

*Аммиак — бесцветный газ, с резким характерным запахом, хорошо растворим в воде.*

*Аммиак окисляется кислородом, проявляя при этом восстановительные свойства.*

*Аммиак вступает в реакции соединения с водой и кислотами.*



### Вопросы и задания

1. Перечислите физические свойства аммиака.
2. С какими веществами аммиак вступает в реакции соединения?
3. Какими свойствами обладает раствор аммиака в воде?
4. Как объяснить хорошую растворимость аммиака в воде?
5. В сосуд с парами аммиака вносят кусочек бумаги, смоченный раствором индикатора: а) лакмуса, б) метилоранжа, в) фенолфталеина. Как изменится окраска бумаги в каждом случае?
6. В воде объемом 24,9 см<sup>3</sup> растворен аммиак объемом 6,72 дм<sup>3</sup> (н. у.). Определите массовую долю NH<sub>3</sub> в полученном растворе.
7. Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
  - а) NH<sub>3</sub> → NH<sub>4</sub>Cl → NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub> → NH<sub>3</sub>;
  - б) NH<sub>3</sub> → (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> → NH<sub>4</sub>Cl → NH<sub>3</sub>.
8. Вычислите массу соли, которая образовалась при взаимодействии хлороводорода массой 7,3 г с аммиаком объемом 5,6 дм<sup>3</sup> (н. у.).

### Готовимся к олимпиадам

Рассчитайте химическое количество и объем (н. у.) аммиака, необходимого для полной нейтрализации серной кислоты в ее водном растворе массой 120 г, если  $w(\text{H}_2\text{SO}_4) = 20\%$ .

## § 25. Азотная кислота

Азотная кислота HNO<sub>3</sub> была открыта алхимиками в раннее Средневековье. В XVII в. немецкий химик Иоганн Рудольф Глаубер получил концентрированную азотную кислоту при взаимодействии серной кислоты с нитратом калия (калиевой селитрой). Метод Глаубера применялся до начала XX в. В настоящее время в промышленности азотную кислоту в больших масштабах получают, используя в качестве исходного вещества аммиак.

Рис. 73. Модель молекулы азотной кислоты



Модель молекулы азотной кислоты представлена на рисунке 73.

### Физические свойства азотной кислоты

Азотная кислота  $\text{HNO}_3$  — бесцветная жидкость с резким удушливым запахом, хорошо растворяется в воде, смешивается с ней в любых соотношениях. Пары азотной кислоты токсичны, поэтому обращаться с ней надо с осторожностью.

Азотная кислота — сильный электролит, в водном растворе практически полностью диссоциирует на ионы:



Присутствие в разбавленном водном растворе  $\text{HNO}_3$  ионов водорода можно обнаружить по изменению окраски индикатора: лакмус окрашивается в красный цвет (рис. 74).



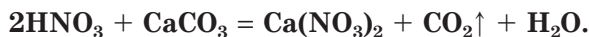
Рис. 74. Изменение окраски индикатора в растворе азотной кислоты

### Химические свойства азотной кислоты

Подобно другим кислотам, азотная кислота вступает в реакции с основными оксидами и основаниями. При этом образуются соли азотной кислоты — **нитраты**:



Азотная кислота как сильная кислота взаимодействует с солями более слабых кислот. На рисунке 75 показано растворение раковины моллюска, состоящей в основном из карбоната кальция, под действием азотной кислоты с выделением углекислого газа:



Азотная кислота проявляет **окислительные** свойства по отношению к *металлам*, но в отличие от других кислот реагирует с большинством



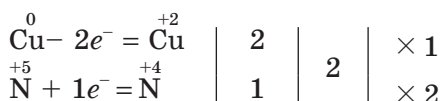
Рис. 75. Растворение раковины азотной кислотой



Рис. 76. Взаимодействие меди с концентрированной азотной кислотой

металлов, кроме благородных. При этом **водород обычно не выделяется**.

Продуктами взаимодействия азотной кислоты с металлами являются нитраты металлов и соединения азота со степенью окисления атомов меньшей, чем в азотной кислоте. Например, если поместить в колбу обрезки медной проволоки и осторожно (в вытяжном шкафу!) прилить к ним концентрированную азотную кислоту, то сразу начнет выделяться «бурый газ» — оксид азота(IV) (рис. 76):



Один объем азотной и три объема соляной кислоты образуют смесь, называемую *царской водкой*. Она способна растворять даже «царя металлов» — золото.

Азотная кислота способна окислять и другие вещества, как неорганические, так и органические. Поэтому с азотной кислотой надо обращаться крайне осторожно: не проливать, не допускать попадания на кожу (азотная кислота реагирует с белками, вследствие чего на коже образуются желтые пятна), на одежду (разрушаются шерсть и натуральный шелк).

*Азотная кислота — бесцветная жидкость, с резким удушливым запахом, хорошо растворима в воде.*

*Азотная кислота вступает в реакции с основными оксидами, основаниями и солями.*

*Азотная кислота проявляет окислительные свойства при взаимодействии с металлами.*



### Вопросы и задания

1. Вещество, полученное при взаимодействии калиевой селитры с серной кислотой, алхимик Глаубер назвал «спиритус нутри» — «дух селитры». Каково современное название этого вещества? Напишите уравнение реакции его получения.

2. Перечислите физические свойства азотной кислоты.
3. Как изменяется в водном растворе азотной кислоты окраска индикаторов: а) фенолфталеина, б) лакмуса, в) метилового оранжевого? О чем свидетельствует такое изменение окраски?
4. Приведите примеры реакций обмена с участием азотной кислоты. Составьте соответствующие химические уравнения.
5. Рассчитайте массы азотной кислоты и воды, которые необходимо взять для приготовления раствора массой 800 г с массовой долей кислоты, равной 0,05. Определите молярную концентрацию кислоты в полученном растворе, если его плотность равна 1 г/см<sup>3</sup>.
6. Рассчитайте объем (н. у.) углекислого газа, который выделится в результате реакции азотной кислоты химическим количеством 3 моль с карбонатом кальция.
7. Определите массу раствора с массовой долей азотной кислоты, равной 62 %, необходимого для полного растворения меди массой 64 г.
8. Напишите уравнения реакций, в результате которых можно осуществить следующие превращения: азотная кислота → нитрат меди(II) → медь → оксид меди(II) → хлорид меди(II).

### Готовимся к олимпиадам

На нейтрализацию гидроксида калия массой 48 г затрачен раствор азотной кислоты объемом 500 см<sup>3</sup> с плотностью, равной 1 г/см<sup>3</sup>. Рассчитайте массовую долю и молярную концентрацию азотной кислоты в указанном растворе.

## § 26. Нитраты. Применение азотной кислоты и нитратов

**Азотная кислота** — одноосновная кислота, образующая соли **нитраты**.

### Нитраты

Из предыдущего параграфа вы уже знаете, что нитраты образуются при взаимодействии азотной кислоты с различными химическими веществами: металлами, оксидами и гидроксидами металлов, солями слабых кислот.

При обычных условиях нитраты — твердые кристаллические вещества. Все они хорошо растворимы в воде.

Нитраты являются сильными электролитами. При диссоциации этих солей в качестве катионов образуются ионы металлов (или аммония), а в качестве анионов — нитрат-ионы:

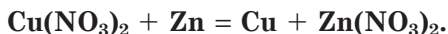


Нитраты щелочных, щёлочноземельных металлов и аммония называют **селитрами**. Например,  $\text{KNO}_3$  — *калийная селитра*,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  —

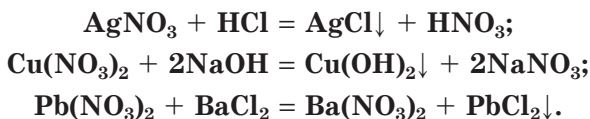
аммиачная селитра,  $\text{NaNO}_3$  — натриевая селитра,  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  — кальциевая селитра. Это связано с тем, что селитры используются в качестве удобрений.

В больших количествах нитраты ядовиты.

Нитраты участвуют во всех обменных реакциях, характерных для солей. Они взаимодействуют с металлами, при этом более активный металл вытесняет менее активные из растворов их солей:



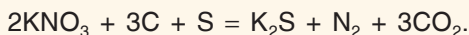
Реакции с кислотами, щелочами и солями протекают, если в результате образуются нерастворимые соединения, а нитрат-ионы остаются в растворе, например:



Все нитраты термически неустойчивы. При нагревании они разлагаются с образованием кислорода. Подробнее с этими реакциями вы познакомитесь в курсе химии 11-го класса.



В твердом виде все нитраты — сильные окислители, входящие в состав пиротехнических смесей. Самая известная — *черный порох* — представляет собой смесь калийной селитры, углерода и серы:



Черный порох появился в Китае в середине XI в. и применялся для «огненных копий» и фейерверков. В Европу попал лишь в XIII в. В 1650 г. белорус Казимир Семенович издал трактат «Великое искусство артиллерии, часть первая», в котором целый раздел посвятил изготовлению черного пороха (см. рис.). Книга была переведена на многие европейские языки, и чуть ли не два столетия оставалась самой популярной научной работой по артиллерии. В свое время по книге Казимира Семеновича учились Ньютон, российский император Петр I и французский император Наполеон I. Основоположник российской космонавтики К. Э. Циолковский ссылался в некоторых своих работах на труды Казимира Семеновича.



### Применение азотной кислоты и нитратов

Азотная кислота широко используется для получения минеральных удобрений, лекарственных препаратов, взрывчатых веществ и ракетного топлива, полимерных материалов, красителей и т. п.

Очень широка и область применения нитратов. Они используются в качестве удобрений, как окислители — в пиротехнических смесях, для производства стекла.

Нитрат серебра(I)  $\text{AgNO}_3$  (ляпис) применяют как противомикробное и противовоспалительное средство.



Нитраты используются для обработки и консервирования пищевых продуктов. Так нитрат натрия  $\text{NaNO}_3$  в строго определенном количестве добавляют в мясо при изготовлении колбас. Он восстанавливается микроорганизмами до нитрита натрия  $\text{NaNO}_2$ , который препятствует окислению мяса и способствует сохранению розового цвета мясных изделий. Присутствие нитритов в колбасе необходимо еще и по другой причине: они предотвращают развитие микроорганизмов, выделяющих ядовитые вещества.

*Соли азотной кислоты называются нитратами.*

*Нитраты — твердые кристаллические вещества, хорошо растворимые в воде.*

*Нитраты участвуют во всех обменных реакциях, характерных для солей.*

*Азотная кислота и нитраты находят широкое практическое применение.*



### Вопросы и задания

1. Перечислите физические свойства нитратов.
2. Какие ионы образуются при диссоциации солей азотной кислоты в воде?
3. Запишите формулы калийной, кальциевой и натриевой селитр. Рассчитайте массовую долю азота в каждом из указанных веществ.
4. Запишите уравнения реакций получения солей азотной кислоты при ее взаимодействии с: а) оксидами металлов, б) гидроксидами металлов, в) солями. Укажите условия протекания этих реакций.
5. В раствор нитрата серебра(I) была опущена пластинка цинка. Через некоторое время масса пластинки изменилась. Объясните почему.
6. Азотная кислота и ее растворы используются в ювелирном деле для определения состава сплавов из драгоценных металлов (т. е. их пробы).

Так, для установления 375 пробы золота используют раствор с массовой долей азотной кислоты, равной 59,5 % (плотность раствора 1,4 г/см<sup>3</sup>). Определите молярную концентрацию кислоты в указанном растворе.

7. В качестве противовоспалительного средства при хроническом гастрите и язве желудка пациентам назначают 0,06 %-й раствор AgNO<sub>3</sub>. Рассчитайте массу и химическое количество нитрата серебра(I), необходимого для приготовления такого раствора объемом 500 см<sup>3</sup> с плотностью 1 г/см<sup>3</sup>.
8. Пользуясь текстом параграфа и информацией из Интернета, составьте схемы применения: а) азотной кислоты, б) нитратов. По составленным схемам подготовьте рассказ о применении этих веществ.

## § 27. Фосфор — химический элемент и простое вещество

В периодической системе химических элементов неметалл **фосфор Р** расположен в третьем периоде в VA-группе. Рассмотрим свойства этого химического элемента и образуемых им простых веществ более подробно.

### Фосфор в природе

Из-за высокой химической активности фосфор в природе в свободном виде не встречается. В почве и в горных породах он содержится в виде солей фосфорной кислоты — **фосфатов**. Так, фосфат кальция Ca<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> является основным компонентом минерала апатита (рис. 77). В виде соединений фосфор входит в состав костной, мышечной и нервной тканей человека и животных. В организме взрослого человека содержится около 0,75 кг этого элемента. Много соединений фосфора в нервных клетках, что позволило известному геохимику А. Е. Ферсману назвать фосфор «элементом мысли». В костях человека и позвоночных животных большое



количество фосфора содержится именно в виде фосфата кальция. Растениям фосфор необходим для формирования и развития семян и плодов.

Фосфор поступает в организмы человека и животных с растительной пищей и продуктами питания. Растения, в свою очередь, усваивают фосфор из

Рис. 77. Апатит



## § 39. Понятие о выходе продукта химической реакции

На практике при проведении химических реакций обычно получается несколько меньшее количество продукта, чем рассчитанное теоретически в соответствии с уравнением реакции. Это может происходить по нескольким причинам.

Многие химические реакции обратимы, т. е. протекают не до конца. Потери веществ могут быть также обусловлены их испарением, частичным растворением (ведь абсолютно нерастворимых веществ нет), потерями при упаривании или фильтровании растворов и т. п. Немаловажное значение имеет оборудование, с помощью которого осуществляется химическая реакция. Негерметичность оборудования, в котором проходят химические процессы, всегда приводит к потерям газообразных веществ. И наконец, часть веществ может не вступить в реакцию или образовать при взаимодействии побочные продукты.

Для оценки полноты протекания процесса пользуются понятием **выход продукта химической реакции**. Оно подобно понятию «коэффициент полезного действия», которое применяется в физике для характеристики процессов преобразования и использования энергии, работы различных двигателей и механизмов.

Выход продукта химической реакции обозначается буквой греческого алфавита  $\eta$  (*эта*). Он представляет собой величину, равную отношению реально полученной, т. е. *практической массы вещества* ( $m_{\text{практ}}$ ) к массе этого вещества, рассчитанной по уравнению реакции, т. е. к его *теоретической массе* ( $m_{\text{теор}}$ ):

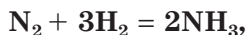
$$\eta = \frac{m_{\text{практ}}}{m_{\text{теор}}}.$$

Выход продукта химической реакции — безразмерная величина, например:  $\eta(\text{CaO}) = 0,75$ , или 75 %.

Поскольку масса вещества пропорциональна его химическому количеству, то выход продукта реакции можно определять и как отношение соответствующих химических количеств вещества или объемов (для газов):

$$\eta = \frac{m_{\text{практ}}}{m_{\text{теор}}}, \quad \eta = \frac{V_{\text{практ}}}{V_{\text{теор}}}.$$

Например, если известно, что в реакции синтеза аммиака





выход продукта составляет 0,75 ( $\eta = 0,75$ , или 75 %), то это означает, что из азота массой 28 г (объемом 22,4 дм<sup>3</sup>, химическим количеством 1 моль) мы получим аммиак массой не 34 г (объемом 44,8 дм<sup>3</sup>, химическим количеством 2 моль), а массой 34 г · 0,75 = 25,5 г (объемом 33,6 дм<sup>3</sup>, химическим количеством 1,5 моль).

Таким образом, **выход продукта реакции** — это величина, равная отношению реально полученной массы (химического количества, объема) вещества к массе (химическому количеству, объему) этого вещества, рассчитанной по уравнению реакции.

Величина выхода продукта реакции не может превышать 100 %. Если выход равен 100 %, то говорят, что реакция протекает *количественно*. В этом случае

$$m_{\text{практ}} = m_{\text{теор}}; \quad n_{\text{практ}} = n_{\text{теор}}; \quad V_{\text{практ}} = V_{\text{теор}}.$$

Кроме выражения «выход продукта химической реакции», часто используют и более краткие формы этого понятия: «выход продукта», «выход реакции», «реакция протекает с 90 %-м выходом».

На практике часто приходится рассчитывать химическое количество, массу или объем продукта реакции, если его выход отличается от 100 %, или, наоборот, определять выход продукта реакции. Рассмотрим типы расчетов с использованием этого понятия.

**Тип 1. Даны массы (объемы, химические количества) исходного вещества и продукта реакции. Требуется определить выход продукта реакции.**

*Пример. При прокаливании гидроксида алюминия  $Al(OH)_3$  массой 93,6 г получен оксид алюминия  $Al_2O_3$  массой 52,02 г. Определите выход продукта реакции.*

Дано:

$$m(Al(OH)_3) = 93,6 \text{ г}$$

$$m_{\text{практ}}(Al_2O_3) = 52,02 \text{ г}$$

$$\eta(Al_2O_3) = ?$$

Решение

1. Определяем молярные массы гидроксида и оксида алюминия:

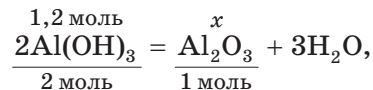
$$M(Al(OH)_3) = 27 + 3 \cdot 16 + 3 \cdot 1 = 78 \text{ (г/моль)}.$$

$$M(Al_2O_3) = 2 \cdot 27 + 3 \cdot 16 = 102 \text{ (г/моль)}.$$

2. Находим химические количества гидроксида и оксида алюминия:

$$n(Al(OH)_3) = \frac{93,6 \text{ г}}{78 \text{ г/моль}} = 1,2 \text{ моль}; \quad n(Al_2O_3) = \frac{52,02 \text{ г}}{102 \text{ г/моль}} = 0,51 \text{ моль}.$$

3. Записываем уравнение реакции разложения гидроксида алюминия и производим расчет теоретического химического количества ( $x$ ) и теоретической массы полученного оксида алюминия:



откуда получим:  $x = 0,6$  моль. Это —  $n_{\text{теор}}(\text{Al}_2\text{O}_3)$ .

Тогда теоретическая масса оксида алюминия составит:

$$m_{\text{теор}}(\text{Al}_2\text{O}_3) = n_{\text{теор}}(\text{Al}_2\text{O}_3) \cdot M(\text{Al}_2\text{O}_3) = 0,6 \text{ моль} \cdot 102 \text{ г/моль} = 61,2 \text{ г}.$$

4. Определяем выход продукта реакции (двумя способами):

$$\text{а) } \eta(\text{Al}_2\text{O}_3) = \frac{m_{\text{практ}}(\text{Al}_2\text{O}_3)}{m_{\text{теор}}(\text{Al}_2\text{O}_3)} = \frac{52,02 \text{ г}}{61,2 \text{ г}} = 0,85, \text{ или } 85 \%.$$

$$\text{б) } \eta(\text{Al}_2\text{O}_3) = \frac{n_{\text{практ}}(\text{Al}_2\text{O}_3)}{n_{\text{теор}}(\text{Al}_2\text{O}_3)} = \frac{0,51 \text{ моль}}{0,6 \text{ моль}} = 0,85, \text{ или } 85 \%.$$

Ответ: выход продукта реакции равен 85 %.

**Тип 2.** Даны масса (объем, химическое количество) исходного вещества и выход продукта реакции. Требуется определить массу (объем, химическое количество) продукта реакции.

*Пример.* Рассчитайте массу нитрата аммония  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ , который может быть получен из аммиака объемом  $4,48 \text{ м}^3$  (н. у.) и необходимого количества азотной кислоты, если выход продукта составляет 90 %?

Дано:

$$V(\text{NH}_3) = 4,48 \text{ м}^3 = 4480 \text{ дм}^3$$

$$\eta(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 90 \%$$

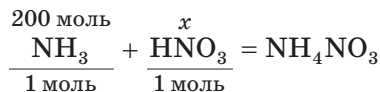
$$m_{\text{практ}}(\text{NH}_4\text{NO}_3) = ?$$

Решение

1. Найдем химическое количество аммиака:

$$\begin{aligned} n(\text{NH}_3) &= \frac{V(\text{NH}_3)}{V_m} = \\ &= \frac{4480 \text{ дм}^3}{22,4 \text{ дм}^3/\text{моль}} = 200 \text{ моль}. \end{aligned}$$

2. Составим уравнение реакции и рассчитаем теоретическое химическое количество  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ :



$$x = \frac{200 \cdot 1}{1} = 200 \text{ моль } \text{NH}_4\text{NO}_3. \text{ Это — } n_{\text{теор}}(\text{NH}_4\text{NO}_3).$$

3. Находим теоретическую массу  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ :

$$M(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 2 \cdot 14 + 4 \cdot 1 + 3 \cdot 32 = 80 \text{ (г/моль)}.$$

$$\begin{aligned} m_{\text{теор}}(\text{NH}_4\text{NO}_3) &= n_{\text{теор}}(\text{NH}_4\text{NO}_3) \cdot M(\text{NH}_4\text{NO}_3) = \\ &= 200 \text{ моль} \cdot 80 \text{ г/моль} = 16\,000 \text{ г}. \end{aligned}$$

4. Из формулы для определения выхода продукта реакции выражаем  $m_{\text{практ}}$  и производим расчет:

$$\eta = \frac{m_{\text{практ}}}{m_{\text{теор}}}, \text{ откуда } m_{\text{практ}} = \eta \cdot m_{\text{теор}} = 0,9 \cdot 16\,000 \text{ г} = 14\,400 \text{ г} = 14,4 \text{ кг}.$$

Ответ: практическая масса нитрата аммония равна 14,4 кг.

**Тип 3. Даны масса (объем, химическое количество) продукта и выход продукта. Требуется определить массу (объем, химическое количество) исходного вещества.**

*Пример. Определите объем (н. у.) водорода, который понадобится для получения аммиака объемом 13,44 м<sup>3</sup> (н. у.), если его практический выход равен 20 %.*

Дано:

$$V_{\text{практ}}(\text{NH}_3) = 13,44 \text{ м}^3$$

$$\eta(\text{NH}_3) = 20 \% = 0,2$$

$$V(\text{H}_2) = ?$$

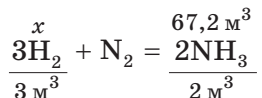
Решение

1. Рассчитаем теоретический объем аммиака:

$$\eta = \frac{V_{\text{практ}}}{V_{\text{теор}}}; \text{ откуда } V_{\text{теор}} = \frac{V_{\text{практ}}}{\eta};$$

$$\begin{aligned} V_{\text{теор}}(\text{NH}_3) &= \frac{V_{\text{практ}}(\text{NH}_3)}{\eta} = \\ &= \frac{13,44 \text{ м}^3}{0,2} = 67,2 \text{ м}^3. \end{aligned}$$

2. Составим уравнение реакции синтеза аммиака и рассчитаем объем (x) водорода:



$$x = \frac{3 \cdot 67,2}{2} = 100,8 \text{ м}^3. \text{ Это — } V(\text{H}_2).$$

Ответ: для синтеза аммиака потребуется водород объемом 100,8 м<sup>3</sup>.

*Выход продукта реакции — это величина, равная отношению реально полученной в результате реакции массы (химического количества, объема) вещества к массе (химическому количеству, объему) этого вещества, рассчитанной по уравнению реакции.*



### Вопросы и задания

1. Почему на практике обычно получается меньшее количество продукта, чем рассчитанное теоретически по уравнению реакции?
2. Как рассчитывают выход продукта химической реакции?
3. При окислении оксида серы(IV) объемом (н. у.)  $17,92 \text{ дм}^3$  образовался оксид серы(VI) массой 60 г. Определите выход продукта реакции в процентах.
4. При сплавлении оксида кремния(IV) с карбонатом натрия химическим количеством 5 моль получили силикат натрия и углекислый газ объемом (н. у.)  $89,6 \text{ дм}^3$ . Определите выход углекислого газа.
5. Найдите объем (н. у.) аммиака, необходимый для получения сульфата аммония массой 26,4 г, если его выход равен 80 %.
6. Рассчитайте объем (н. у.) воздуха, который необходим для получения оксида серы(IV) объемом (н. у.)  $85,12 \text{ дм}^3$  из природной серы, если выход  $\text{SO}_2$  составляет 90 %.
7. При взаимодействии оксида кремния(IV) с оксидом кальция получили силикат кальция массой 200 кг, что составило 93 % от теоретически возможного. Определите химическое количество оксида кальция, вступившего в реакцию.
8. Известняк состоит из карбоната кальция и примесей, массовая доля которых равна 15 %. Рассчитайте массу известняка, при прокаливании которого выделится углекислый газ объемом  $80 \text{ дм}^3$  (н. у.), если его выход равен 90 %.