

**Муниципальное общеобразовательное учреждение
«Лучинская средняя школа»
Ярославского муниципального района**

МЕТОДИЧЕСКАЯ РАЗРАБОТКА

**Методика решения задач по химии
предназначена для самостоятельной работы учеников**

(вычисления по химическим уравнениям)

**АВТОР учитель биологии и
химии:
Парамонова Е.Н.**

2022

Аннотация

Обсуждение вопросов методики обучения решению задач на занятиях в школе свидетельствует о том, что в процессе обучения не уделяется должного внимания формированию представлений о системе решаемых в школе задач, объяснимо это нехваткой времени и предоставлению данных тем на самостоятельное изучение.

В данной методической работе рассматривается методика решения задач по общей и неорганической химии, приведен материал по основным законам химии, даны примеры и способы решения задач различных типов. Методическая разработка написана для преподавателей и учеников и дает возможность студентам самостоятельно отработать вопросы касающиеся решения задач, а для преподавателей является дидактическим материалом и дает возможность закреплять изученный материал.

Введение

Наибольшую сложность у учеников вызывает решение задач, которое как раз и показывает степень владения материалом по общей и неорганической химии. Необходимо прежде всего изучение теоретических основ (атомно-молекулярное учение и законы химии), знание величин химии, необходимо закрепить навык применения этих величин при решении задач. Поэтому в пособии приведены материалы по основным законам и учениям химии и даны примеры и способы решения задач различных типов.

Необходимым условием успешного обучения учеников решению задач является поиск и обсуждение возможных способов их решения. Чаще в школе предлагается единственный способ решения. Цель данной работы является объяснить методику решения задач по химическому уравнению.

В данной разработке рассматриваются решения задач на определение выхода реакции, когда одно из исходных веществ взято в избытке, определение теплового эффекта, определение максимального выхода продукта реакции, вычисление массы и количества продукта реакции по известной массе одного из вступивших в реакцию веществ, вычисление объема газов (при н.у.) по известному количеству одного из вступивших в реакцию или получающихся веществ, решение задач с использованием стехиометрических схем, определение состава смеси, определение содержания основного компонента (или содержание примесей) в исходном веществе.

Данное пособие разработано таким образом, чтобы в простой и доступной форме показать методику решения задач по химическому уравнению. Первоначально даются общие рекомендации при решении задач по химическому уравнению, затем излагается теоретическая база: основные законы химии сохранения массы веществ, постоянства состава, эквивалентов, кратных отношений, объемных отношений, приводится классификация химических уравнений.

Далее приводится ряд химических величин в химии, их обозначение, наименование, размерность. Приводятся многочисленные примеры решения сложных, простых, прямых и обратных задач. В заключении приводятся задачи для самостоятельного решения, при решении которых студент может проверить свои знания и умения в решении задач.

КЛАССИФИКАЦИЯ РАСЧЕТНЫХ ЗАДАЧ

Задачи о веществе	Задачи по уравнениям химических реакций
<p>1. Определение массы чистого вещества в смеси (или растворе) по его известной массовой доле (прямая и обратная задачи)</p> <p>2. Вычисление массовой доли элемента по известной формуле вещества</p> <p>3. Определение относительной плотности газов.</p>	<p>1. Вычисление по химическому уравнению массы, объема или количества вещества продуктов реакции по известной массе, объему или количеству вещества (исходного)</p> <p>1.1. по известным данным о содержании примесей в исходном веществе или продукте реакции</p> <p>1.2. по известным данным о двух исходных веществах</p> <p>1.3. если известен практический выход продукта (прямая и обратная задача)</p>
<p>Нахождение молекулярной формулы газообразного вещества</p>	
<p>1. по известному содержанию составляющих его элементов</p>	<p>2. по известным массам, объемам, количеству вещества продуктов реакции</p>

Общие рекомендации при решении химических задач по химическому уравнению

1. Все физические величины, о которых говорится в условии, выразить в одинаковых единицах(например .массы всех реагентов -в килограммах или граммах, объем всех газов- в литрах или миллилитрах и т.д.)
2. Если в условии задачи имеются данные об объемах газов, отнесенных к условиям, не соответствующим нормальным(10⁵ Па,0 С), то, используя уравнение следует пересчитать объем газа на нормальные условия.
3. Во многих случаях целесообразно найти количество реагирующих веществ и продуктов реакции (в моль).
4. Если при решении задачи необходимо учесть уравнение протекающей реакции, то при его составлении необходимо найти коэффициенты перед формулами веществ, входящих в уравнение реакции.
5. Если в условии задачи нет указаний о численности значения величины. Характеризующей исходную систему, то часто целесообразно допустить ,что взято 100 г. раствора,1л газовой смеси и т.д.
6. Удобно неизвестное, о котором идет речь идет в условии задачи ,выразить через x. Далее на основании химического уравнения составляют алгебраическое уравнение и решая его находят x.Если неизвестных два. То их обозначают через x и y, записывают систему из двух алгебраических уравнений. Решение системы уравнений позволяет найти x и y.
7. При решении задач атомные массы всех химических элементов, кроме Ar(Cl), округляют до целого значения. Для Ar(Cl), принимают значение 35,5
8. Числовые значения количеств веществ принимаются за соответствующие стехиометрические коэффициенты уравнения реакций
9. Решение любой задачи, где заданы параметры двух исходных веществ (масса, объем, количество вещества), следует начинать с выяснения ответа на вопрос: возможно ли для данных реагентов только одно стехиометрическое уравнение .Если нет вначале нужно определить из условия задачи, в каком молярном отношении взяты реагенты.
10. Химическое уравнение отражает законы химии: постоянства состава и сохранения массы, поэтому число атомов каждого элемента в левой и правой частях уравнения должно быть одинаковым, а формулы веществ должны быть правильно написаны.
11. Перед формулами веществ в уравнениях химических реакций ставятся стехиометрические коэффициенты, с помощью которых уравнивается число конкретных атомов элементов(всех без исключения) в в левой и правой частях уравнения.

ЗАКОНЫ ХИМИИ

1. сохранения массы веществ
2. постоянства состава
3. эквивалентов
4. кратных отношений
5. объемных отношений

1. Закон сохранения массы веществ.

М.В. Ломоносов сначала высказал теоретически 1748 г. ,а затем экспериментально обосновал 1756. **Масса веществ , вступающих в химическую реакцию, равна массе веществ образующихся в результате реакции**

Позже французский химик Лаувазье, изучив некоторые реакции окисления металлов, пришел к тем же выводам, что и Ломоносов, и независимо от него сформулировал этот закон 1789 г.

С точки зрения атомно-молекулярного учения суть закона сохранения массы веществ заключается в том, что при химических реакциях атомы не исчезают и не возникают из ничего – их количество остается неизменным до и после реакции. Поскольку атомы имеют постоянную массу и их количество в результате реакции не изменяется, то масса веществ до и после реакции остается постоянной.

М.В. Ломоносов связывал закон сохранения массы веществ с законом сохранения энергии(количества движений) и рассматривал их в единстве как всеобщий закон природы, который сформулировал в 1748 г. следующим образом: « Все перемены случающиеся такого суть состояния, что сколько чего у одного тела отнимается, столько присовокупится к другому. Так ежели где убудет несколько материи, то умножится в другом месте. Сей всеобщий естественный закон простирается и в самые правила движения, ибо тело движущее своею силою другое , столько же оные у себя теряет, сколько сообщает другому , которое от него движение получает»

Таким образом закон сохранения массы веществ и закон сохранения энергии- это две стороны единого закона природы- вечности материи и ее движения.

Современная наука подтвердила выводы Ломоносова. Взаимосвязь массы и энергии(она рассматривается в физике) выражается уравнением Эйнштейна:

$$E = mc^2$$

E энергия

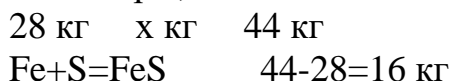
m масса

c скорость света в пустоте

Закон сохранения массы веществ служит основой при изучении реакций между различными веществами. Исходя из него, можно составлять химические уравнения и по ним производить расчеты. Он является основой количественного химического анализа.

Например:

Для получения 44 кг сульфида железа взяли 28 кг железа. Сколько нужно взять серы, если все железо прореагировало?



2. Закон постоянства состава

Всякое чистое вещество независимо от способа его получения всегда имеет постоянный качественный и количественный состав - такова формулировка закона постоянства состава.

Рассмотрим в качестве примера состав воды: она состоит из водорода и кислорода (качественный состав) причем по массе в воде содержится водорода 11,19 % кислорода 88,81 % (количественный состав).

Воду можно получить различными способами: синтезом из водорода, реакцией нейтрализации, из кристаллогидратов и т. д. Во всех случаях чистая вода, независимо

от способа получения, имеет приведенный выше состав.

Закон постоянства состава впервые сформулировал французский ученый Пруст (1808 г.).

Последующее развитие химии показало, что существуют соединения как постоянного так и переменного состава. По предложению академика Н.С. Куриакова, первые названы дальтонидами (память Дальтона), вторые бертоллидами (память ф. Бертолле). Состав дальтонидов выражается простыми формулами с целочисленными стехиометрическими индексами (например H_2O , CH_4 и т. д. Состав бертоллидов меняется и не отвечает стехиометрическим отношениям, у бертоллидов дробные стехиометрические индексы. Так оксид титана 2 в действительности имеет состав

от $\text{TiO}_{0,7}$ – $\text{TiO}_{1,3}$. Бертоллиды распространены среди оксидов, гидридов, сульфидов, нитридов, карбидов и других кристаллических соединениях.

В связи с этим в современную формулировку закона постоянства состава следует

внести уточнение. Состав соединений молекулярной структуры является постоянным

независимо от способов получения. Состав соединений с немолекулярной структурой

зависит от условий получения(например состав оксида титана от температуры и давления кислорода).Надо также учитывать изотопный состав элементов: обычная вода например содержит 11,19 % водорода ,а тяжелая вода 20%.

3. Закон эквивалентов

Элементы взаимодействуют друг с другом в строго определенных количественных отношениях. Так 1 моль атомов водорода(1,0079 г.) соединяется без остатка с 1 моль атомов хлора (35,453 г.) или с 1 моль атомов натрия(22,9898 г.)Эти массовые количества эквивалентны(равноценны) между собой.

Химическим эквивалентом элемента называется такое его количество, которое соединяется с 1 моль атомов водорода или замещает то же количество атомов водорода в химических реакциях.

Эквивалентная масса-это масса 1 эквивалента вещества(размерность г/моль).

В примере эквивалентные массы хлора и натрия соответственно равны: 35,453 и 22,9898 г/моль

Между эквивалентной массой \mathcal{E} , молярной массой атомов A и стехиометрической валентностью элемента B в данном соединении существует зависимость : $\mathcal{E}=A/B$

По этой формуле определяется теоретическое значение эквивалентных масс элемента.

Например: $\mathcal{E}(Al).в. Al_2O_3 = 26,9815..г / моль / 3 = 8,9938г / моль$

Анализ зависимости показывает, что в отличие от атомной или молекулярной массы химический эквивалент не является постоянной величиной, он зависит от валентности. Постоянные значения эквивалентов могут быть только у элементов с постоянной валентностью .Понятие эквивалентов и эквивалентных массах применяется и к соединению.

Эквивалентом соединения называется такое его количество, которое в данной реакции взаимодействует с одним эквивалентом водорода или с одним эквивалентом другого вещества.

Понятие эквивалентов имеет большое значение, поскольку с его помощью формулируется один из основных законов- закон эквивалентов.

Вещества взаимодействуют между собой в количествах, пропорциональных их химическим эквивалентам

Это означает, что для того чтобы вещества реагировали между собой без остатка, их надо брать в эквивалентных количествах. Например 8,9938 г/моль алюминия без остатка реагирует с 35,453 г/моль хлора или с 36,4609 г/моль серной кислоты.

Закон эквивалентов легко объяснить с точки зрения атомно-молекулярного учения:

При химических реакциях атомы одного вещества соединяются с определенным числом атомов другого вещества, а поскольку каждый атом характеризуется постоянной атомной массой то массовые отношения веществ, вступающих в реакцию строго определены и равноценны(эквивалентны) между собой.

В соединениях немолекулярного строения, содержащих дробные стехиометрические индексы, массовые количества составляющих элементов будут отличаться от значений их эквивалентов.

4. Закон кратных отношений

Два элемента могут образовывать между собой несколько соединений. Например оксиды азота N_2O , NO , N_2O_3 , NO_2 , N_2O_5 .

В них количество кислорода, приходящееся на одно и то же количество азота, относятся между собой как: 0,57:1,14:1,71:2,28:2,85 или 1:2:3:4:5 это служит иллюстрацией закона кратных отношений: **если два элемента образуют между собой несколько соединений, то массовые количества одного элемента, соединяющиеся с одним и тем же массовым количеством другого элемента, относятся между собой как небольшие целые числа.**

Дальтон 1803 г. Выводы:

1. Состав веществ дальтонидаов меняется скачком, так как в соединения вступают целые числа атомов
2. количество переходит в качество
веселящий газ $N_2O \dots N_2O_5$ белое легко разлагающееся кристаллическое вещество
справедлив для веществ в газообразном и парообразном состоянии

5. Закон объемных отношений

Простые вещества и химические соединения могут находиться в трех состояниях кристаллическом, жидком и газообразном. Агрегатное состояние определяется температурой и давлением. Гей-Люсак 1805-1808 г. сформулировал закон объемных отношений: **объемы вступающих в реакцию газов относятся друг к другу, а также к объемам получающихся газообразных продуктов как небольшие целые числа**
Предполагается, что все объемы приведены к одинаковой температуре и давлению. Например 1 литр водорода соединяется с 1 литром хлора и образуется 2 литра хлороводорода (объемные отношения 1:1:2)
Для объяснения простых отношений между объемами реагирующих газов Авогадро высказал гипотезу: **в равных объемах различных газов при одинаковых условиях (температуре и давлении) содержится одинаковое число молекул.**

Молекулы простых газов состоят из двух одинаковых атомов, При соединении водорода с хлором их молекулы распадаются на атомы, которые образуют молекулы хлороводорода. Но поскольку из одной молекулы водорода и одной молекулы хлора образуются две молекулы хлороводорода, то объем последнего должен быть равен сумме объемов исходных газов т. е. $H_2 + Cl_2 = 2HCl$

В химических уравнениях коэффициенты перед формулами газообразных веществ указывают объемы реагирующих газов. Из закона Авогадро вытекают два следствия:

1. Один моль любого газа при одинаковых условиях занимает один и тот же объем. При нормальных условиях (273,15 К и 101325 Па) объем равен 22,4 л/моль Это молярный объем газа

2. Молярная масса (относительная молекулярная масса) вещества в газообразном состоянии равна его удвоенной плотности по водороду. Отношение массы определенного объема газа к массе такого же объема другого газа (взятого при тех же условиях) называется плотностью первого газа по второму-D

$$M_1/M_2 = D \quad M_1 = M_2 D$$

Обычно плотность газа определяют по отношению к самому легкому газу - водороду

$$D_{H_2} \quad M_1 = M_2 D_{H_2} \quad M_1 = 2,0158 D_{H_2}$$

Часто плотность газа определяют по отношению к воздуху

$$M_1 = 29 D_{\text{возд}}$$

Молярный объем (объем который занимает газ количеством вещества 1 моль)

Обозначается V_m измеряется л/моль

$$V_m = V/\nu$$

ОБОЗНАЧЕНИЕ	НАИМЕНОВАНИЕ ВЕЛИЧИНЫ	РАЗМЕРНОСТЬ
ω (Э) ω (Э) = $n \cdot A(r) / M(r)$ n-число атомов A(r) - относительная атомная масса элемента M(r) – относительная молекулярная масса вещества	Массовая доля элемента Показывает какую часть(долю)составляет масса данного элемента от всей массы вещества	Доли, проценты
ν – ню n - эн	Количество вещества 1 моль – такое количество вещества, которое содержит столько структурных единиц(атомов, молекул, ионов), сколько атомов содержится в 12 г. нуклеотида ^{12}C Означает определенное число структурных элементов (атомов, молекул, ионов),	МОЛЬ
N_A $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$	Число Авогадро показывает число частиц в 1 моль вещества	МОЛЬ ⁻¹
$N = n \cdot N_A$	Число частиц ((атомов, молекул, ионов), равно количеству вещества(числу молей), умноженному на постоянную Авогадро	частицы
$M = m / \nu$ m – масса ν – количество вещества	Молярная масса Показывает массу 1 моль вещества	Кг/моль г/моль
$V_m = V / \nu$ V – объем газа ν – количество вещества V_m (при н.у). =22,4 л/моль	Молярный объем Показывает объем, который занимает любой газ количеством вещества 1 моль. В равных объемах разных газов при одинаковых условиях содержится одинаковое число молекул. При нормальных условиях(0°C и давлении 1 атм 101,325 кПа	л/моль м ³ / моль см ³ / моль

ОБОЗНАЧЕНИЕ	НАИМЕНОВАНИЕ ВЕЛИЧИНЫ	РАЗМЕРНОСТЬ
$\rho = m_b / V_b$	Плотность вещества Отношение массы вещества к занимаемому им объему	кг/м ³ г/см ³
$D = \rho_1 / \rho_2$ $D = M_1 / M_2$ $D = M_1 / M(H_2)$ по водороду $D = M_1 / M(возд)$ $M(возд) = 29 \text{ г/моль}$	Относительная плотность газа Показывает во сколько раз 1 моль одного газа тяжелее или легче 1 моль другого газа	Безмерная величина
Q	Тепловой эффект химической реакции Показывает количество теплоты, которое выделяется или поглощается при химической реакции	Дж
ω – омега $\omega = m / m_{р-р}$ $m_{воды} = m_{р-р} \cdot \omega$ m – масса растворенного вещества $m_{р-р}$ – масса раствора	Массовая доля растворенного вещества Показывает отношение его массы к массе раствора	Доли, проценты
$C = \nu / V$ ν – количество растворенного вещества V – объем раствора (в литрах)	Молярная концентрация растворенного вещества Показывает отношение количества растворенного вещества к объему раствора	Моль/л

КЛАССИФИКАЦИЯ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

		НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ	ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ
Тип №1 ПО ЧИСЛУ И СОСТАВУ РЕАГИРУЮЩИХ ВЕЩЕСТВ	Без изменения состава	<p>C(графит)-----C(алмаз) Изменение их кристаллического строения S(ромбическая)----- S(моноклическая) 3O₂-----2O₃</p>	$-CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_3 \xrightarrow{AlCl_3, t} H_3C -$ $ $ CH_3
	С изменением состава веществ	$SO_3 + H_2O = H_2SO_4$ - соединение	$CH_2 = CH_2 + H_2 \xrightarrow{Ni, t} CH_3 - CH_3$ - соединение присоединение этен этан
		$2KNO_3 \xrightarrow{t} 2KNO_2 + O_2$ ра зложение	$CH_3 - CH_3 \xrightarrow{Cr_2O_3, t} CH_2 = CH_2 + H_2$ раз ложение этан этен
		$2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2$ замещение	<p style="text-align: center;">Замещение</p> $CH_4 + Cl_2 = CH_3Cl + HCl$
	$NaOH + HNO_3 = NaNO_3 + H_2O$ обмена	<p style="text-align: center;">Обмена</p> $CH_3COOH + NaOH \rightleftharpoons Na(CH_3COO) + H_2O$	
Тип №2 по изменению степеней окисления химических элементов, образующих вещества	Окислительно-восстановительные	$Mg^0 + H_2^{+1}SO_4^{+2} = Mg^{+2}SO_4 + H_2^0$	$CH_3 - C^{+1}O^{+2}H^{+1} + H_2^0 \xrightarrow{Ni, t} CH_3 - C^{-1}H^{+1}$ восстановление спирта
	Без изменения степени окисления	$2Fe(OH)_3 \xrightarrow{t} Fe_2O_3 + 3H_2O$	<p style="text-align: center;">Этерификации</p> $HCOOH + CH_3OH = HCOOCH_3 + H_2O$
Тип №3 по	Экзотермические +Q	$4P + 5O_2 = 2P_2O_5 + Q$	$CH_4 + 2O_2 = CO_2 + 2H_2O + Q$

	Эндотермические - Q	$CaCO_3 \xrightarrow{t} CaO + CO_2 - Q$	Крекинг бутана с образованием этена, этана, метана, пропена
Тип №4 по АГРЕГАТНОМУ СОСТОЯНИЮ РЕАГИРУЮЩИХ ВЕЩЕСТВ	Гетерогенные	$C(тв) + O_2(газ) \rightarrow CO_2(газ)$	
	гомогенные	$N_2(газ) + 3H_2(газ) \Leftrightarrow 2NH_3$	
Тип №6 ПО НАПРАВЛЕНИЮ	Необратимые	$H_2SO_4 + KOH \rightarrow K_2SO_4 + 2$	$CH_4 + 2O_2 = CO_2 + 2H_2O + Q$
	обратимые	$2SO_2 + O_2 \Leftrightarrow 2SO_3$	

Примеры и решения
Типовых расчетных задач по химии.
Вычисления по химическим уравнениям.

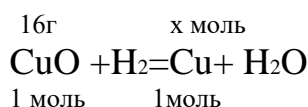
1. Вычисление массы и количества вещества продукта реакции по известной массе одного из вступающих в реакции веществ.

Пример 1. вычислите массу и количество меди, образовавшейся при восстановлении 16 г. оксида меди(2) (CuO) водородом.

Дано	Формулы	Решение
$m(\text{CuO})=16\text{г.}$	$\nu = m/M$	1. Составляем
Найти	$m = \nu \cdot M$	уравнение химической
$\nu(\text{Cu})?$		реакции
$m(\text{Cu})?$		$\text{CuO} + \text{H}_2 = \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$

2. Под формулой записываем:

- Количество вещества (определяется по коэффициентам уравнения)
- Над формулами записываем данные из условия задачи

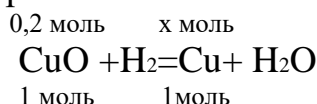


3. Вычисляем количество оксида меди(2) массой 16 г.

$$M(\text{CuO})=80 \text{ г/моль}$$

$$\nu(\text{Cu})=16\text{г}/80 \text{ г/моль}=0,2 \text{ моль}$$

4. Проставляем данные в уравнение



5. Составляем пропорцию и решаем ее

$$\frac{0,2 \text{ моль}}{1 \text{ моль}} = \frac{x \text{ моль}}{1 \text{ моль}} \quad x \text{ моль} = \frac{0,2 \cdot 1}{1} = 0,2 \text{ моль (Cu)}$$

$$\nu(\text{CuO}) = \nu(\text{Cu})$$

6. Определяем массу меди количеством 0,2 моль

$$m(\text{Cu}) = 0,2 \text{ моль} \cdot 64\text{г/моль} = 12,8 \text{ г.}$$

Ответ: $\nu(\text{Cu}) = 0,2 \text{ моль}$, $m(\text{Cu}) = 12,8 \text{ г.}$

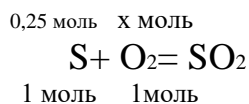
2. Вычисление объема газов (при н.у.) по известному количеству одного из вступивших в реакцию или получающихся веществ

Пример 2. Определите объем кислорода, необходимый для сжигания 0,25 моль серы.

Дано	Формулы	Решение
$\nu(\text{S})=0,25$ моль	$\nu = V / V_m$	1. Составляем
Найти	$V = \nu \cdot V_m$	уравнение химической
$V(\text{O}_2)=?$		реакции
		$\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2$

2. Под формулой записываем:

- Количество вещества (определяется по коэффициентам уравнения)
- Над формулами записываем данные из условия задачи



3. Составляем пропорцию и решаем ее

$$\frac{0,25 \text{ моль}}{1 \text{ моль}} = \frac{x \text{ моль}}{1 \text{ моль}} \quad x \text{ моль} = \frac{0,25 \cdot 1}{1} = 0,25 \text{ моль}$$

(O₂)

4. Вычисляем объем кислорода количеством 0,25 моль

$$V(\text{O}_2) = 0,25 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 5,6 \text{ л}$$

Ответ: $V(\text{O}_2) = 5,6 \text{ л}$

3. Вычисление массы (количества вещества) продукта реакции по известной массе исходного вещества, содержащего примеси

Пример 3. Вычислить количество и массу углекислого газа, образующегося при сжигании 400 г. угля, содержащего 10% негорючих примесей.

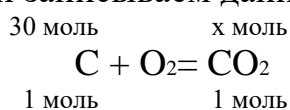
Дано	Формулы	Решение
$m(\text{угля})=400$ $\omega(\text{примеси})=10\%$	$m(\text{вещества})=\omega(\text{ чистого вещества}) \cdot m(\text{смеси})$	1. Находим массу вещества без примесей
Найти	$\omega(\text{ чистого вещества})=m(\text{вещества})/m(\text{смеси})$	$m(\text{угля})=(1-0,1) \cdot 400\text{г.}=360\text{г}$
$\nu(\text{C})=?$	$\nu = m/M$	2. Составляем уравнение химической реакции
$m(\text{CO}_2)=?$	$m = \nu \cdot M$	$\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$

3. Вычисляем количество углерода

$$\nu(\text{C})=360\text{г}/12\text{ г/моль}=30\text{ моль}$$

4. Под формулой записываем:

- Количество вещества(определяется по коэффициентам уравнения)
- Над формулами записываем данные из условия задачи



5. Вычисляем массу углекислого газа количеством вещества 30 моль

$$m(\text{CO}_2)=30\text{ моль} \cdot 44\text{ г/моль}=1320\text{ г.}$$

Ответ: $\nu(\text{C})=30\text{ моль}$, $m(\text{CO}_2)=1320\text{ г.}$

4. Вычисление массы(количества вещества) продукта реакции, если одно из исходных веществ взято в избытке

Пример 4.1 Вычислите массу осадка, образующегося при взаимодействии растворов, содержащих 40 г.сульфата меди(2) и 80 г гидроксида натрия

<p>Дано $m(\text{CuSO}_4)=40\text{г}$ $m(\text{NaOH})=80\text{г}$</p>	<p>Формулы $\nu = m/M$ $m = \nu \cdot M$</p>	<p>Решение 1. Составляем уравнение химической реакции 2. Под формулой записываем: <ul style="list-style-type: none"> Количество вещества(определяется по коэффициентам уравнения) Над формулами записываем данные из условия задачи</p>
<p>Найти $m(\text{Cu}(\text{OH})_2)=?$</p>	<p style="text-align: center;">$\text{CuSO}_4 + 2 \text{NaOH} = \text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4$</p> <p>3. Находим молярные массы веществ $M(\text{CuSO}_4)=160\text{г/моль}$ $M(\text{NaOH})=40\text{г/моль}$ $M(\text{Cu}(\text{OH})_2)=98 \text{ г/моль}$</p> <p>4. Находим количество исходных веществ $\nu(\text{CuSO}_4)=40/160=0,25 \text{ моль}$ $\nu(\text{NaOH})=80/40=2 \text{ моль}$</p> <p>5. Под формулой записываем: <ul style="list-style-type: none"> Количество вещества(определяется по коэффициентам уравнения) Над формулами записываем данные из условия задачи $\begin{array}{ccccccc} 0,25 \text{ моль} & 2 \text{ моль} & & x \text{ моль} & & & \\ \text{CuSO}_4 + 2 \text{NaOH} = & \text{Cu}(\text{OH})_2 + & \text{Na}_2\text{SO}_4 & & & & \\ 1 \text{ моль} & 2 \text{ моль} & & 1 \text{ моль} & & & \end{array}$</p> <p>6. Ставим данные в уравнение и находим, какое вещество взято в избытке $\nu(\text{NaOH})=0,25 \cdot 2/1=0,5 \text{ моль}$ расходуется, а дано 2 моль, значит это вещество взято в избытке</p> <p>7. Рассчитываем количество полученного осадка по уравнению реакции(расчет ведем по веществу, которое полностью расходуется в результате реакции) $\begin{array}{ccccccc} 0,25 \text{ моль} & & & x \text{ моль} & & & \\ \text{CuSO}_4 + 2 \text{NaOH} = & \text{Cu}(\text{OH})_2 + & \text{Na}_2\text{SO}_4 & & & & \\ 1 \text{ моль} & & & 1 \text{ моль} & & & \end{array}$</p> <p>$\nu(\text{Cu}(\text{OH})_2)= 0,25 \text{ моль}$</p> <p>8. Вычисляем массу осадка $m(\text{Cu}(\text{OH})_2)= 0,25 \text{ моль} \cdot 98 \text{ г/моль}=2,5 \text{ г}$ Ответ: $m(\text{Cu}(\text{OH})_2)=2,5 \text{ г}$</p>	

Пример 4.2. Какая масса осадка получится при взаимодействии 0,2 моль NaCl с избытком раствора нитрата серебра

Дано
 $\nu(\text{NaCl}) = 0,2$ моль

Найти
 $m(\text{AgCl}) = ?$

Формулы

$$\nu = m/M$$

$$m = \nu \cdot M$$

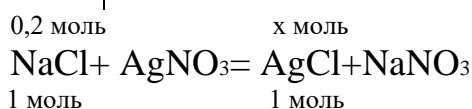
Решение

1. Составляем уравнение химической реакции

2. Под формулой записываем:

- Количество вещества(определяется по коэффициентам уравнения)

Над формулами записываем данные из условия задачи



3. Находим молярную массу хлорида серебра

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

3. Находим массу 0,2 моль хлорида серебра

$$m(\text{AgCl}) = 0,2 \text{ моль} \cdot 143,5 \text{ г/моль} = 28,7 \text{ г.}$$

4. Рассчитываем количество полученного осадка по уравнению реакции(расчет ведем по веществу, которое полностью расходуется в результате реакции)

$$\text{Ответ: } m(\text{AgCl}) = 28,7 \text{ г.}$$

Пример 4.3. Раствор, содержащий 82 г нитрата кальция смешан с 26,5 г карбоната натрия. Какова масса образовавшегося осадка.

Дано $m(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2) = 82 \text{ г}$ $m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 26,5 \text{ г}$	Формулы $v = m/M$ $m = v \cdot M$	Решение 1. Составляем уравнение химической реакции 2. Под формулой записываем: <ul style="list-style-type: none"> Количество вещества(определяется по коэффициентам уравнения) Над формулами записываем данные из условия задачи
Найти $m(\text{CaCO}_3) = ?$		

1 способ (по массам вещества)

3. Находим молярные массы веществ

$$M(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2) = 164 \text{ г/моль}$$

$$M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 106 \text{ г/моль}$$

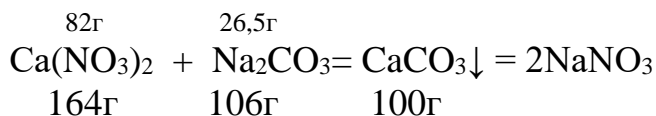
$$M(\text{CaCO}_3) = 100 \text{ г/моль}$$

4. Находим массы веществ (1 моль)

$$m(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2) = 164 \text{ г}$$

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 106 \text{ г}$$

$$m(\text{CaCO}_3) = 100 \text{ г}$$



Полностью ли прореагировали вещества?

164 г $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ реагирует с 106 г. Na_2CO_3

82 г. $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ реагирует с х г. Na_2CO_3

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{82 \cdot 106}{164} = 53,2$$

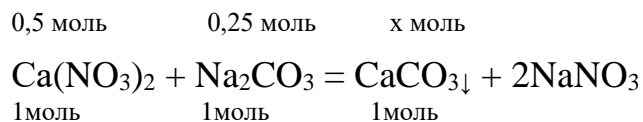
Следовательно, для полного взаимодействия нитрата кальция недостаточно взято карбоната натрия. (всего 26,5 г) Откуда расчет надо вести по карбонату натрия, который взят в недостатке и полностью вступает в реакцию.

106 г. Na_2CO_3 образует 100 г. CaCO_3 .

26,5 г Na_2CO_3 образует х г. Na_2CO_3 .

$$m(\text{CaCO}_3) = \frac{26,5 \cdot 100}{106} = 25 \text{ г}$$

2 способ (по количеству вещества)



$$v(\text{Ca(NO}_3)_2) = \frac{82 \text{ г}}{164 \text{ г/моль}} = 0,5 \text{ моль}$$

$$v(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{26,5 \text{ г}}{106 \text{ г/моль}} = 0,25 \text{ моль}$$

Согласно расчетам и уравнению реакции в недостатке карбонат натрия, расчет следует вести по нему.

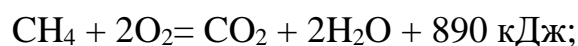
$$v(\text{Na}_2\text{CO}_3) = v(\text{CaCO}_3) = 0,25 \text{ моль};$$

$$m(\text{CaCO}_3) = v(\text{CaCO}_3) \cdot M(\text{CaCO}_3) = 0,25 \text{ моль} \cdot 100 \text{ г/моль} = 25 \text{ г}.$$

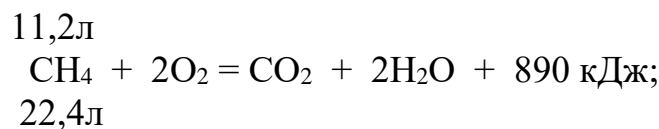
Ответ: $m(\text{CaCO}_3) = 25 \text{ г}$.

5. Определение реального выхода продукта

сгорании 11,2 л метана (н.у.). Для расчета используйте термохимическое уравнение реакции горения метана:



Решение:



При сгорании 22,4л. выделяется 890 кДж.

При сгорании 11,2л. CH_4 выделяется Q кДж.

$$Q = \frac{890 \text{ кДж} \cdot 11,2\text{л}}{22,4\text{л}} = 445 \text{ кДж}$$

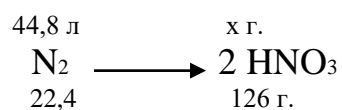
Ответ: $Q = 445 \text{ кДж}$

7. Определение выхода продукта по стехиометрическим соотношениям

Пример 7.1. Сколько граммов азотной кислоты HNO_3 максимально можно получить из 44,8 л(н.у.) азота

Решение:

С учетом того, что в одной молекуле HNO_3 содержится 1 атом азота, составляем запись



$$M(\text{HNO}_3) = 63 \text{ г/моль} \quad m(\text{HNO}_3) = 63 \text{ г}$$

Обозначив массу образующейся при 100% выходе азотной кислоты через x, записываем пропорцию

$$\frac{44,8 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = \frac{\text{х г.}}{126 \text{ г./моль}} \quad \text{х г.} = \frac{44,8 \text{ л} \cdot 126 \text{ г./моль}}{22,4 \text{ л/моль}} = 252 \text{ г.}$$

Ответ: $m(\text{HNO}_3) = 252 \text{ г}$

8. Определение состава газовой смеси

Пример 8.1. Относительная плотность 30 л смеси метана и азота по гелию

равна 5 Сколько литров метана и азота взято для приготовления смеси?

Дано	Формулы	Решение
D(смесь CH ₄ и N ₂) по гелию=5	$D = \rho_1 / \rho_2$ $D = M_1 / M_2$	1. Находим среднюю относительную молекулярную массу смеси
Найти V(смесь CH ₄ и N ₂)	$D = M_1 / M(\text{H}_2)$ по водороду $D = M_1 / M(\text{возд})$ $M(\text{возд}) = 29 \text{ г/моль}$ $v = V / V_m$ $V = v \cdot V_m$ $v = m / M$ $m = v \cdot M$	

$$M(\text{смесь CH}_4 \text{ и N}_2) / M(\text{гелия}) = 5$$

$$M(\text{смесь CH}_4 \text{ и N}_2) / 4 = 5$$

$$M(\text{смесь CH}_4 \text{ и N}_2) = 20$$

Пусть метана взято x, тогда азота взято 30-x

2. Находим массу одного литра метана

$$M(\text{CH}_4) = 16 \text{ г/моль} \quad m(\text{CH}_4) = 16 \text{ г}$$

$$v(\text{CH}_4) = 1 / 22,4 \text{ л/моль} \quad m(\text{CH}_4) = 1 / 22,4 \cdot 16$$

3. Находим массу одного литра азота

$$M(\text{N}_2) = 28 \text{ г/моль} \quad m(\text{N}_2) = 28 \text{ г}$$

$$v(\text{N}_2) = 1 / 22,4 \text{ л/моль} \quad m(\text{N}_2) = 1 / 22,4 \cdot 28$$

4. Находим массу x литра метана

$$m(\text{CH}_4) = (1 / 22,4 \cdot 16) \cdot x$$

5. Находим массу (30-x) литра азота

$$m(\text{N}_2) = (1 / 22,4 \cdot 28) \cdot (30-x)$$

6. Находим массу одного литра смеси

$$M(\text{смесь CH}_4 \text{ и N}_2) = 20 \text{ г/моль} \quad m(\text{смесь CH}_4 \text{ и N}_2) = 20 \text{ г}$$

$$v(\text{смесь CH}_4 \text{ и N}_2) = 1 / 22,4 \text{ л/моль} \quad m(\text{смесь CH}_4 \text{ и N}_2) = 1 / 22,4 \cdot 20$$

7. Находим массу 30 литра смесь CH₄ и N₂

$$m(\text{смесь CH}_4 \text{ и N}_2) = 1 / 22,4 \cdot 20 \cdot 30$$

$$\frac{20 \cdot 30}{22,4} = \frac{16}{22,4} + \frac{28 \cdot (30-x)}{22,4} \quad x=20$$

Ответ: метана взято 20л, азота взято 30-20=10л

Задачи для самостоятельной работы

1. 11,2 л. хлора при определенных условиях прореагировали с 11,2 л. водорода. Примем, что температура не изменилась. Какой объем занимает образовавшийся продукт?
2. Какая масса осадка получится при взаимодействии 0,2 моль NaCl с избытком раствора нитрата серебра?
3. Какой объем газа получится (н.у.), если взаимодействуют 20 г. кальция с водой?
4. Сколько теплоты выделится при полном сгорании 1 кг угля. Молярная теплота сгорания угля на воздухе 393,5 кДж/моль.
5. Раствор, содержащий 8 г. нитрата кальция смешан с 26,5 г. карбоната натрия. Какова масса образовавшегося осадка?
6. Каково содержание в процентах CaCO_3 в образце известняка, при длительном прокаливании 400 г. которого получено 78,4 л CO_2 (н.у.)
7. Какой объем (н.у.) оксида углерода (IV) можно получится при прокаливании 500 г. известняка, если известно, что примесей в нем составляет 20%?
8. К 20 г. раствора, содержащего 5% сульфата железа (2) добавили 20 г. раствора, который содержит 8% гидроксида натрия. Вычислить массу образовавшегося осадка?
9. Какой объем азота должен вступить в реакцию с 210 л водорода при(н.у.)?
10. В реакцию с азотной кислотой вступает 140 г оксида меди(2). Определите массу и количество вещества образовавшейся соли?
11. Какая масса гидроксида натрия образуется при взаимодействии натрия количеством вещества 3 моль с водой?
12. Какой объем кислорода потребуется для сжигания 6500 м³ сероводорода при н.у.?
13. Сколько максимально литров(н.у.) водорода можно получить, используя 45,5 г. цинка и избыток соляной кислоты?
14. При прокаливании 15,8 г. перманганата калия KMnO_4 получено 0,896 л(н.у.) кислорода. Каков выход кислорода в данном случае?
15. Сколько граммов поваренной соли NaCl можно получить, если смешать два раствора, один из которых содержит 29,2 г. HCl , а другой 44 г NaOH ?

Литература

1. Хомченко Г.П.Химия. Учебник для подготовительных отделений М. Высшая школа 1981 г.
2. Фрейфельд И.А. Общая химия Москва Московский лицей 1996 г.
3. Гольдфарб Я.Л. Сборник задач и упражнений по химии Москва 1982 г.
4. Сборник тестовых заданий. Учебное пособие Ярославль 1999г.

ОГЛАВЛЕНИЕ

Аннотация	2
Введение.....	3
КЛАССИФИКАЦИЯ РАСЧЕТНЫХ ЗАДАЧ	4
Общие рекомендации при решении	
химических задач по химическому уравнению	5
ЗАКОНЫ ХИМИИ.....	6
НАИМЕНОВАНИЕ ВЕЛИЧИНЫ	11
КЛАССИФИКАЦИЯ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ.....	13
Примеры и решения.....	15
Задачи для самостоятельной работы.....	24
Литература	26

Задачи для самостоятельной работы

- Пример 1. Вычислите массу и количество меди, образовавшейся при восстановлении 16 г. оксида меди(2) (CuO) водородом.
- Пример 2. Определите объем кислорода, необходимый для сжигания 0,25 моль серы.
- Пример 3. Вычислить количество и массу углекислого газа, образующегося при сжигании 400 г. угля, содержащего 10% негорючих примесей.
- Пример 4.1 Вычислите массу осадка, образующегося при взаимодействии растворов, содержащих 40 г.сульфата меди(2) и 80 г гидроксида натрия
- Пример 5.1. Какое количество вещества хлорэтана можно получить из 56 г. этена, если выход в массовых долях хлорэтана от теоретически возможного составляет 80%?
- Пример 6.1. Определить количество теплоты, которое выделяется при сгорании 11,2 л метана (н.у.). Для расчета используйте термохимическое уравнение реакции горения метана:
- $$\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 890 \text{ кДж};$$
- Пример 7.1. Сколько граммов азотной кислоты HNO₃ максимально можно получить из 44,8 л(н.у.) азота

Задачи для самостоятельной работы

- Пример 1. Вычислите массу и количество меди, образовавшейся при восстановлении 16 г. оксида меди(II) (CuO) водородом.
- Пример 2. Определите объем кислорода, необходимый для сжигания 0,25 моль серы.
- Пример 3. Вычислите количество и массу углекислого газа, образующегося при сжигании 400 г. угля, содержащего 10% негорючих примесей.
- Пример 4.1 Вычислите массу осадка, образующегося при взаимодействии растворов, содержащих 40 г.сульфата меди(II) и 80 г гидроксида натрия
- Пример 5.1. Какое количество вещества хлорэтана можно получить из 56 г. этена, если выход в массовых долях хлорэтана от теоретически возможного составляет 80%?
- Пример 6.1. Определить количество теплоты, которое выделяется при сгорании 11,2 л метана (н.у.). Для расчета используйте термохимическое уравнение реакции горения метана:
- $$\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 890 \text{ кДж};$$
- Пример 7.1. Сколько граммов азотной кислоты HNO₃ максимально можно получить из 44,8 л(н.у.) азота