н - формулы химических веществ; а, b, с, d, e, f, g, h *-* соответствующие стехиометрические коэффициенты в уравнениях (1) и (2).

В условии задачи задаются масса исходной смеси веществ А и Е (обозначим ее *т*1*)* и масса продуктов реакции - веществ С и G (обозначим ее *т*2). Требуется определить массу одного из компонентов исходной смеси (например, вещества А).При решении задачи массу можно выражать либо в граммах, либо в молях.
Разберем общее решение задачи, когда масса выражена в граммах. Запишем относительные молекулярные массы всех необходимых для решения задачи веществ: *М(А), М(Е), М(С)* и *M(G).* Далее выразим одну из масс смесей, например *т*2, через *т*1и массу искомого компонента *т(А),* т. е. составим уравнение *m2= f(т*1*,* m(A)).Получим значение m(С) через m (А) согласно уравнению (1) из пропорции

m(А) m(С),
*аМ(А) сМ(С),*

аналогично из уравнения (2) получим выражение для

,причем по условиям задачи *m*(Е) = m1 - m(А).

Таким образом, m2 можно выразить через m1и  m(A):

|  |
| --- |
| m(C) + m(G) = m2, или  |
|  |

Получим уравнение (3) с одним неизвестным - m(А). Это уравнение решить в принципе уже не трудно, однако все необходимые арифметические выкладки весьма громоздки.

Значительно проще вычисления, когда масса выражается в молях; рассмотрим решение такой задачи также в общем виде. Суть решения сводится к тому, что, обозначив количества веществ А и Е через "x" и "у" моль соответственно, необходимо составить два уравнения с двумя неизвестными, выразив *m*1 *= f(x,у)* из условия, a *m2 = f(x, у)* по уравнениям реакций.

В первом уравнении отражается условие задачи: масса А есть *хМ(А),* масса Е - *уМ(Е),* их сумма - *m*1*,* т. е.

*xM(A) + yM(E) = m*1(4)

Во втором уравнении необходимо выразить количества С и соответственно через "x" и "y" по уравнению (1):

|  |
| --- |
| из *а* моль А образуется *с* моль С, |
| из *х* моль - " - - - " - - - "- *сх/а* моль С. |

По уравнению (2):

|  |
| --- |
| из *е* моль Е образуется *g* моль G, |
| из *у* моль Е - " -- - " - -" *g у/е* моль G. |

Таким образом, из выведенных соотношений имеем, что вещества С получено *сх/а* моль, или *схМ(С)/а* г*,* а вещества G получено *gy/e* моль, или *guM(G)/e* г. В сумме получим массу *m*2:

Выведенные уравнения (4) и (5) представляют собой систему, которая обычно решается значительно быстрее, чем ранее выведенное уравнение (3). Следует отметить, что в любом случае решение задачи в молях предпочтительнее решения задачи в граммах. Кроме того, на практике чаще всего встречаются задачи, когда вещества С и G (см. уравнения (1) и (2)) представляют собой одно и то же вещество (например, газ либо осадок).

Рассмотрим теперь примеры конкретных химических задач и их решения в граммах и молях.

**Пример 1.** Амальгаму натрия и алюминия массой 5,48 г обработали избытком соляной кислоты. При этом выделилось 1,12 л водорода (н. у.). Нерастворенное вещество отделили от раствора и взвесили. Его масса составила 4,02 г. Определить массовый состав амальгамы (в процентах).

**а. Решение (в** граммах).

2Na + 2HCl = 2NaCl + H2; (1)
2Аl + 6НС1 = 2АlСl3 + 3Н2. (2)

Остаток - ртуть (4,02 г).

Масса натрия и алюминия составляет 5,48-4,02 =  1,46 г. Пусть амальгама содержит *х* г натрия, (1,46 - *х)* г алюминия. Тогда в реакции (1) выделяется  *х* лН2, а в реакции (2)

Всего 1,12 л Н2. Запишем общее уравнение

отсюда х = 0,92 г Na, 1,46 - х = 0,54 г А1.

Состав амальгамы:

**б. Решение (в** молях). Пусть было *х* моль Na, *у* моль Аl, или 23x; г Na, *27у* гА1. Учитывая, что масса натрия и алюминия равна 1,46 г (5,48 г амальгамы - 4,02 г Hg), запишем общее уравнение:

23x *+* 27*у=* 1,46 (г).

По уравнению (1) 2 моль натрия дают 1 моль водорода, *х* моль дают *х/2* моль Н2, или 11l,2x л Н2. По уравнению (2) 2 моль Al дают 3 моль Н2, *у* моль А1 - 1,5 моль Н2, или 33,6y л Н2.

Суммарно водорода выделилось 1,12 л, таким образом,

11,2x + 33,6y  = 1,12 (л).

Теперь имеем систему двух уравнений с двумя неизвестными:

отсюда x = 0,04, или 0,92 г Na; *у* = 0,02, или 0,54 г А1; далее как в решении (а) находим массовый состав амальгамы.

**Пример 2.** Смесь цинка и безводного нитрата цинка прокалили на воздухе, ее масса при этом не изменилась. Определите массовые доли компонентов смеси.

**Решение.** При прокаливании происходят реакции:

|  |
| --- |
| 2Zn + O2 = 2ZnO; |
| 2Zn (NO3)2 = 2ZnO + 4NO2 + O2 . |
| Mr(Zn) = 65; Mr(ZnO) = 81; Mr(Zn(NO3)2) = 189. |

Пусть масса цинка в смеси - m1 а масса нитрата цинка - m2. При окислении Zn образуется (81/65) m1 г  ZnO. При разложении нитрата получается (81/189) m2 г ZnO. По условию задачи масса смеси после прокаливания не изменяется, следовательно:

I,24m1 + 0,43m2 =  m1 + m2, откуда m1 = 2,37m2. Таким образом, массовая доля нитрата цинка в смеси

или 29,6 %. Массовая доля цинка 70,4 %.



**Пример 3**. Водный раствор 3,88 г смеси муравьиного и уксусного альдегидов обработали избытком аммиачного раствора оксида серебра. Выпавший при этом осадок отфильтровали, промыли водой и полностью растворили в концентрированной азотной кислоте. При этом получилось 9,856 л газа (н. у.). Определить процентный состав исходной смеси.

**Решение.**

Ag + 2HNO3 = AgNO3 + NO2 + H2O.

Газа выделилось 9,856/22,4 = 0,44 моль. Значит, серебра выделилось также 0,44 моль. Пусть было *х* г Н2С = О и (3,88-*х) т* СН3СН = О, или х/30 моль Н2С = О и (3,88-*х)/44* моль СН3СН = О. Реакции окисления этих альдегидов отличаются друг от друга; промежуточно образующаяся муравьиная кислота окисляется дальше - до СО2, который с NH3 образует соль:

H2C = O + 4[Ag(NH3)2]OH = 4Ag + (NH4)2CO3 + 6NH3 + 2H2O;
CH3CH=O + 2[Ag(NH3)2]OH = 2Ag +  CH3COONH4 + 3NH3 + 2H2O.

Рассчитаем количество серебра по каждой из реакций и просуммируем:

x = 3,00 г Н2С = О,

тогда СН3СН = О - 0,88 г. Такм образом, количество муравьиного и уксусного альдегида в смеси - 0,1 и 0,02 моль соответственно, что составляет 77,3 и 22,7% по массе, или 83,3 и 16,7 мольных %.

**Задачи**

**1.** При сжигании образца каменного угля массой 1 г получилось 0,25 г золы, 0,18 г воды и 2,62 г смеси углекислого и сернистого газов. Сколько процентов серы содержал образец? Сколько сернистого газа в год выделяется при работе тепловой электростанции, потребляющей 1 млн т такого угля в год?

**2**. При взаимодействии 6,05 г смеси порошков железа и цинка с избытком раствора хлорида меди(II) образуется 6,4 г металлической меди. Определите состав смеси.

**3**. Смесь ацетилена и водорода массой 27 г сожгли в кислороде. После охлаждения продуктов сгорания до комнатной температуры сконденсировалось 27 мл воды. Определите состав газовой смеси.

**4.** Смесь равных по массе количеств цинка и карбоната кальция обработали избытком раствора соляной кислоты. Рассчитайте среднюю плотность р образующейся смеси газов (г/л).

**5.** Для полного восстановления 200 мл смеси оксида азота(I) и оксида азота(IV) до азота было использовано 300 мл водорода. После окончания реакции, конденсации паров воды и приведения смеси к начальным условиям общий объем составил 225 мл. Определите состав взятой смеси.

**6**. К смеси азота, водорода и метана объемом 130 мл добавили 200 мл кислорода, а затем смесь подожгли. После окончания горения и конденсации паров воды общий объем полученной смеси газов составил 114 мл при тех же условиях, а после пропускания продуктов сгорания через избыток раствора щелочи объем уменьшился до 72 мл. Найдите исходные объемы азота, водорода и метана.

**7**. Сплав состоит из рубидия и еще одного щелочного металла. При взаимодействии 4,6 г сплава с водой получено 2,241 л водорода (н. у.). Какой металл является вторым компонентом сплава? Каковы массовые доли (%) компонентов сплава?

**8**. Смесь нитратов натрия и серебра прокалили, а выделившиеся газы пропустили в воду. При этом объем газов уменьшился в 3 раза. Определите массовый состав исходной смеси.

**9**. Предполагают, что смесь металлических опилок содержит магний, алюминий и олово. При растворении 0,75 г опилок в соляной кислоте выделилось 0,784 л водорода (н. у.). При сжигании такой же навески в токе кислорода образовалось 1,31 г оксидов. Установите процентный состав исходной смеси.

**10.** Магний массой 19,2 г сожгли на воздухе. Для растворения полученного вещества понадобилось 320,7 г 20,5%-го раствора НС1. Раствор выпарили и остаток прокалили, конденсируя летучие вещества. Определите качественный состав конденсата.

**11.** Через 22,4 л смеси водорода, кислорода и хлора (н. у.) пропустили электрический разряд. После охлаждения продуктов реакции в сосуде обнаружили газ и жидкость. На нейтрализацию жидкости пошло 1,6 г гидроксида натрия. Оставшийся в сосуде после реакции газ полностью прореагировал с нагретым оксидом меди(II), причем масса последнего уменьшилась на 0,96 г. Определите объемные доли составляющих смесь газов.

**12.** Смесь газообразных хлора и хлороводорода объемом 22,4 л пропустили над нагретыми железными опилками. Масса опилок увеличилась при этом на 42,6 г. Определите состав исходной смеси.

**13.** Смесь хлоридов магния, железа (III) и меди (II) растворили в воде. Масса осадка, образовавшегося при добавлении избытка сульфида натрия к этому раствору, в 2,51 раза больше, чем при пропускании избытка сероводорода. Если в растворе заменить хлорид железа (III) на одинаковое по массе количество хлорида железа (II), отношение масс осадков станет равно 3,36. Определите состав смеси хлоридов в массовых долях. Напишите уравнения химических реакций, протекающих в растворах хлоридов при действии на них сульфидом натрия и сероводородом.

**14.** Смесь кальция и алюминия массой 18,8 г прокалили без доступа воздуха с избытком порошка графита; продукт реакции обработали разбавленной соляной кислотой, при этом выделилось 11,2 л газа. Определите состав смеси.

**15.** Смесь порошков магния и железа массой 6,24 г разделили на две равные части. Одну часть сожгли в кислороде и получили 4,72 г продуктов сгорания Вторую сожгли на воздухе и к продуктам сгорания (их масса оказалась равной 4,52 г) прилили раствор гидроксида натрия. Какой газ и в каком объеме выделился при этом? Приведите уравнения химических реакций.

**16.** Смесь метана и ацетилена объемом 20 мл сожгли в избытке кислорода, при этом образовалось 32 мл СО2. Определите состав исходной смеси в объемных долях.

**17** К раствору 13,95 г смеси свежеполученных хлорида и бромида хрома(II) прибавили избыток раствора нитрата серебра. Выпавший осадок имел массу 32,99 г. Определите количественный состав исходной смеси.

**Решения.**

**1.** Негорючих примесей и водорода в 1 г угля содержится: 0,25 + 0,02 = 0,27 г; серы и углерода 1-0,27 = 0,73 г. Если углерода *х* г, то серы (0,73 -*х*)г.

С + O2 = СО2,
S + O2 = SO2.
Составим уравнение:  x = 0,70 г углерода и 0,03 г (3%) серы.

При сжигании 1 млн т угля сгорает 10000000,03 = 30000 т серы и образуется (64/32) 30 000 = 60 000 т сернистого газа в год.



|  |  |
| --- | --- |
| **2.** Fe + СuСl2 | = Сu + FеСl2. |
| *x* моль | *x* моль |
| ----------------------------------------------------- |
| Zn + CuCl2 | = Cu + ZnCl2. |
| *у* моль | *у* моль |
|  |  |
| ----------------------------------------------------- |
| Ar(Fе) = 56; Ar(Zn) = 65; Ar(Сu) = 64. |

Из уравнений реакций имеем:

|  |
| --- |
| *х* моль Fe образует *х* моль Сu, |
| *у* моль Zn - " - *у* моль Сu. |

Поскольку масса смеси порошков железа и цинка,. вступивших в реакцию, равна 6,05 г, то можно записать первое уравнение: **56х + 65y = 6,05**
В результате двух реакций образуется *(х+у)* моль меди, или 64 *(х+у)* г. На основании этого запишем второе уравнение: 64 (х+у)= 6,4. Имеем систему уравнений:

решая которую получаем x:= 0,05 моль и y = 0,05 моль, или2,8 г Fe и 3,25 г Zn.

**3**. 2Н2+О2 = 2Н2О;
2С2Н2 + 5О2 = 4СО2 + 2Н2О.

Пусть в смеси было *к* моль водорода и *у* моль ацетилена. Тогда масса исходной смеси:
2х + 26у = 27 (первое уравнение системы).
По уравнениям реакций: из *х* моль Н2 получается *х* моль Н2О, из *у* моль С2Н2 - *у* моль Н2О. Суммируя, получаем второе уравнение системы: 18 (х+у) =27.



*х=*0,5моль Н2, y = 1,0 моль С2Н2.

**4.** Пусть цинка было *х* моль, карбоната кальция - *у* моль, массы соответственно равны 65\* и ЮОг/. По условию 65#=100г/, г/=0,65х Получается водорода *х* моль, или *2х* г; СО2 - г/ моль, или 44г/г.

Zn + 2HCl ZnCl2+H2;
СаСО3 + 2НСl СаСl2 + СО2 + Н2О.

Масса полученной смеси газов: (2х+44у)г; объем: 22,4 (х+у)л; Средняя плотность:

**5**. N2O + H2 = N2+H2O;
2N02 + 4H2 = N2 + 4H2O.

Как видно из уравнений реакций, объем образовавшегося азота не может быть больше начального объема смеси оксидов азота, если количество водорода соответствует этим уравнениям. Но по условиям задачи конечный объем (225 мл) больше начального (200 мл), что указывает на избыток водорода и полное протекание реакции.
Пусть в исходной смеси было *х* мл оксида азота (I) и *у* мл оксида азота (IV). Начальный объем смеси *х+у=*200мл. Для выражения конечного объема смеси запишем следующие уравнения. Конечная смесь состоит из избыточного водорода и азота. Объем азота равен *х+0,5у,* что следует из уравнений реакций. Объем прореагировавшего водорода равен *х+2у,* а его избыток 300-*х-2у,* отсюда конечный объем смеси равен

225 = x + 0,5y + 300- 2y;
y = 50 мл, x = 200-у = 150 мл.
Объем оксида азота (I) 150 мл, объем оксида азота (IV) 50 мл.

**6**. 2Н2+О= 2Н2О;
СН4 + 2О2 = СО2 + 2Н2О.
Согласно уравнениям реакций в результате горения первоначальный объем смеси водорода и метана уменьшается. По условию задачи начальный объем смеси равен 130 мл, а общий объем после сгорания - 144 мл. Так как азот не вступает в реакцию и его объем не меняется, прирост объема достигается за счет избыточного кислорода. Следовательно, кислород был в избытке и реакции горения прошли до конца.

V(CO2) = V(CH4) = 144-72 = 72 мл.
Объем смеси после горения:

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| 144=130 + 200- | V(Н2) | -1/2V (Н2) | -272. |
| объем до горения |      | обьем О2, соединив-шегося с Н2 | объем О2, соединив-шегося с СН4 |

Отсюда V(Н2) = 28 мл, V(N2) = 130-72-28 = 30 мл.

**7.** 2М + 2Н2О = 2МОН + Н2
М - щелочной металл; (Н2) = 0,l моль; (M) = 0,2 моль; средняя молярная масса: *M = m/v* = 4,6/0,2 = 23 г/моль (соответствует атомной массе натрия). Вторым компонентом сплава может быть только щелочной металл с относительной массой меньше 23, это - литий; сплав состоит из рубидия и лития

(Rb) + (Li) = 0,2 (моль);
m(Rb) + m(Li) = 4,6 (г);
(Rb)M(Rb) + (Li)M(Li) = 4,6;
(Rb)M(Rb) + (0,2-(Rb))M(Li) = 4,6;
(Rb)85,5 + (0,2- (Rb)) 7 = 4,6;
(Rb) = 0,0408 (моль); (Li)   = 0,1592 **(**моль**).**
Таким образом, состав смеси:



|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| **8.** 2AgNO3 =   | 2Ag +    | 2NO2  | + O2 ; |
|    *x* моль  |  | *x* моль  | *x/2* моль  |
| ------------  |
| 2NaNO3 =  | 2NaNO2 | + O2  |  |
| *y* моль  |  | *y/2* моль  |  |

При пропускании NO2 и О2 в воду оксид азота (IV) поглощается полностью (так как кислород, согласно уравнениям реакции в избытке):

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| 4NO2 | + O2 + | 2H2O = 4HNO3. |
|   *x* моль  | x/4 моль |  |

Первоначально было *(х + х/2 + у/2)* моль газа, а затем *(х + х/4)* моль поглотилось Отсюда *(х + х/4)* = 2/3(x + *х/2 + у/2),* или *у = 3/4х* Итак, в смеси было 170 *х г* AgNO3 и 853/4х = 63,75х г NaNO3, что составляет 72,72% AgNO3 и 27,28% NaNO3.

**9.** Пусть в смеси *х* г магния, *у г* алюминия и z г олова (или, соответственно x/24, *у/27* и z/118,7 моль каждого металла).

|  |  |
| --- | --- |
| Mg + 2HCl = MgCl2+H2, | Mg + l/2O2 = MgO; |
| А1 + 3НСl = АlСl3 + 3/2Н2, | 2Аl + 3/2O2 = А12O3; |
| Sn + 2HCl = SnCl2 + H2, | Sn + O2 = SnO2. |

Из уравнений реакций следует:

|  |
| --- |
| 1 моль магния вытесняет 22,4 л водорода, |
| х/24 моль -"- -"- ----- "- - " х/2422,4/1 л -"-. |

Аналогично для алюминия и олова, а также для реакций окисления:

|  |
| --- |
| 1 моль магния образует      40 г       оксида, , |
| х/24 моль - "- - "- *- - - "- -х/*2440/1 г - "- . |

Запишем систему уравнений:

Решая эту систему, получаем  х = 0,48 г магния,  *у* = 0,27 г алюминия, олово в смеси отсутствует z = 0).

**10.** Оксид магния растворяется в кислоте:

MgO + 2HCl = MgCl2+H2O;

при этом использовали 320,7-0,205=65,74 г НС1, или 1,80 моль. Для растворения 19,2/24 = 0,8 моль магния требуется 1,60 моль соляной кислоты. Поскольку кислоты оказалось на 0,20 моль больше, то в продуктах горения должно быть еще какое-либо соединение, содержащее магний. Таким соединением, по-видимому, может быть нитрид магния Mg3N2, образующийся наряду с оксидом при горении магния на воздухе:

2Mg+O2 = 2MgO, 3Mg + N2 = Mg3N2. При растворении нитрида в кислоте он разлагается:
Mg3N2 + 8HCl = 3MgCl2 + 2NH4Cl. При прокаливании продуктов будет идти реакция:
2MgCl2 + H2O = (MgCl)2O + 2HCl. В конденсате присутствуют NH4C1, HC1 и H2O

11. Н2 + С12 = 2НС1, 2Н2 + О2 = 2Н2О; HCl + NaOH = NaCl + H2O.

На нейтрализацию НС1 пошло 1,6 г NaOH, что составляет 0,04 моль. Следовательно, (HCl) = 0,04 моль. На образование НС1 пошло по 0,02 моль Н2 и Сl2*.* С оксидом меди прореагировал избыток Н2:



|  |  |
| --- | --- |
| СuО + Н2 = | Сu + Н2О; |
| 1 моль Н2 | - 16 г О, |
| *x* моль | - 0,96 г, |
| x = 0,06 моль водорода.  |

На образование воды пошло 1 -(0,06 + 0,02 + 0,02) =  0,9 моль газов, из них: 0,6 моль Н2 и 0,3 моль О2. Таким образом, состав смеси (л): С12 - 0,448 (2%);   О2 - 6,72 (30%);  Н2 - 15,232 (68%).

**12.** Возможные реакции:

Fe + 2HCl = FeCl2 + H2; (1)
2Fe + 3Cl2 = 2FeCl3; (2)
2FeCl2 + Cl2 =2FeCl3. (3)(если хлор в большом избытке)
Обозначим за *х* моль - количество хлора, а за (1 - *-х)* моль - количество НС1 в смеси. Тогда *7*1*х т* - масса хлора, а 36,5(1-х) г - масса хлороводорода. Так как масса железных опилок при прокаливании в смеси хлора и хлороводорода увеличилась на 42,6 г, то можно записать следующее соотношение: 7x + 36,5(l-x)-(l-x) = 42,6.
Отсюда х = 0,2 моль хлора (4,48 л), а хлороводорода было 1-х *=* 0,8 моль (17,92 л). Поскольку в избытке в смеси хлороводород (а не хлор), то реакция (3) не идет.

**13.** При пропускании сероводорода в раствор смеси хлоридов магния *(а* моль), железа (III) *(b* моль) и меди(II) (1- а-b моль):

MgCl2 + H2S He идет;
2FeCl3 + H2S  2FeCl2 + S + 2HC1(масса осадка 32b/2 = 16b);
CuCl2 + H2S CuS + 2HC1 (масса осадка 96-96а-96b).
Общая масса осадка: (96-96а-80b) г. При добавлении сульфида натрия:

MgCl2 + Na2S + 2H2O    Mg(OH)2 + H2S + 2NaCl (масса осадка 58а);
2FeCl3 + 3Na2S Fe2S3+ 6NaCl (масса осадка 104b); (возможно, FeS + S)
CuCl2 +  Na2S  CuS + 2NaCl  (масса осадка 96-96а-96b).

Общая массаосадка: (96+8b-38а) г.

При добавлении сероводорода к смеси хлоридов магния (а моль), железа(II) (162,5/127)6 = 1,286 и меди(П) *(*1-а-b*)* моль:

MgCl2 + H2S нe идет;
FеСl2 + Н25 не идет;

CuCl2+H2S CuS+ 2HCl (масса 96-96а-96b).

Общая масса (96-9ба-96b) г.
При добавлении сульфида натрия: MgCl2 + Na2S + 2H2O Mg(OH)2 + H2S + 2NaCl (масса осадка 58a);

FeCl2 + N2S  FeS + 2NaCl (масса осадка 1,28b88);.
CuCl2 + Na2S  CuS + 2NaCl (масса осадка 96-96а-96b).
Общая масса осадка: (96-38а + 16,6b) г.

Решаем систему уравнений (1) и (2):
а = 0,2 моль MgCl2; b = 0,5 моль FеСl3;
с = 0,3 моль СuСl2. Находим состав смеси:

**14.** Происходящие реакции:

|  |  |
| --- | --- |
| Са + 2С = СаС2, | 4А1 + 3С = Аl4С3; |
| СаС2 + 2НС1 = СаСl2+ С2Н2 | Аl4С3+12НС1 = 4АlС13+   ЗСН4. |

Стехиометрические схемы:

Выделилось *х* моль СН4 и (0,5-*х)* моль С2Н2, которые образовались из l/3 *х* моль Аl4С3 и (0,5-*х)* моль СаС2; эти количества карбида получены из 4/3 моль А1 и (0,5-х) моль Са. Отсюда:

4/327 + (0,5-x) 40 = 18,8,
36x + 20 - 40x = 18,8,
x = 0,3 моль СН4,
т. е. исходная смесь содержала 0,4 моль А1 (10,8 г) и 0,2 моль Са (8 г).

**15.** В кислороде оба металла сгорают однозначно: 2Mg + O2 =2MgO, 3Fe + 2O2 = Fe3O4.
Пусть магния было *х* моль, железа *у* моль, тогда масса смеси 24x + 56y = 6,24:2 = 3,12;
масса продуктов сгорания  40x + 232/3y = 4,72.
Решая систему уравнений, находим  x = 0,06 моль магния; y = 0,03 моль железа.
В воздухе магний частично реагирует с азотом, образуя нитрид магния: 2Mg + O2 = 2MgO, 3Mg + N2 = Mg3N2; 3Fe+2O2=Fe3O4.

Пусть с азотом прореагировало *z* моль магния, а с кислородом (0,06-z) моль магния; тогда массу продуктов сгорания можно выразить следующим образом:



отсюда z = 0,03 моль

Из 0,03 моль магния образуется 0,01 моль нитрида магния, а из него под действием щелочного раствора выделяется 0,02 моль аммиака:

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Mg3N2 + 3Н2О | = | 3Mg(OH)2, + 2NH3 . |
| 0,01 моль |  | 0,02 моль |

Объем аммиака V = 0,02 моль22,4 л/моль =  0,448 л (н- у.).

**16.** При сгорании происходят процессы:

СН4+2О2 = СO2 + 2Н2О,
С2Н2 + 2,5О2 = 2СО2 + Н2О.
Соотношение объемов СН4: СO2 = 1 : 1, а в случае ацетилена - С2Н2:СO2 = 1:2, т. е. на каждый 1 моль ацетилена приходится 1 моль избытка углекислого газа. Объем его превышает объем исходной смеси на 32-20 = 12 мл, значит, и ацетилена было 12 мл, а метана - 8 мл, что составляет 60 и 40% соответственно.

**17.** CrCl2 + 2AgNO3 = Cr(NO3)2  + 2AgCl,
Cr (NO3 + AgNO3 = Cr (NO3)3 + Ag,
или в сумме
CrCl2 + 3AgNO3 = Cr(NO3)3 + 2AgCl+ Ag.
Аналогично
CrBr2 + 3AgNO3 = Cr(NO3)3 + 2AgBr+AgJ.

Считая реакции протекающими количественно, предположим, что в смеси было *х* г СrС12 и (13,95-*х)* г СrВr2.

|  |
| --- |
| 123 г СrС12 при реакции образуют 395 г осадка AgCl и Ag, |
| *х* г -"- -"- - - - "- - - "- - - "- - - "- - - "(395/123) х г -"- -"-; |
| 212 г СrВr2 при реакции образуют 484 г осадка AgBr и Ag, |
| (13,95-х) г -"- - - "- - - "- - - - "- - - - "(484/212)x г -"- -"-. |

откуда *х=*1,23.

Итак, в смеси было 1,23 г CrCl2 (0,01 моль) и 12,72 CrBr2 (0,06 моль)

## § 4. Определение формулы неизвестного вещества с использованием количественных данных

Чуть ли не половина всех химиков занимается разнообразными методами количественного анализа - экстракцией, хроматографией, всевозможными видами спектроскопии, элементным анализом, и безусловно вторая половина пользуется этими методами как вспомогательными для определения химического состава соединения. Постараемся теоретически познакомить интересующихся с тем, как из минимума количественных данных можно получить максимум информации о веществе.

Дополнительно к методам решений из предыдущих разделов научимся решать задачи на определение формулы неизвестного вещества.
"При сожжении *т г* органического вещества получено *т* г диоксида углерода и *т2* гводы. Определить простейшую формулу вещества".
Это - простейший пример такой задачи. Вот как ее решать. Что такое простейшая (эмпирическая) формула? Это атомные и соответственно мольные соотношения составляющих элементов, т. е. соотношение дробей, в числителе которых - масса элемента, а в знаменателе - относительная атомная масса.

В исходное органическое вещество могут входить все составляющие продуктов сгорания: водород, углерод, кислород.

|  |
| --- |
| В 44 г СО2 содержится 12 г углерода, |
| в m1 г CO2- -"- - - " - - "  *х г* -"- - - "- - " |
|  |

|  |
| --- |
| В 18 г Н2О содержится 2 г водорода, |
| В *m*2г Н2О - "- *-*"- - - "*-  у* г - "- - - "- - " , |
|  |

Масса кислорода равна *(т-х-у)* г, так как другие элементы в продуктах сгорания отсутствуют. Рассчитываем простейшую формулу:

Формула вещества

В этом параграфе Вы встретите в качестве составных частей рассматриваемого типа задач и те, основные элементы которых мы уже разобрали в предыдущих параграфах.

**Пример 1.** При взаимодействии оксида некоторого металла с азотной кислотой образовалось 34,0 г соли и 3,6 г воды. Какая масса оксида металла, использованного для реакции?

**Решение.** Пусть формула соли A(NO3)n, а оксида - А2Оn. Оксид растворяется в азотной кислоте: А2Оn + 2n НNO3 = А (NО3) *п+ п*Н2О.
При образовании 1 моль ([М(А) + 62n] г) нитрата одновременно образуется n/2 моль воды (9n г):

|  |
| --- |
| (М(А)+62) г соли --------- 9n г Н2О, |
| 34 г соли ------------------ 3,6 г Н2О. |

Отсюда   или ***М* (А) =** 85-62n.Очевидно, что М(А)>0 только при *п*=1*.* Значит,. М(А) = 23; это натрий. Оксид натрия растворяется в азотной кислоте: Na2O + 2HNO3 = 2NaNO3+ H2O.



|  |
| --- |
| При растворении 62 г Na2O выделяется 18 г воды, |
| "------"-------"----- *х* г Na2O "-------"------" 3,6 г - *" - ,* |
|                                        x = 12,4г Na2O. |

**Пример 2.** При электролизе расплава 8 г некоторого вещества на аноде выделилось 11,2 л водорода (н. у.). Что это было за вещество? Можно ли провести электролиз его водного раствора?

**Решение.** Выделившийся на аноде водород содержался в веществе в виде Н-. Значит, анализу подвергли гидрид: 2Н- - 2e = Н2o. Водород объемом 11,2 л (н. у.) имеет массу 1 г, т. е. на 1 г водорода в гидриде приходится 7 г металла. Отсюда атомная масса металла 7*п,* где *п -* количество атомов водорода в гидриде. Существует 3 элемента с массой , кратной 7: Li, Si, Fe. Кремний (n = 4) отпадает, поскольку SiH4 не проводит электрический ток, а степень окисления 8 *(п=*8*,* М=56 г/моль) у железа в данном случае весьма маловероятна. Следовательно, был взят гидрид лития LiH. Электролиз водного раствора LiH провести не удается из-за полного разложения последнего водой:
LiH + H2O  LiOH + H2.

**Пример 3.** При сжигании 23 г газообразного вещества с плотностью р = 2,05 г/л при н. у. получено 44 г диоксида углерода и 27 г воды. Изобразите структурную формулу этого вещества.

**Решение.** Неизвестный газ - X. Согласно закону для идеальных газов



|  |  |
| --- | --- |
|   (X)  = 23/46 = 0,5 моль; |   (CO2) = 44/44 = 1,0 моль; |
|  (C) = l моль; m(С) = 12 г; |   (H2O) = 27/18 = 1,5 моль; |

(Н) = 3 моль; m (H) = 3 г. Соединение содержит также кислород, поскольку  m(C) + m(H) = 12 + 3 = 15 г <23 г;
m(О) = 23-15 = 8 г; (O) = 5 моль; (C) : (H) : (O) = l : 3 : 0,5 = 2 : 6 : 1. Молекулярная формула соединения: С2Н6О. Этой формуле отвечают 2 изомера: СН3СН2ОН - этанол и СН3ОСН3 - диметиловый эфир, но этанол при обычных условиях - жидкость, значит, неизвестный газ - диметиловый эфир.

**Задачи**

**1.** При прокаливании 80 г безводного сульфата трехвалентного элемента получается его оксид массой на 24 г меньше молярной массы элемента. Определите, какой это элемент. [Ответ](http://www.chem.msu.ru/rus/school/sorokin/101-108.html#1)

**2.** При прокаливании 10,4 г сульфита неизвестного металла получен его оксид такой же массы, как при разложении 5,8 г его гидроксида. Определите, сульфит какого металла был подвергнут разложению.[Ответ](http://www.chem.msu.ru/rus/school/sorokin/101-108.html#2)

**3.** Над раскаленными докрасна железными опилками массой 16,8 г пропускали водяной пар. Все опилки прореагировали полностью. Масса одного из продуктов реакции - водорода - составила 0,8 г. Определите формулу второго продукта реакции.[Ответ](http://www.chem.msu.ru/rus/school/sorokin/101-108.html#3)

**4**. Простые вещества А и Б способны реагировать между собой, образуя вещество В, а также гореть на воздухе, образуя соответственно вещества Г и Д. Продукты их сгорания реагируют между собой, причем в отсутствие воды при реакции веществ Г и Д получается только одно вещество Е, которое может получаться также при окислении вещества В. Предложите вещества А и Б, лучше всего соответствующие условию данной задачи. Схема реакций:

[Ответ](http://www.chem.msu.ru/rus/school/sorokin/101-108.html#4)

**5.** Вещества А и Б бурно реагируют между собой с образованием продукта В. При обработке В оксидом углерода (IV) образуются вещества Б и Г (Г содержит 8,14% углерода и 32,5% кислорода). Определите вещества А-Г, напишите уравнения реакций.[Ответ](http://www.chem.msu.ru/rus/school/sorokin/101-108.html#5)

**6.** Некоторый газ А, являющийся простым веществом, реагирует с водородом в присутствии катализатора, образуя вещество Б, которое можно в несколько стадий превратить в бесцветную жидкость В, обладающую кислотными свойствами. При взаимодействии избытка Б с В образуется белое твердое вещество Г, разлагающееся при умеренном (~150oС) нагревании с выделением газа Д. Газ Д реагирует с продуктом взаимодействия Б и металлического натрия (Е), образуя при этом соль Ж, хорошо растворимую в воде и содержащую 64,6% азота. О каких веществах идет речь? Напишите уравнения соответствующих реакций.[Ответ](http://www.chem.msu.ru/rus/school/sorokin/101-108.html#6)

**7.** Два образца белых порошков массой по 9,0 г растворили в воде, каждый в отдельной колбе. При этом из колб выделилось по 22,4 л горючего газа (н. у.). Анализ полученных водных растворов показал, что они представляют собой растворы одной и той же щелочи: 1,0000 моль в одной колбе и 1,0417 моль - в другой. Что представляют собой исходные порошки? Объясните результаты эксперимента.[Ответ](http://www.chem.msu.ru/rus/school/sorokin/101-108.html#7)

**8**. Смесь металла с его оксидом полностью восстановили водородом, а продукт реакции растворили в разбавленной серной кислоте. Объем выделившегося при этом водорода равен объему водорода, пошедшего на восстановление исходной смеси (объемы измерены при одинаковых условиях). Какие металлы и оксиды удовлетворяют условию задачи? Приведите примеры таких смесей, рассчитайте в этих примерах молярные соотношения металла и его оксида.[Ответ](http://www.chem.msu.ru/rus/school/sorokin/101-108.html#8)

**9.** При окислении смеси органических соединений А и Б избытком подкисленного раствора перманга-ната калия образуются оксид углерода (IV) и белое кристаллическое вещество В, которое превращается в бензол при нагревании с гидроксидом натрия. Определите качественный и количественный состав смеси А и Б, если известно, что количество гидроксида натрия, необходимое и достаточное для поглощения выделившегося при окислении газа, равно 0,25 количества NaOH, пошедшего на превращение в бензол вещества В. При реакции исходной смеси с хлором на свету могут образоваться только три монохлорпроизводных углеводорода.[Ответ](http://www.chem.msu.ru/rus/school/sorokin/101-108.html#9)

**10.** К раствору соли серебра (раствор 1) прибавили: а) нитрат бария, произошла реакция, выпал осадок 1, содержащий 46,2% бария; б) небольшой объем раствора щелочи, осадка нет; в) воду, выпал белый осадок *2,* содержащий 57,4% серебра. Объясните результаты эксперимента и определите качественный состав раствора 1.[Ответ](http://www.chem.msu.ru/rus/school/sorokin/101-108.html#10)

**11.** Через последовательно соединенные электролизеры с инертными электродами, содержащие: первый - раствор хлорида бария, второй - раствор сульфида калия с одинаковыми количествами веществ, пропускают электрический ток. Электролиз прекратили, когда в первом электролизере прекратилось повышение концентрации гидроксильных ионов, а на аноде этого электролизера выделилось 1,12 л газа. Полученные в результате электролиза растворы смешали. Определите состав и массу вы-лавшего осадка.[Ответ](http://www.chem.msu.ru/rus/school/sorokin/101-108.html#11)

**12**. Твердое вещество А массой 4 г обработали хлором и получили единственный продукт Б, жидкий при нормальных условиях.Привнесении продукта Б в избыток воды образуется 3 г исходного вещества А. Из получившегося сильнокислого раствора при нагревании выделяется газ В с плотностью по воздуху 2,2. При окислении кислородом исходной навески вещества А можно выделить в 4 раза больше газа В, чем из раствора, полученного при внесении Б в воду. Определите вещества А, Б, В.[Ответ](http://www.chem.msu.ru/rus/school/sorokin/108-126.html#12)

**13.** При сжигании 1,792 л (н. у.) смеси метана, оксида углерода(II) и кислорода в калориметре выделилось 13,683 кДж теплоты. Если к продуктам сгорания добавить некоторое количество водорода и вновь поджечь, то выделится дополнительно 9,672 кДж теплоты. Известно, что при реакциях образования из простых веществ 1 моль метана, оксида углерода (II), оксида углерода (IV) и воды выделяется 74,8; 110,5; 393,5; 241,8 кДж теплоты соответственно. Каковы парциальные объемы каждого из газов в исходной смеси?[Ответ](http://www.chem.msu.ru/rus/school/sorokin/108-126.html#13)

**14.** В колбе нагрели 0,18 г простого вещества с избытком концентрированной серной кислоты. Газообразные продукты реакции пропустили в избыток раствора гидроксида кальция, при этом выпало 5,1 г осадка Определите исходное вещество А. Ответ подтвердите соответствующими расчетами и уравнениями реакций[Ответ](http://www.chem.msu.ru/rus/school/sorokin/108-126.html#14)

**15.** При нагревании навески некоторого твердого вещества А образовалось 0,6 г твердого вещества Б и газообразное вещество В Твердый продукт разложения Б растворили в воде; при этом образовался раствор, содержащий 0,96 г вещества Г. Газообразный продукт разложения В пропустили через избыток раствора вещества Д, в результате чего образовалось 6,52 г вещества Е. При взаимодействии последнего в водном растворе с веществом Г образуются А и Д Определите, что представляют собой вещества А, Б, В, Г, Д, Е. Напишите уравнения соответствующих реакций.[Ответ](http://www.chem.msu.ru/rus/school/sorokin/108-126.html%22%20%5Cl%20%2215)

**16**. При прибавлении к раствору нитрата двухвалентного металла избытка карбоната натрия выпадает 2,37 г осадка, а при прибавлении к тому же количеству этого раствора избытка сульфата натрия выпадает 2,80 г осадка. Определите, нитрат какого металла был взят для анализа. Как относится эта соль к нагреванию?[Ответ](http://www.chem.msu.ru/rus/school/sorokin/108-126.html#16)

**17.** После взрыва смеси, состоящей из одного объема исследуемого газа и одного объема водорода, получился один объем водяного пара и один объем азота. Все измерения проводились при одинаковых условиях. Определите формулу исследуемого газа Как можно получить этот газ в лабораторных условиях?[Ответ](http://www.chem.msu.ru/rus/school/sorokin/108-126.html#17)

**18.** При приливании раствора, содержащего 1,02 г соли сероводородной кислоты к раствору, содержащему 2,7 г хлорида двухвалентного металла, выпало 1,92 г осадка Какие соли взяты для проведения реакции, если они прореагировали полностью?[Ответ](http://www.chem.msu.ru/rus/school/sorokin/108-126.html#18)

**19.** Бесцветный газ (объемом 5,6 л) (н. у.) с относительной молекулярной массой на 3,4% меньше, чем относительная молекулярная масса воздуха, сожгли в избытке кислорода. Продукты сгорания пропустили через 10%-и раствор гидроксида натрия с плотностью 1,1. При этом образовался раствор кислой соли. Какой объем раствора щелочи был взят, если известно, что продукты сгорания исходного газа не содержат воду.[Ответ](http://www.chem.msu.ru/rus/school/sorokin/108-126.html#19)

**20.** Соединение, образованное тремя элементами массой 10,8 г, осторожно обработали газообразным хлором. При этом получили смесь двух хлоридов и хлороводород, из которого можно получить 400 г соляной кислоты с массовой долей 7,3%. Суммарная масса образовавшихся хлоридов - 38,4 г. Определить формулу исходного соединения, если об одном из элементов известно, что его массовая доля в исходном веществе 42,6%, а в хлориде 39,3%.[Ответ](http://www.chem.msu.ru/rus/school/sorokin/108-126.html#20)

**21.** Навеску алюминия массой 3,55 г внесли в 100 мл раствора индивидуальной соли Hg^NOsb *(х=1* или 2), концентрация которой 0,5 моль/л. После окончания реакции взаимодействия алюминия с раствором масса нерастворенных веществ составила 17,65 г. Определите, какая соль ртути введена в реакцию. Напишите уравнения происходящих процессов.[Ответ](http://www.chem.msu.ru/rus/school/sorokin/108-126.html#21)

**22**. Неизвестный металл массой 13 г обработали избытком разбавленного раствора азотной кислоты. К полученному раствору добавили избыток горячего раствора гидроксида калия; при этом выделилось 1,12 л газа (измеренного при н. у.). Какой металл был растворен в азотной кислоте?[Ответ](http://www.chem.msu.ru/rus/school/sorokin/108-126.html#22)

**23**. В герметичный сосуд емкостью 6 л поместили заполненный газом полиэтиленовый пакет объемом 2 л. Пакет весил на воздухе 0,536 г. (Объем и массу пакета определяли при 760 мм рт. ст. и 0oС.) Сосуд с пакетом продули чистым кислородом и затем увеличили давление кислорода в сосуде до 1013 мм рт. ст. (при 0oС) Пакет подожгли раскаленной спиралью. После сжигания и охлаждения до 0o С давление в сосуде составило 825 мм рт. ст. Пакет сгорел полностью. Внутри было обнаружено 0,804 г воды. Какой газ срдержался в полиэтиленовом пакете? Объемом полиэтилена, воды и давлением ее паров можно пренебречь.[Ответ](http://www.chem.msu.ru/rus/school/sorokin/108-126.html#23)

**24**. При пропускании избытка паров воды над раскаленным веществом А получено 4 г твердого продукта Б и 1,235 л газа В. Объем газа измеряли при 20o С и 740 мм рт. ст. Разбавленный водный раствор исходного количества вещества А способен поглотить 1,235 л газа В с образованием 8,4 г вещества Г. При выпаривании получившегося раствора на кипящей водяной бане выделилось такое же количество вещества А, какое было взято для первой реакции. Все перечисленные вещества растворимы в воде. Назовите вещества А, Б, В, Г и напишите уравнения соответствующих реакций.[Ответ](http://www.chem.msu.ru/rus/school/sorokin/108-126.html#24)

**25.** Соль А прокалили в токе хлороводорода до окончания реакции. Полученные летучие продукты (2,58 л при 350o С и 750 мм рт. ст.) поглощаются водой с выделением большого количества теплоты. Раствор летучих продуктов реагирует с водным раствором твердого продукта первой реакции Б, при этом получается 11,65 г осадка, нерастворимого в азотной кислоте. То же количество вещества Б дает с избытком раствора сульфата серебра 26,00 г белого осадка. Часть этого осадка растворяется в аммиачной воде. Сколько соли А взяли для прокаливания? Напишите уравнения реакций.[Ответ](http://www.chem.msu.ru/rus/school/sorokin/108-126.html#25)

**26.** Некоторый углеводород при взаимодействии с хлором может давать дихлорид либо тетрахлорид. Отношение относительных молекулярных масс ди-хлорида и тетрахлорида равно 0,637. Какие возможные структуры может иметь исходный углеводород?[Ответ](http://www.chem.msu.ru/rus/school/sorokin/108-126.html#26)

**27.** Некоторое количество углеводорода состава СnН2n-2 дает с избытком хлора 21,0 г тетрахлорида. То же количество углеводорода с избытком брома дает 38,8 г тетрабромида. Выведите молекулярную формулу этого углеводорода и напишите его возможные структурные формулы.[Ответ](http://www.chem.msu.ru/rus/school/sorokin/108-126.html#27)

**28**. При бромировании неизвестного углеводорода получено только одно бромпроизводное с плотностью по воздуху 5,207. Выведите структурную формулу углеводорода.[Ответ](http://www.chem.msu.ru/rus/school/sorokin/108-126.html#28)

**29.** При взаимодействии с металлическим натрием 5 г жидкости А, перегоняющейся при постоянной температуре (84,1oС), выделяется 0,622 л горючего газа Б. С нагретым металлическим натрием газ Б образует солеобразное вещество В, легко разлагающееся водой с выделением 1,244 л того же газа Б. 5 г жидкости А обесцвечивает без выделения газообразных продуктов сернокислый раствор 8,243 г перманганата калия, при этом выделяется белое вещество Г, легко возгоняющееся при нагревании, а при прокаливании со щелочью дающее бензол. О каких веществах идет речь? Напишите уравнения упомянутых реакций.[Ответ](http://www.chem.msu.ru/rus/school/sorokin/108-126.html#29)

**30.** К 50 г 35,6%-го раствора галогенида щелочного металла прибавили 10 г раствора нитрата серебра. После выпадения осадка концентрация исходного галогенида уменьшилась в 1,2 раза. Какой щелочной металл и какой галоген входили в его состав? Определите формулу галогенида щелочного металла.[Ответ](http://www.chem.msu.ru/rus/school/sorokin/108-126.html#30)

**31**. Для полного сгорания некоторого органического вещества потребовалось в 2 раза меньше кислорода, чем для полного сгорания следующего члена гомологического ряда. Какие это могут быть соединения?[Ответ](http://www.chem.msu.ru/rus/school/sorokin/108-126.html#31)

**32**. При гидролизе 7,42 г некоторого эфира получено 3,22 г одноосновной карбоновой кислоты и 6,72 г одноатомного спирта. Какой эфир был взят для гидролиза?[Ответ](http://www.chem.msu.ru/rus/school/sorokin/108-126.html#32)

**33.** Газ А может быть получен реакцией бинарного солеобразного вещества, содержащего водород, с хлоридом ХС1з, элемента X. Газ этот использует.-ся как ракетное топливо, так как выделяет большое количество теплоты при сжигании. Газ А обесцвечивает бромную воду; если после этого раствор упарить досуха, в остатке окажется единственное вещество Б - важный фармакологический препарат. Эбуллиоскопическое измерение (по повышению температуры кипения раствора) относительной молекулярной массы Б дало величину 62. Конденсат, собранный при упаривании, содержит, кроме воды, также одно вещество, дающее осадок с раствором нитрата серебра. Массовая доля серебра в осадке 57,45%. Определите, о каких веществах идет речь, свой ответ логически обоснуйте. Как Вы считаете, могут ли существовать другие соединения, включающие те же элементы, что и А? Будет ли зависеть состав продуктов реакции А с бромной водой от ее концентрации? Плотность газа А 1,25 г/л (н. у).[Ответ](http://www.chem.msu.ru/rus/school/sorokin/108-126.html#33)

**34.** Неизвестная соль X при нагревании до 250o С разлагается, образуя ряд газообразных при этой температуре продуктов А, Б, В и Г каждого по 1 моль на моль X. Как растворение в воде, так и приведение смеси к нормальным условиям дает соль Д, и остается неизменным газ Б, переходящий при сжигании в газ В. Газ Б можно получить при нагревании В с углем. При 20o С раствором щелочи поглощаются как газ В, так и жидкость Г. Как смесь, полученная при нагревании X, так и вещества X и Д дают осадки с известковой водой. О каких веществах идет речь? Написать уравнения всех приведенных реакций.[Ответ](http://www.chem.msu.ru/rus/school/sorokin/108-126.html#34)

**35.** Некоторая жидкость перегоняется в интервале температур 34-40o С. Она мало растворима в воде, не способна к реакции с гидроксидом меди (П), очень медленно реагирует со щелочью на холоду.
Навеску этой жидкости массой 1,0000 г сожгли, получив при этом 0,9722 г воды, 0,1718 г хлорово-дорода и 2,0030 г диоксида углерода.
Исследуемую жидкость поместили в колбу с обратным холодильником и обработали горячим раствором гидроксида натрия. Произошло частичное растворение жидкости, что сопровождалось выделением газа с резким запахом. Оставшуюся нерастворенной часть жидкости отделили и обработали концентрированным раствором йодида водорода, в результате чего она прореагировала с образованием йод-этана Определите состав жидкости Используя все данные задачи, покажите, однозначно ли ее решение. Ответ обоснуйте Напишите уравнения реакций. Какое вещество обусловливает появление резкого запаха. Предположите механизм образования йодэтана[Ответ](http://www.chem.msu.ru/rus/school/sorokin/108-126.html#35)

## §5. Определение одного или нескольких веществ на основании качественных реакций

Решение качественных задач по определению веществ, находящихся в склянках без этикеток, предполагает проведение ряда операций, по результатам которых можно определить, какое вещество находится в той или иной склянке.

Первым этапом решения является мысленный эксперимент, представляющий собой план действий и их предполагаемые результаты. Для записи мысленного эксперимента используется специальная таблица-матрица, в ней обозначены формулы определяемых веществ по горизонтали и вертикали. В местах пересечения формул взаимодействующих веществ записываются предполагаемые результаты наблюдений: - выделение газа, - выпадение осадка, указываются изменения цвета, запаха или отсутствие видимых изменений. Если по условию задачи возможно применение дополнительных реактивов, то результаты их использования лучше записать перед составлением таблицы - число определяемых веществ в таблице может быть таким образом сокращено.
Решение задачи будет, следовательно, состоять из следующих этапов:
- предварительное обсуждение отдельных реакций и внешних характеристик веществ;
- запись формул и предполагаемых результатов попарных реакций в таблицу,
- проведение эксперимента в соответствии с таблицей (в случае экспериментальной задачи);
- анализ результатов реакций и соотнесение их с конкретными веществами;
- формулировка ответа задачи.

Необходимо подчеркнуть, что мысленный эксперимент и реальность не всегда полностью совпадают, так как реальные реакции осуществляются при определенных концентрации, температуре, освещении (например, при электрическом свете AgCl и AgBr идентичны). Мысленный эксперимент часто не учитывает многих мелочей. К примеру, Br2/aq прекрасно обесцвечивается растворами Na2CO3, На2SiO3, CH3COONa; образование осадка Ag3PO4 не идет в сильнокислой среде, так как сама кислота не дает этой реакции; глицерин образует комплекс с Сu (ОН) 2, но не образует с (CuOH)2SO4, если нет избытка щелочи, и т. д. Реальная ситуация не всегда согласуется с теоретическим прогнозом, и в этой главе таблицы-матрицы"идеала" и "реальности" иногда будут отличаться. А чтобы разбираться в том, что же происходит на самом деле, ищите всякую возможность работать руками экспериментально на уроке или факультативе (помните при этом о требованиях техники безопасности).

**Пример 1.** В пронумерованных склянках содержатся растворы следующих веществ: нитрата серебра, соляной кислоты, сульфата серебра, нитрата свинца, аммиака и гидроксида натрия. Не используя других реактивов, определите, в какой склянке раствор какого вещества находится.

**Решение.** Для решения задачи составим таблицу-матрицу, в которую будем заносить в соответствующие квадратики ниже пересекающей ее диагонали данные наблюдения результатов сливания веществ одних пробирок с другими.

Наблюдение результатов последовательного приливания содержимого одних пронумерованных пробирок ко всем другим:

1 + 2 — выпадает белый осадок; ;
1 + 3 — видимых изменений не наблюдается;

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Вещества | 1. AgNO3, | 2. НСl | 3. Pb(NO3)2, | 4. NH4OH | 5. NaOH |
| 1. AgNO3 | X | AgCl белый | — | выпадающий осадок растворяется | Ag2O  бурый |
| 2. НСl | белый | X | PbCl2 белый, | — | \_  |
| 3. Pb(NO3)2 | — | белый PbCl2   | X | Pb(OH)2  помутнение) | Pb(OH)2  белый |
| 4. NH4OH | — | — | (помутнение) | X | — |
| S. NaOH | бурый | — | белый | — | X |

1 + 4 — в зависимости от порядка сливания растворов может выпасть осадок;
1 + 5 — выпадает осадок бурого цвета;
2+3— выпадает осадок белого цвета;
2+4— видимых изменений не наблюдается;
2+5 — видимых изменений не наблюдается;
3+4 — наблюдается помутнение;
3+5 — выпадает белый осадок;
4+5 — видимых изменений не наблюдается.

Запишем далее уравнения протекающих реакций в тех случаях, когда наблюдаются изменения в реакционной системе (выделение газа, осадка, изменение цвета) и занесем формулу наблюдаемого вещества и соответствующий квадратик таблицы-матрицы выше пересекающей ее диагонали:

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| I. 1 + 2: | AgNO3 + НСl |  | AgCl + HNO3; |
| II. 1 + 5: | 2AgNO3 + 2NaOH |  | Ag2O + 2NaNO3 + H2O;    |
|   |   |   | бурый(2AgOH Ag2O + H2O) |
| III. 2 + 3: | 2НСl + Рb(NO3)2 |  | РbСl2 + 2НNO3;  |
|   |   |   | белый |
| IV. 3 + 4: | Pb(NO3)2 + 2NH4OH |  | Pb(OH)2 + 2NH4NO3;  |
|   |   |   | помутнение |
| V. 3 + 5: | Pb(NO3)2 + 2NaOH |  | Pb(OH)2 + 2NaNO3  |
|   |   |   | белый |

(при приливании нитрата свинца в избыток щелочи осадок может сразу раствориться).
Таким образом, на основании пяти опытов различаем вещества, находящиеся в пронумерованных пробирках.

**Пример 2.** В восьми пронумерованных пробирках (от 1 до 8) без надписей содержатся сухие вещества: нитрат серебра (1), хлорид алюминия (2), сульфид натрия (3), хлорид бария (4), нитрат калия (5), фосфат калия (6), а также растворы серной (7) и соляной (8) кислот. Как, не имея никаких дополнительных реактивов, кроме воды, различить эти вещества?

**Решение.** Прежде всего растворим твердые вещества в воде и отметим пробирки, где они оказались. Составим таблицу-матрицу (как в предыдущем примере), в которую будем заносить данные наблюдения результатов сливания веществ одних пробирок с другими ниже и выше пересекающей ее диагонали. В правой части таблицы введем дополнительную графу"общий результат наблюдения", которую заполним после окончания всех опытов и суммирования итогов наблюдений по горизонтали слева направо (см., например, с. 178).

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| 1+2: | 3AgNO3 + A1C1, |  | 3AgCl белый | + Al(NO3)3;  |
| 1 + 3: | 2AgNO3 + Na2S |  | Ag2S черный | + 2NaNO3;  |
| 1 + 4: | 2AgNO3 + BaCl2 |  | 2AgCl белый | + Ba(NO3)2;  |
| 1 + 6: | 3AgN03 + K3PO4 |  | Ag3PO4 желтый | + 3KNO3;  |
| 1 + 7: | 2AgNO3 + H2SO4  |  | Ag,SO4 белый | + 2HNOS;  |
| 1 + 8: | AgNO3 + HCl |  | AgCl белый | + HNO3;  |
| 2 + 3: | 2AlCl3 + 3Na2S + 6H2O |  | 2Al (OH)3, | + 3H2S + 6NaCl; |
|   |   | (Na2S + H2O NaOH + NaHS, гидролиз); |
| 2 + 6: | AlCl3 + K3PO4 |  | A1PO4 белый | + 3KCl;  |
| 3 + 7: | Na2S + H2SO4 |  | Na2SO4 | + H2S |
| 3 + 8:  | Na2S + 2HCl |  | -2NaCl | + H2S; |
| 4 + 6: | 3BaCl2 + 2K3PO4  |  | Ba3(PO4)2 белый | + 6KC1;  |
| 4 + 7 | BaCl2 + H2SO4 |  | BaSO4 белый | + 2HC1.  |

Видимых изменений не происходит только с нитратом калия.

По тому, сколько раз выпадает осадок и выделяется газ, однозначно определяются все реагенты. Кроме того, ВаС12 и К3РО4 различают по цвету выпавшего осадка с AgNO3: AgCl — белый, a Ag3PO4 — желтый. В данной задаче решение может быть более простым — любой из растворов кислот позволяет сразу выделить сульфид натрия, им определяются нитрат серебра и хлорид алюминия. Нитратом серебра определяются среди оставшихся трех твердых веществ хлорид бария и фосфат калия, хлоридом бария различают соляную и серную кислоты.

**Пример 3.** В четырех пробирках без этикеток находятся бензол, хлоргексан, гексан и гексен. Используя минимальные количества и число реактивов, предложите метод определения каждого из указанных веществ.

**Решение.** Определяемые вещества между собой не реагируют, таблицу попарных реакций нет смысла составлять.
Существует несколько методов определения данных веществ, ниже приведен один из них.
Бромную воду обесцвечивает сразу только гексен:

С6Н12 + Вr2 = С6Н12Вr2.

Хлоргексан можно отличить от гексана, пропуская продукты их сгорания через раствор нитрата серебра (в случае хлоргексана выпадает белый осадок хлорида серебра, нерастворимый в азотной кислоте, в отличие от карбоната серебра):

2С6Н14+ 19O2= 12СO2+ 14Н2О;
С6Н13Сl + 9O2 = 6СO2 + 6Н2O + НС1;
HCl + AgNO3 = AgCl + HNO3.

Бензол отличается от гексана по замерзанию в ледяной воде (у С6Н6 т. пл.= +5,5°С, а у С6Н14т. пл. = -95,3°С).

**Задачи**

**1.** В два одинаковых химических стакана налиты равные объемы: в один воды, в другой — разбавленного раствора серной кислоты. Как, не имея под рукой никаких химических реактивов, различить эти жидкости (пробовать растворы на вкус нельзя)?

**2.** В четырех пробирках находятся порошки оксида меди(II), оксида железа (III), серебра, железа. Как распознать эти вещества, используя только один химический реактив? Распознавание по внешнему виду исключается.

**3.** В четырех пронумерованных пробирках находятся сухие оксид меди (II), сажа, хлорид натрия и хлорид бария. Как, пользуясь минимальным количеством реактивов, определить, в какой из пробирок находится какое вещество? Ответ обоснуйте и подтвердите уравнениями соответствующих химических реакций.

**4.** В шести пробирках без надписей находятся безводные соединения: оксид фосфора(V), хлорид натрия, сульфат меди, хлорид алюминия, сульфид алюминия, хлорид аммония. Как можно определить содержимое каждой пробирки, если имеется только набор пустых пробирок, вода и горелка? Предложите план анализа.

**5**. В четырех пробирках без надписей находятся водные растворы гидроксида натрия, соляной кислоты, поташа и сульфата алюминия. Предложите способ определения содержимого каждой пробирки, не применяя дополнительных реактивов.

**6**. В пронумерованных пробирках находятся растворы гидроксида натрия, серной кислоты, сульфата натрия и фенолфталеин. Как различить эти растворы, не пользуясь дополнительными реактивами?

**7.** В банках без этикеток находятся следующие индивидуальные вещества: порошки железа, цинка, карбоната кальция, карбоната калия, сульфата натрия, хлорида натрия, нитрата натрия, а также растворы гидроксида натрия и гидроксида бария. В Вашем распоряжении нет никаких других химических реактивов, в том числе и воды. Составьте план определения содержимого каждой банки.

**8**. В четырех пронумерованных банках без этикеток находятся твердые оксид фосфора (V) (1), оксид кальция (2), нитрат свинца (3), хлорид кальция (4). Определить, в какой из банок находится каждое **из** указанных соединений, если известно, что вещества (1) и (2) бурно реагируют с водой, а вещества (3) и (4) растворяются в воде, причем полученные растворы (1) и (3) могут реагировать со всеми остальными растворами с образованием осадков.

**9**. В пяти пробирках без этикеток находятся растворы гидроксида, сульфида, хлорида, йодида натрия и аммиака. Как определить эти вещества при помощи одного дополнительного реактива? Приведите уравнения химических реакций.

**10.** Как распознать растворы хлорида натрия, хлорида аммония, гидроксида бария, гидроксида натрия, находящиеся в сосудах без этикеток, используя лишь эти растворы?

**11.**. В восьми пронумерованных пробирках находятся водные растворы соляной кислоты, гидроксида натрия, сульфата натрия, карбоната натрия, хлорида аммония, нитрата свинца, хлорида бария, нитрата серебра. Используя индикаторную бумагу и проводя любые реакции между растворами в пробирках, установить, какое вещество содержится в каждой из них.

**12.** В двух пробирках имеются растворы гидроксида натрия и сульфата алюминия. Как их различить, по возможности, без использования дополнительных веществ, имея только одну пустую пробирку или даже без нее?

**13.** В пяти пронумерованных пробирках находятся растворы перманганата калия, сульфида натрия, бромная вода, толуол и бензол. Как, используя только названные реактивы, различить их? Используйте для обнаружения каждого из пяти веществ их характерные признаки (укажите их); дайте план проведения анализа. Напишите схемы необходимых реакций.

**14.** В шести склянках без наименований находятся глицерин, водный раствор глюкозы, масляный альдегид (бутаналь), гексен-1, водный раствор ацетата натрия и 1,2-дихлорэтан. Имея в качестве дополнительных химических реактивов только безводные гидроксид натрия и сульфат меди, определите, что находится в каждой склянке.

**Решения**

**1.** Для определения воды и серной кислоты можно использовать различие в физических свойствах: температурах кипения и замерзания, плотности, электропроводности, показателе преломления и т. п. Самое сильное различие будет в электропроводности.

**2.** Прильем к порошкам в пробирках соляную кислоту. Серебро не прореагирует. При растворении железа будет выделяться газ: Fe + 2HCl = FeCl2 + H2
Оксид железа (III) и оксид меди (II) растворяются без выделения газа, образуя желто-коричневый и сине-зеленый растворы: Fe2O3 + 6HCl = 2FeCl3 + 3H2O; CuO + 2HCl = CuCl2 + H2O.

**3.** CuO и С — черного цвета, NaCl и ВаВr2 - белые. Единственным реактивом может быть, например, разбавленная серная кислота H2SO4:

CuO + H2SO4 = CuSO4 + H2O (голубой раствор); BaCl2 + H2SO4 = BaSO4 + 2HCl (белый осадок).
С сажей и NaCl разбавленная серная кислота не взаимодействует.

**4**. Небольшое количество каждого из веществ помещаем в воду:

|  |  |
| --- | --- |
| CuSO4+5H2O = CuSO45H2O | (образуется голубой раствор и кристаллы); |
| Al2S3 + 6H2O   = 2Al(OH)3 + 3H2S | (выпадает осадок и выделяется газ с неприятным запахом); |
| AlCl3 + 6H2O = A1C13 6H2O + Q AlCl3+ H2O AlOHCl2+ HCl AlOHC12 + H20 = Al (OH) 2Cl + HCl А1(ОН)2С1 + Н2О = А1(ОН)2 + НСl | (протекает бурная реакция, образуются осадки основных солей и гидроксида алюминия); |
| P2O5 + H2O = 2HPO3 HPO3+H2O = H3PO4 | (бурная реакция с выделением большого количества тепла, образуется прозрачный раствор). |

Два вещества — хлорид натрия и хлорид аммония— растворяются, не реагируя с водой; их можно различить, нагревая сухие соли (хлорид аммония возгоняется без остатка): NH4Cl  NH3  +  HCl; или по окраске пламени растворами этих солей (соединения натрия окрашивают пламя в желтый цвет).

**5.** Составим таблицу попарных взаимодействий указанных реагентов

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Вещества | 1. NaOH | 2 НСl | 3. К2СО3 | 4. Аl2(SO4)3 | Общий результат наблюдения |
| 1, NaOH | X | — | — | Al(OH)3 | 1 осадок |
| 2. НС1 | \_ | X | CO2 | \_\_ | 1 газ |
| 3. К2СО3 | — | CO2 | X | Al(OH)3 CO2 | 1 осадок и 2 газа |
| 4. Al2(S04)3 | А1(ОН)3 | — | А1(ОН)3CO2 | X | 2 осадка и 1 газ |
| NaOH + HCl = NaCl + H2O |
| К2СO3 + 2HC1 = 2КС1 + Н2O + СO2 |

3K2CO3 + Al2(SO4)3 + 3H2O = 2 Al(OH)3 + 3CO2 + 3K2SO4;



|  |  |
| --- | --- |
| Al2(SO4)3 + 6NaOH = 2Al(OH)3 + 3Na2SO4 | (наличие осадка  зависит от порядка сливания и избытка и щелочи) |
| Al(OH)3 + NaOH + 2H2O = Na[Al(OH)4(H2O)2] |

Исходя из представленной таблицы по числу выпадения осадка и выделения газа можно определить все вещества.

**6.** Попарно смешивают все растворы Пара растворов, дающая малиновую окраску, — NaOH и фенолфталеин Малиновый раствор прибавляют в две оставшиеся пробирки. Там, где окраска исчезает, — серная кислота, в другой — сульфат натрия. Остается различить NaOH и фенолфталеин (пробирки 1 и 2).
А. Из пробирки 1 прибавляют каплю раствора к большому количеству раствора 2.
Б. Из пробирки 2 — каплю раствора прибавляют к большому количеству раствора 1. В обоих случаях— малиновое окрашивание.
К растворам А и Б прибавляют по 2 капли раствора серной кислоты. Там, где окраска исчезает, содержалась капля NaOH. (Если окраска исчезает в растворе А, то NaOH — в пробирке 1).

**7.**

|  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Вещества | Fe | Zn | СаСО3 | К2СО3 | Na2SO4 | NaCl | NaNO3 |
| Ва(ОН)2  |   |   |   | осадок  | осадок  | раствор  | раствор  |
| NaOH |   | возможно выделение водорода |   | раствор | раствор | раствор | раствор |
| Осадка нет в случае двух солей у Ва(ОН)2 и в случае четырех солей У NaOH | темные порошки (раствсворяющийся в щелочах - Zn, нерастворяющийся  в щелочах - Fe) | СаСО3дает осадок с обеими щелочами | дают по одному осадку, различаются по   окрашиванию пламени: К+- фиолетовое, Na+ - желтое | осадков  не дают; различаются поведением при нагревании (NaNO3  плавится, а потом разлагается с  выделением О2, затем NО2 |

**8**. Бурно реагируют с водой: Р2О5 и СаО с образованием соответственно H3PO4 и Са(ОН)2:

Р2O5 + 3Н2О = 2Н3РO4, СаО + Н2О = Са(ОН)2.
Вещества (3) и (4) -Pb(NO3)2 и СаСl2 - растворяются в воде. Растворы могут реагировать друг с другом следующим образом:

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| Вещества | 1. Н3РО4 | 2. Са(ОН)2, | 3. Pb(NO3)2 | 4. CaCl2 |
| 1. Н3РО4 | X | CaHPO4 | PbHPO4 | CaHPO4 |
| 2. Са(ОН)2 | СаНРО4 | X | Pb(OH)2 | — |
| 3. Pb(NO3)2 | РbНРО4 | Pb(OH)2 | X | РbСl2 |
| 4. СаС12 | CaHPO4 |   | PbCl2 | X |

Таким образом, раствор 1 (H3PO4) образует осадки со всеми другими растворами при взаимодействии. Раствор 3 — Pb(NO3)2 также образует осадки со всеми другими растворами. Вещества: I —Р2O5, II —СаО, III —Pb(NO3)2, IV—СаСl2.
В общем случае выпадение большинства осадков будет зависеть от порядка сливания растворов и избытка одного из них (в большом избытке Н3РО4 фосфаты свинца и кальция растворимы).

**9.** Задача имеет несколько решений, два из которых приведены ниже.
**а.** Во все пробирки добавляем раствор медного купороса:
2NaOH + CuSO4 = Na2SO4 + Cu(OH)2 (голубой осадок);
Na2S + CuSO4 = Na2SO4 + CuS (черный осадок);
NaCl + CuSO4 (в разбавленном растворе изменений нет);
4NaI+2CuSO4 = 2Na2SO4 + 2CuI+I2 (коричневый осадок);
4NH3 + CuSO4 = Cu(NH3)4SO4 (синий раствор или голубой  осадок, растворимый в избытке раствора аммиака).

**б.** Во все пробирки добавляем раствор нитрата серебра:
2NaOH + 2AgNO3 = 2NaNO3 + Н2О + Ag2O (коричневый осадок);
Na2S + 2AgNO3 = 2NaNO3 + Ag2S (черный осадок);
NaCl + AgNO3 = NaN03 + AgCl (белый осадок);
NaI + AgNO3 = NaNO3 + AgI(желтый осадок);
2NH3 + 2AgNO3 + H2O = 2NH4NO3 + Ag2O (коричневый осадок).
Ag2O растворяется в избытке раствора аммиака: Ag20 + 4NH3 + H2O =  2[Ag(NH3)2]OH.

**10**. Для распознавания этих веществ следует провести реакции всех растворов друг с другом:

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Вещества | 1. NaCl | 2. NH4C1 | 3. Ba(OH), | 4. NaOH | Общий результат наблюдения |
| 1. NaCl | X | \_\_\_ | \_ | \_ | взаимодействия не наблюдается |
| 2. NH4Cl | \_ | X | NH3 | NH3 | в двух случаях выделяется газ |
| 3. Ва(ОН)2 | — | NH3 | X | — | в одном случае выделяется газ |
| 4. NaOH | — | NH3 | — | X | в одном случае выделяется газ |

NaOH и Ва(ОН)2 можно различить по разному окрашиванию пламени (Na+ окрашивают в желтый цвет, а Ва2+ — в зеленый).

**11.** Определяем кислотность растворов с помощью индикаторной бумаги:
1) кислая среда —НСl, NH4C1, Pb(NO3)2;
2) нейтральная среда — Na2SO4, ВаС12, AgNO3;
3) щелочная среда — Na2CO3, NaOH. Составляем таблицу:

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Вещества | AgNO3 | ВаС12 | HCl | NaOH | Na2SO4 | Na2CO3 | NH4C1 | Pb(NO3)2 |
| НС1 | AgCl | — | X | — | — | CO2 | \_ | PbCl2 |
| NaOH | Ag2O | — | — | X | — | — | NH3 | Pb(OH)2 |
| Na2SO4 | может выпастьAg2SO4  | BaSO4 | - | — | X | — | — | PbSO4 |
| Na2CO3 | Ag2O | BaCO3 | CO2 | - | - | X | NH3 | Pb(OH)2 |
| NH4C1 | AgCl |   | - | NH3 | *—* | NH3 | X | PbCl2 |
| Pb(NO3)2 | - | PbCl2 | PbCl2 | Pb(OH)2 | PbSO4 | PbCO3Pb(OH)2 | PbCl2 | X |
| ВаС12 | AgCl | X | - | - | BaSO4 | BaCO3 | - | PbCl2 |
| AgNO3 | X | AgCl | AgCl | Ag2O | Ag2SO4  | Ag2O | AgCl | - |

**12.** В пустую пробирку наливают один из растворов и приливают каплю другого.
**С л у ч а й п е р в ы й :** образовался осадок и сразу растворился, или вовсе не образовался:

6NaOH + Al2(SO4)3 3Na2SO4 + 2Al(OH)3;
Al(OH)3 + NaOH (избыток) + 2Н2О Na[Al(OH)4(H2O)2].

Значит, раствор (1)—NaOH, раствор (2) — Al2(SO4)3.

**С л у ч а й в т о р о й** : осадок образовался и не растворился. Тогда, наоборот, раствор (1) — Al2(SO4)3, а раствор (2)—NaOH.

**13.** По цвету определяют КМпО4 (розово-фиолетовый) и бромную воду (желтая или красно-бурая).
Раствор брома в воде определится сразу при взаимодействии с Na2S:
Na2S +  Br2 2NaBr+S; (белый или светло-желтый осадок).
Раствор КМnО4 обесцвечивается Na2S и толуолом при кипячении:
2KMnO4 + 3Na2S + 4H2O 2MnO2 + 3S   + 2KOH + 6NaOH;



|  |  |  |
| --- | --- | --- |
|  | [О] |  |
| С6Н5СН3 |  | С6Н5СООН. |

Оставшееся вещество — бензол.

**14.** Прибавим последовательно сульфат меди и избыток гидроксида натрия ко всем веществам. С гексеном-1, ацетатом натрия, 1,2-дихлорэтаном реакция идти не будет, но в водном растворе ацетата натрия сульфат меди растворится. В пробирке с бу-таналем при нагревании выпадает красный осадок оксида меди(1). В пробирках с глицерином и глюкозой получится темно-синий раствор. При нагревании раствора глюкозы с добавленными реагентами выпадает оксид меди(1). Оставшиеся вещества, не смешивающиеся друг с другом, можно различить по плотности: гексен-1 имеет наименьшую плотность, а 1,2-дихлорэтан — наибольшую.