

§ 24. Аммиак

Одним из важнейших соединений азота является **аммиак** NH_3 , в котором степень окисления азота равна -3 . Графическая формула молекулы представлена на рисунке 67.

Молекула аммиака имеет форму пирамиды (рис. 68).

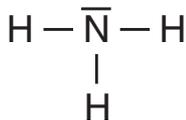


Рис. 67. Графическая формула молекулы аммиака

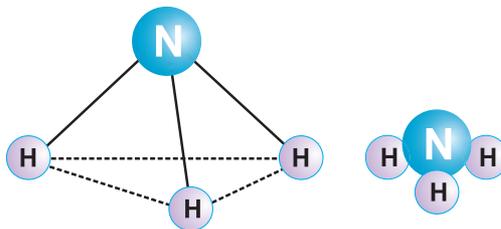


Рис. 68. Модель молекулы аммиака

Химические связи между атомом азота и атомами водорода в молекуле NH_3 являются ковалентными полярными, общие электронные пары сильно смещены к атому азота. Молекула аммиака полярна и является диполем.



Аммиак (в европейских языках его название звучит как «аммиак») своим названием обязан оазису Аммона, расположенному в Северной Африке, на перекрестке караванных путей. Мочевина $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$, содержащаяся в моче животных, в жарком климате разлагается особенно быстро. Одним из продуктов разложения и является аммиак.

Физические свойства аммиака

Аммиак — бесцветный газ, с резким характерным запахом, ядовит. Он хорошо растворим в воде. В одном объеме воды при комнатной температуре растворяется около 700 объемов аммиака.

Водный раствор с массовой долей аммиака, равной 3 %, в быту называется *нашатырным спиртом*, под таким же названием он продается в аптеке. В технике водный раствор с массовой долей аммиака, равной 25 %, называют *аммиачной водой*.



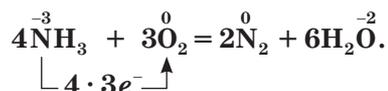
Медики используют водные растворы аммиака (нашатырный спирт) в повседневной практике: ватка, смоченная в нашатырном спирте, выводит человека из обморочного состояния, не причиняя вреда.

При увеличении давления или охлаждении аммиак легко сжижается. Жидкий аммиак при испарении поглощает много теплоты, поэтому его применяют в холодильных установках, а также для получения искусственного льда в спортивных сооружениях.

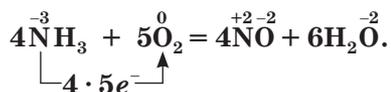
Химические свойства аммиака

Для аммиака характерны реакции окисления и соединения.

Степень окисления атома азота в аммиаке равна -3 , поэтому аммиак проявляет **восстановительные свойства**, окисляясь кислородом и другими окислителями. Реакция горения аммиака в кислороде описывается уравнением:



В присутствии катализатора (платины) аммиак реагирует с кислородом с образованием оксида азота(II) NO :



Эта реакция лежит в основе промышленного способа получения азотной кислоты. Подробнее этот процесс вы изучите в 11-м классе.

Запомните!

**Смеси аммиака с кислородом
или воздухом могут взрываться
при нагревании, поэтому они опасны**

С водой и кислотами аммиак вступает в **реакции соединения**. Колбу, заполненную аммиаком и закрытую пробкой со вставленной в нее трубочкой, опустим в воду, к которой добавлено несколько капель фенолфталеина (рис. 69). Внутри колбы начнет бить малиновый «фонтан». При растворении аммиака в воде происходит химическая реакция с образованием *гидрата аммиака* $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$,



Рис. 69. Растворение аммиака в воде

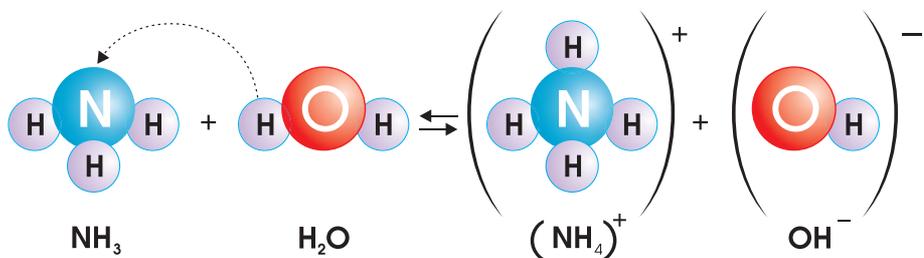


Рис. 70. Схема реакции аммиака с водой

который частично диссоциирует на катионы аммония NH_4^+ и гидроксид-ионы OH^- (рис. 70):



Раствор аммиака в воде (*аммиачная вода*) за счет присутствия в нем гидроксид-ионов обладает свойствами слабого основания, поэтому в опыте, иллюстрирующем растворимость аммиака в воде, «фонтан» окрашивается в малиновый цвет. Если вместо фенолфталеина в воду добавить лакмус, то раствор окрасится в синий цвет.

Поскольку реакция взаимодействия аммиака с водой обратима, в растворе помимо катионов аммония NH_4^+ и гидроксид-ионов OH^- содержатся нейтральные молекулы аммиака и воды. Аммиачная вода пахнет аммиаком, который улетучивается из открытого сосуда или при нагревании.

При взаимодействии аммиака с кислотами образуются *соли аммония*, например хлорид аммония NH_4Cl , сульфат аммония $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$. Смочим одну стеклянную палочку концентрированным раствором аммиака, а другую — концентрированной соляной кислотой и поднесем их друг к другу (рис. 71). Появится белый дым, состоящий из мелких кристалликов образующейся соли *хлорида аммония*:



Аммиак способен реагировать и с другими кислотами. **Эти реакции протекают без изменения степени окисления атомов азота.**

Применение аммиака

По объемам производства в мире аммиак занимает одно из первых мест — ежегодно получают около 100 млн т этого соединения. Аммиак выпускается в жидком виде или в виде водного раствора — аммиачной

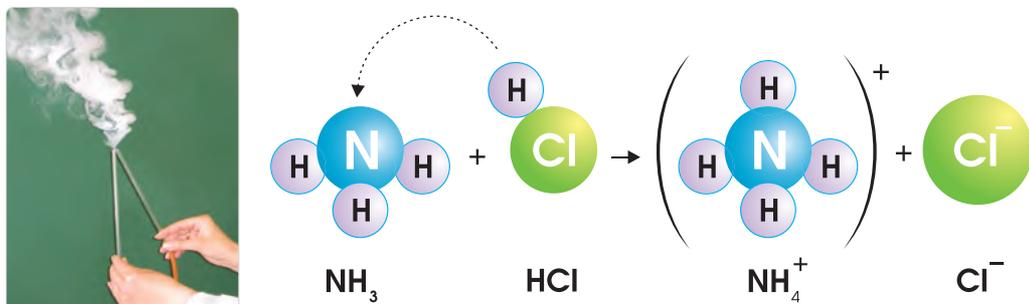


Рис. 71. Взаимодействие и схема реакции аммиака с хлороводородом

воды. Огромные количества аммиака используются для получения азотной кислоты, которая идет на производство удобрений и множества других продуктов.

Из аммиака получают различные соли аммония и мочевины (карбамид).

Аммиак используется также для получения синтетических волокон, лекарственных препаратов, взрывчатых веществ, красителей (рис. 72).



Рис. 72. Применение аммиака

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 см³ растворен аммиак объемом 6,72 дм³ (н. у.). Определите массовую долю NH₃ в полученном растворе.
7. Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
а) NH₃ → NH₄Cl → NH₄NO₃ → NH₃;
б) NH₃ → (NH₄)₂SO₄ → NH₄Cl → NH₃.
8. Вычислите массу соли, которая образовалась при взаимодействии хлороводорода массой 7,3 г с аммиаком объемом 5,6 дм³ (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 HNO₃ 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.

§ 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 η (*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* ($m_{\text{теор}}$):

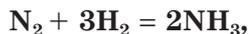
$$\eta = \frac{m_{\text{практ}}}{m_{\text{теор}}}.$$

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 дм³, химическим количеством 1 моль) мы получим аммиак массой не 34 г (объемом 44,8 дм³, химическим количеством 2 моль), а массой 34 г · 0,75 = 25,5 г (объемом 33,6 дм³, 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:

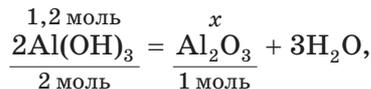
$$M(Al(OH)_3) = 27 + 3 \cdot 16 + 3 \cdot 1 = 78 \text{ (г/моль)}.$$

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

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 NH_4NO_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 NH_4NO_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 NH_4NO_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 м³ (н. у.), если его практический выход равен 20 %.

Дано:

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

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

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

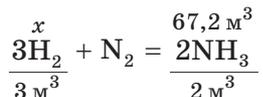
Решение

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 м³.

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 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 дм^3 (н. у.), если его выход равен 90 %.