

## 8-9. Растворы. Соли

### Вещества, смеси и растворы

**Смесь** – это гетерогенная (неоднородная) система, в которой частицы нескольких веществ произвольно распределяются между собой. Вещества, составляющие смесь, сохраняют все свои свойства.

Состав смеси может изменяться произвольно.

Любую смесь можно разделить физическими методами.

Смешивая разные вещества, не всегда получают смесь. Можно получить и другие результаты:

- гомогенную (однородную) систему. Твердая или жидкая гомогенная система из 2 или более компонентов, относительные количества которых могут изменяться в широких пределах, называется **раствором**.

- другое химическое **соединение**, образовавшееся в результате реакции исходных веществ. Химические соединения, в отличие от смесей и растворов, имеют постоянный состав. Разделить соединение на простые вещества можно лишь с помощью химических реакций.

Примеры растворов:

Компоненты раствора	Твердое вещество	Жидкость	Газ
Твердое вещество	твердый раствор (чугун – раствор углерода в железе)	раствор любой соли в воде	раствор водорода в платине
Жидкость		раствор спирта в воде	газированная вода – раствор $\text{CO}_2$ в воде
Газ			смесь газов обычно не считают раствором

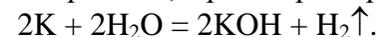
Один из компонентов раствора – **растворитель**. Как узнать, какой именно компонент будет растворителем?

- Если агрегатное состояние индивидуальных компонентов разное, то растворитель – жидкость, а в случае раствора газа в твердом веществе растворитель – твердое вещество.

- Если оба компонента жидкие или оба твердые, то растворитель – вещество, содержание которого в растворе выше, чем других компонентов.

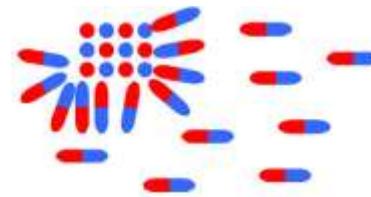
- Если один из компонентов раствора – вода, она считается растворителем. Например: 98% раствор серной кислоты в воде (хотя воды в этом растворе всего 2%).

Остальные компоненты раствора относят к растворенным веществам. Обратите внимание: растворенное вещество и вещество, которое растворяли – не всегда одно и то же! При растворении калия в воде получается не раствор калия, а раствор гидроксида калия КОН:

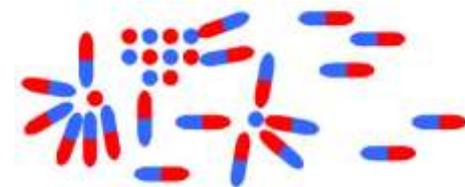


### Как образуется раствор твердого вещества в воде?

1) Под действием молекул растворителя, которые имеют определённую кинетическую энергию, происходит разрушение кристаллической решётки. Её разрушение может происходить и за счёт электростатических сил, если растворитель полярен (например, вода), а растворяющееся вещество – ионное (например, соль). На этой стадии энергия затрачивается.



2) Молекулы или ионы растворённого вещества взаимодействуют с молекулами воды, образуя сложные частицы, которые называются гидратами. Этот процесс называется гидратацией. На этой стадии энергия выделяется.



Иногда связи между частицами растворенного вещества и молекулами воды при выделении вещества из раствора не разрываются. В таком случае молекулы воды входят в кристаллическую решетку вещества. Кристаллы, имеющие в своей структуре молекулы воды, называются **кристаллогидратами**. Широко известны кристаллогидраты солей (например, медный купорос  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ), однако встречаются и гидраты веществ с молекулярной кристаллической решеткой (например,  $\text{Cl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ).

### Концентрации растворов

**Концентрация** – содержание компонента в определенном количестве смеси или раствора. Обычно пользуются теми единицами концентрации, которые удобны в данном случае.

**Концентрированные растворы** – растворы с высокой концентрацией.

**Разбавленные растворы** – с низкой концентрацией.

**Наиболее распространенные единицы концентрации:**

- **Массовая доля**

Массовую долю, выраженную в процентах,  $\omega = \frac{m_{\text{вещества}}}{m_{\text{раствора}}}$  обычно называют процентной концентрацией. Чтобы перевести массовую долю в процентную концентрацию, надо просто умножить ее значение на 100%.

Если растворенное вещество только одно, то массовую долю можно рассчитать как

$$\omega = \frac{m_{\text{вещества}}}{m_{\text{вещества}} + m_{\text{растворителя}}}.$$

- **Объемная доля**

Объемными долями чаще всего оперируют, когда имеют дело с газовыми смесями, т.к. объем газовой смеси складывается из объемов компонентов. В жидких и твердых растворах в общем случае объем раствора не равен сумме объемов компонентов.

- **Мольная доля**

$$\chi = \frac{v_{\text{вещества}}}{\sum v_{\text{всех компонентов раствора или смеси}}}.$$

- **Молярная концентрация**

Молярная концентрация имеет строго определенную размерность [моль/л]. Иногда эту же размерность обозначают большой буквой М: например,  $C(\text{HCl}) = 2 \text{ M}$ .

$$C = \frac{v_{\text{вещества}}}{V_{\text{раствора}}}$$

## Растворимость

**Растворимость** – концентрация насыщенного раствора. В первом приближении растворимость вещества – это максимальная концентрация раствора данного вещества. Растворы с концентрацией меньше растворимости называются **ненасыщенными**.

Растворимость может быть выражена в любых единицах концентрации. В справочных таблицах чаще всего указывают растворимость веществ в воде в единицах г/100 г воды.

**Классификация веществ по растворимости:**

- хорошо растворимые вещества: в 100 г воды при комнатной температуре растворяется более 10 г. Например, хлорид натрия  $\text{NaCl}$ .

- малорастворимые вещества: растворимость между 1 г/100 г воды и 10 г/100 г воды. Например, сульфат кальция  $\text{CaSO}_4$ , хлор  $\text{Cl}_2$ .

- нерастворимые вещества: растворимость менее 1 г/100 г воды. Например, хлорид серебра  $\text{AgCl}$ , водород  $\text{H}_2$ .

Классификация веществ по растворимости широко распространена, но довольно условна.

**Растворимость твердых веществ в воде**

Вода – полярное вещество. Лучше всего в ней растворяются вещества сходной природы – полярные и ионные.

Почему не все ионные вещества растворяются в воде? Ионная кристаллическая решетка очень прочна, и диполям воды не всегда удается растащить ее на отдельные ионы. Нерастворимые в воде соли – это соли с более прочной кристаллической решеткой, а растворимые соли имеют менее прочную кристаллическую решетку.

Чаще всего (но не всегда!) растворимость твердых веществ увеличивается с ростом температуры. Это связано с усилением колебаний атомов в кристаллической решетке и увеличением кинетической энергии молекул воды, что облегчает разрушение кристаллической решетки.

**Растворимость жидкостей в воде**

Растворимость в воде полярных жидкостей, особенно образующих водородные связи (таких, как серная кислота, этиловый спирт), как правило, бесконечна. Ведь в жидком агрегатном состоянии у вещества нет кристаллической решетки, и энергетически невыгодная стадия ее разрушения отсутствует.

Неполярные и малополярные жидкости с водой не смешиваются.

Несмешивающиеся растворители, как правило, по-разному растворяют разные вещества. На этом явлении метод разделения веществ – **экстракция**. Вещество переходит в тот растворитель, где оно лучше растворяется. Например, неполярный бром переходит из воды в  $\text{CCl}_4$  (интенсивно окрашенный слой внизу):



## Растворимость газов в воде

Чем полярнее молекула газа, тем выше его растворимость в воде. В 1 л воды при обычных условиях растворяется около 700 л аммиака  $\text{NH}_3$ , 400 л иодоводорода  $\text{HI}$ , но всего 0,02 л водорода.

С ростом температуры растворимость газов уменьшается. Так, в теплой воде понижено содержание растворенного кислорода, и некоторым видам рыб не хватает кислорода для дыхания.

Растворимость газов сильно зависит от давления. Чем больше давление, тем выше растворимость. Для получения газированных напитков углекислый газ закачивают в воду под высоким давлением. Но стоит открыть бутылку, давление становится атмосферным, и мы тут же видим пузырьки газа, радостно выделяющиеся из раствора.

## Электролитическая диссоциация

Распад вещества (молекулы или ионного кристалла) на ионы в растворе или расплаве называется **электролитической диссоциацией**.

**Электролиты** – вещества, частично или полностью диссоциирующие в растворе или расплаве. Растворы и расплавы электролитов проводят электрический ток. К электролитам относятся вещества с ионной или сильно полярной ковалентной связью: соли, кислоты, основания, амфотерные гидроксиды.

**Неэлектролиты** – вещества, не распадающиеся на ионы ни в растворе, ни в расплаве. К неэлектролитам относятся вещества с неполярной или слабо полярной ковалентной связью. Проще считать, что неэлектролиты – все вещества, не являющиеся электролитами.

Способность к диссоциации **никак** не связана с растворимостью вещества. Так, растворимые соли – электролиты, но электролитами (в расплаве) являются и нерастворимые в воде соли. И наоборот, множество прекрасно растворимых веществ (сахар, спирт) электролитами не является.

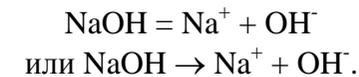
Электролиты диссоциируют неодинаково. **Степень диссоциации** электролита – это отношение числа его молекул, распавшихся в данном растворе или расплаве на ионы, к общему числу его молекул в растворе или расплаве.

**Сильные электролиты** – вещества, диссоциирующие в растворе или расплаве нацело. Степень их диссоциации равна 100%. В их растворах или расплавах нет молекул, только ионы.

Строго говоря, это верно только для ионных соединений. Как происходит диссоциация ионного кристалла в водном растворе? Полярные молекулы воды разрушают ионную кристаллическую решётку за счёт электростатического взаимодействия с ионами, из которых построены твёрдые соли. Т. е. растворение ионного кристалла *всегда* сопровождается электролитической диссоциацией.

На практике сильными электролитами считают вещества, степень диссоциации которых выше 30%. Таким образом, сильные электролиты – это вещества с ионной связью и небольшое число веществ с сильно полярной ковалентной связью. К сильным электролитам относятся: соли, сильные кислоты, сильные основания (щелочи). Сильные кислоты и основания называются так именно потому, что они – сильные электролиты.

Диссоциация сильных электролитов записывается в необратимой форме:



**Слабые электролиты** – вещества, диссоциирующие в растворе или расплаве частично (обратимо). В их растворах и расплавах мало ионов, в основном присутствует молекулярная форма.

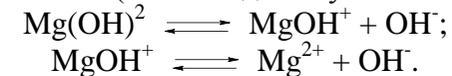
Как происходит диссоциация молекулы в водном растворе? Взаимодействие полярных молекул воды с молекулами растворённого вещества с полярной связью приводит к ослаблению этой связи и распаду на ионы. При этом молекула может распаться на ионы, а может и не распаться.

Слабые электролиты – большинство электролитов с ковалентной связью. К слабым электролитам относятся: слабые кислоты и слабые основания.

Диссоциация слабых электролитов записывается *обязательно* в обратимой форме:



Многоосновные кислоты и многокислотные основания диссоциируют ступенчато (и по каждой ступени - обратимо!):



Диссоциация по каждой последующей ступени намного слабее, чем по предыдущей.

## Факторы, влияющие на степень диссоциации

### 1. Природа вещества.

Это прежде всего тип химической связи в веществе. Чем выше полярность связи, тем выше степень диссоциации.

### 2. Природа растворителя.

Чем более полярен растворитель, тем выше степень диссоциации растворённого вещества (чем больше величина диполя молекул растворителя, тем легче им растащить молекулу растворённого вещества на ионы).

### 3. Концентрация вещества.

Увеличение содержания растворённого вещества в растворе приводит к уменьшению степени его диссоциации, так как молекула растворённого вещества будет взаимодействовать с меньшим количеством молекул растворителя.

Именно поэтому серная кислота в разбавленных растворах реагирует с металлами за счет ионов  $H^+$ , выделяя водород. А в концентрированных растворах диссоциация кислоты подавлена, ионов  $H^+$  нет, и с металлами реагирует молекула  $H_2SO_4$  за счет  $S^{+6}$ . При этом выделяется не водород, а продукты восстановления  $S^{+6}$  ( $SO_2$ ,  $S$ ,  $H_2S$ ).

### 4. Температура.

При повышении температуры степень диссоциации увеличивается, потому что: а) увеличиваются колебания атомов в молекуле и связь между ними ослабевает; б) увеличивается скорость движения молекул растворителя и их кинетическая энергия.

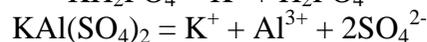
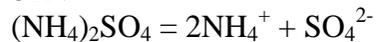
## Кислоты, основания, соли и реакции между ними

В свете теории электролитической диссоциации:

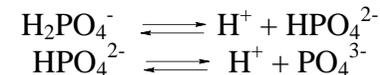
**Кислоты** – это электролиты, которые образуют при диссоциации катионы только одного типа: ионы водорода.

**Основания** – это электролиты, которые образуют при диссоциации анионы только одного типа: гидроксид-ионы.

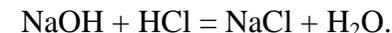
**Соли** – это электролиты, которые в водных растворах диссоциируют с образованием катионов, отличных от ионов  $H^+$ , и анионов, отличных от  $OH^-$ .



Соли диссоциируют нацело на те ионы, из которых состоит их кристаллическая решетка. Далее возможна обратимая диссоциация сложного катиона основной соли или сложного аниона кислой соли:



Так как сильные электролиты находятся в растворах в виде ионов, то и реакции протекают между ионами. Запишем уравнение реакции нейтрализации:



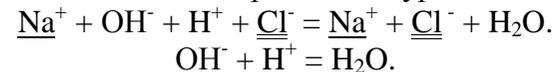
$NaOH$  – сильное основание. Значит, в растворе находятся ионы  $Na^+$  и  $OH^-$ .  $HCl$  – сильная кислота. Значит, в растворе находятся ионы  $H^+$  и  $Cl^-$ .  $NaCl$  – соль, значит, сильный электролит, также состоящий из ионов. И только вода – неэлектролит. Запишем реакцию с учетом реальных частиц, находящихся в растворе:



Это – **полное ионное уравнение** химической реакции. При записи ионных уравнений следует поступать так:

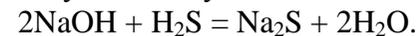
- 1) Сильные растворимые электролиты записываются в виде ионов.
- 2) Слабые электролиты и неэлектролиты записываются в молекулярном виде.
- 3) Нерастворимые соли записываются в «молекулярном» виде, символизирующем кристаллическую решетку (в растворе ионов нет).

В левой и правой части нашего уравнения присутствуют одинаковые частицы. Это означает, что можно «привести подобные слагаемые», как в обычном алгебраическом уравнении:



Это – **сокращенное ионное уравнение**. Оно означает смысл происходящего процесса. Какую бы сильную кислоту и какое бы сильное основание мы ни взяли, процесс один и тот же.

А если взять слабую кислоту?

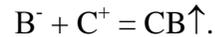
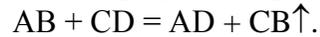


Здесь сокращенное ионное уравнение получилось другим, и смысл процесса другой – не взаимодействие  $H^+$  с  $OH^-$ , а взаимодействие молекул сероводорода с  $OH^-$ .

## Реакции ионного обмена

Какие условия необходимы, чтобы реакция шла?

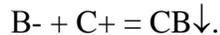
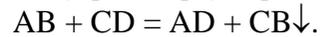
1. Выделение газа в результате реакции



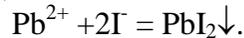
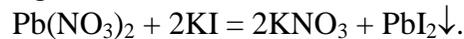
Например, мрамор с соляной кислотой:



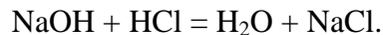
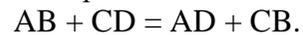
2. Образование (в растворе) нерастворимого вещества



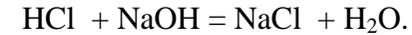
Например:



3. Образование неэлектролита или слабого электролита

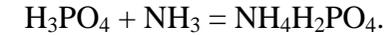


Например, поваренная соль NaCl:



**Кислые соли** – соли, которые образуются при неполной нейтрализации кислоты основанием (замещаются не все катионы водорода на катионы металла или более сложные). Соли этого типа могут быть образованы только многоосновными кислотами.

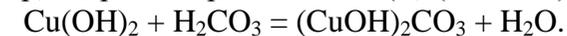
Например, дигидрофосфат аммония  $NH_4H_2PO_4$ :



Названия кислых анионов образуются путем прибавления приставки гидро-, если в анионе остался один атом H, способный замещаться; дигидро-, если осталось 2 атома H, и т.д.

**Основные соли** – соли, которые являются продуктом неполной нейтрализации основания кислотой (замещаются не все гидроксогруппы основания на анионы кислотных остатков). Такие соли могут быть образованы только многокислотными основаниями.

Например, гидрокарбонат меди (II) (малахит):

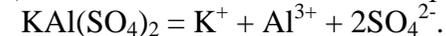


Названия основных катионов образуются путем прибавления приставки гидрокси-, если в катионе осталась одна гидроксогруппа, дигидрокси-, если осталось 2 гидроксогруппы, и т.д.

**Двойные соли** – соли, в состав которых входят анионы только одного вида и разные катионы.

В названиях двойных солей перечисляются все катионы: например,  $KAl(SO_4)_2$  – сульфат калия-алюминия.

Двойные соли нацело диссоциируют на катионы и анионы:



Широко распространены *квасцы* – двойные сульфаты однозарядного и трехзарядного катионов с 12-ю молекулами воды:  $M^I M^{III}(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ . Квасцы образуют кристаллы красивой октаэдрической формы.



**Смешанные соли** – соли, в состав которых входят катионы одного вида и анионы разных кислот.

В названиях смешанных солей перечисляются все анионы: например, хлорная известь  $CaCl(OCl)$  – хлорид-гипохлорит кальция.

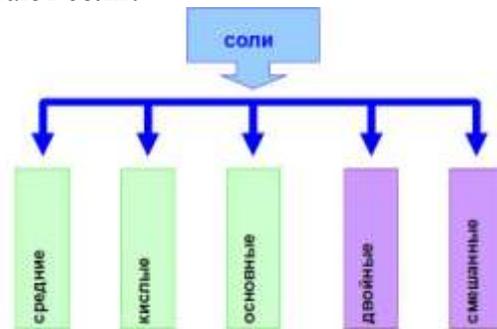
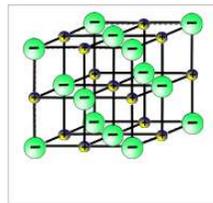
Смешанные соли нацело диссоциируют на катионы и анионы:



## Соли

Все соли – твердые вещества с ионной кристаллической решеткой.

Какие бывают соли?

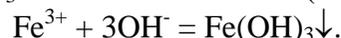
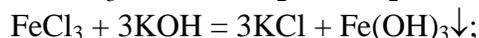
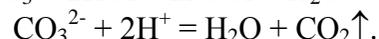
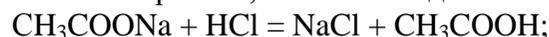


**Средние соли** – соли, которые образуются в результате полной нейтрализации кислоты основанием (при замещении всех катионов водорода на катионы металла или более сложные).

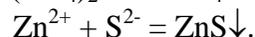
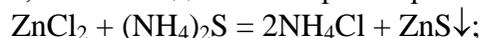
## Химические свойства солей

### 1. Реакции ионного обмена

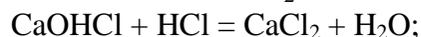
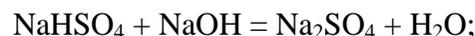
- взаимодействие с кислотами и основаниями протекает при условии образования слабого электролита, газа или осадка:



- взаимодействие с другими солями протекает при условии образования осадка, если исходные соли растворимы:



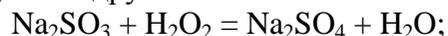
- кислые и основные соли могут участвовать в кислотно-основном взаимодействии:



### 2. Окислительно-восстановительные реакции

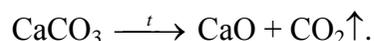
- Взаимодействие с металлами, стоящими в электрохимическом ряду напряжений левее металла, катион которого входит в состав соли

- Если элемент, входящий в состав катиона или аниона соли, может находиться в нескольких СтОк, то, используя подходящий окислитель или восстановитель, можно перейти от одной соли к другой, в которой этот элемент находится в другой СтОк:



### 3. Термическое разложение солей

- карбонатов и сульфитов (за исключением карбонатов и сульфитов щелочных металлов):



Образуется оксид металла и углекислый или сернистый газ.

- гидрокарбонатов и гидросульфитов:



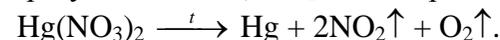
Образуется средняя соль, углекислый или сернистый газ и вода.

- нитратов (за исключением нитратов щелочных металлов):

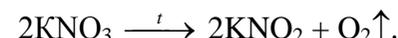


Образуется оксид,  $\text{NO}_2$  и кислород.

При разложении нитратов металлов, стоящих в электрохимическом ряду напряжений металлов правее ртути (включительно) образуется металл,  $\text{NO}_2$  и кислород:



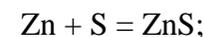
Нитраты щелочных металлов при очень высокой температуре разлагаются до нитритов:



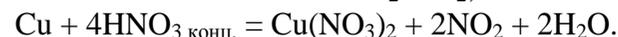
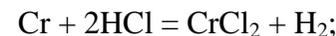
## Способы получения солей

### 1. Окислительно-восстановительные реакции:

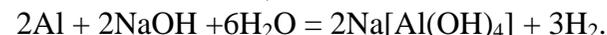
- Взаимодействие металлов с неметаллами дает соли бескислородных кислот:



- Взаимодействие металлов с кислотами:



- Взаимодействие металлов со щелочами:

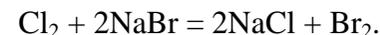


При этом образуются соли с комплексными анионами.

- Взаимодействие металлов с солями других металлов, стоящих правее в электрохимическом ряду напряжений металлов.

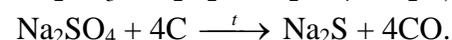
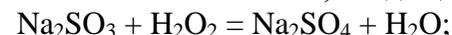
- Взаимодействие неметаллов со щелочами.

- Взаимодействие более активных неметаллов с солями менее активных неметаллов:



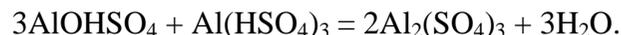
В этом случае более электроотрицательный неметалл (хлор) вытесняет менее электроотрицательный (бром).

- Окисление или восстановление элемента, входящего в состав соли:



## 2. Кислотно-основное взаимодействие

- Взаимодействие двух оксидов (кислотного с основным, кислотного с амфотерным, основного с амфотерным)
- Взаимодействие кислоты с основанием, амфотерным гидроксидом или основной солью
- Взаимодействие основания с амфотерным гидроксидом или кислой солью
- Растворение или сплавление кислотного или амфотерного оксида с основанием, основного или амфотерного оксида с кислотой
- Взаимодействие кислых и основных солей:



## 3. Реакции ионного обмена

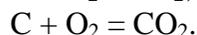
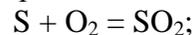
## 4. Термическое разложение солей

## Смеси двух компонентов

Если в задаче идет речь о смеси веществ, которая вступает с чем-нибудь взаимодействие, в первую очередь следует уяснить, какие именно компоненты вступают во взаимодействие, и написать уравнения реакций. Часто в химическое взаимодействие вступает только один из компонентов смеси.

Если в реакцию вступают оба компонента смеси, то, как правило, для решения такой задачи требуется система из 2 уравнений. Чтобы ее составить, количества (не массы или объемы!) компонентов принимают за  $x$  и  $y$  и выражают через них количества (не массы или объемы!) продуктов.

*При сжигании в кислороде 5,6 г смеси серы и углерода была получена смесь оксида серы (IV) и оксида углерода (IV) массой 15,2 г. Вычислите массы серы и углерода в исходной смеси.*



Пусть количество серы  $x$  моль, количество углерода  $y$  моль. Тогда, согласно уравнениям реакций, количество оксида серы  $x$  моль, количество оксида углерода  $y$  моль.

Нам дана масса исходной смеси. Выразим ее через количества серы и углерода и составим первое уравнение:

$$m(\text{исходной смеси}) = 5,6 \text{ г} = m(\text{S}) + m(\text{C}) = \\ v(\text{S}) \cdot M(\text{S}) + v(\text{C}) \cdot M(\text{C}) = 32x + 12y.$$

Нам дана масса конечной смеси. Выразим ее через количества оксидов серы и углерода и составим второе уравнение:

$$m(\text{конечной смеси}) = 15,2 \text{ г} = m(\text{SO}_2) + m(\text{CO}_2) = \\ v(\text{SO}_2) \cdot M(\text{SO}_2) + v(\text{CO}_2) \cdot M(\text{CO}_2) = 64x + 44y.$$

Итак, система уравнений:

$$32x + 12y = 5,6$$

$$64x + 44y = 15,2$$

Решая ее, находим:  $x = 0,1$  моль,  $y = 0,2$  моль.

Найдем массы серы и углерода:

$$m(\text{S}) = v(\text{S}) \cdot M(\text{S}) = 0,1 \cdot 32 = \mathbf{3,2 \text{ г}};$$

$$m(\text{C}) = v(\text{C}) \cdot M(\text{C}) = 0,2 \cdot 12 = \mathbf{2,4 \text{ г}}.$$

Проверим. Суммарная масса смеси должна равняться 5,6 г:

$$m(\text{исходной смеси}) = m(\text{S}) + m(\text{C}) = 3,2 + 2,4 = 5,6.$$

Верно.