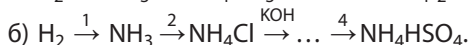
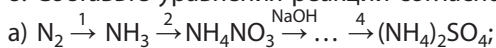


5. Перечислите условия синтеза аммиака в промышленности. Запишите уравнение этой реакции. Почему синтез ведут при высоком давлении?

6. Рассчитайте объём (н. у.) аммиака, выделившегося в реакции хлорида аммония массой 5,35 г с достаточным количеством гидроксида кальция.

7. Определите химическую формулу соединения, в котором массовые доли азота, водорода, серы и кислорода соответственно равны 12,17 %, 4,35 %, 27,83 %, 55,65 %.

8. Составьте уравнения реакций согласно схеме:



9. В четыре пробирки с растворами солей добавили раствор гидроксида натрия. В первой пробирке выпал белый осадок, в третьей — голубой. Во второй и четвёртой видимых изменений не наблюдали, поэтому их подогрели и к отверстиям поднесли влажную фенолфталеиновую бумагу. При этом бумага стала малиновой над четвёртой пробиркой. Назовите содержимое каждой пробирки, если для определения были предложены соли: а) нитрат натрия, нитрат аммония, нитрат меди(II), нитрат магния; б) хлорид аммония, хлорид калия, сульфат меди(II), хлорид кальция. Напишите уравнения соответствующих реакций.

10. Молярная масса газовой смеси, состоящей из аммиака и водорода, равна 14 г/моль. Определите объёмную долю аммиака в смеси.



Лабораторный опыт 6. Обнаружение ионов аммония в растворе

Реактивы: растворы хлорида (или сульфата) аммония, гидроксида натрия, индикаторная бумага.

В закреплённую в штативе пробирку с раствором хлорида (сульфата) аммония добавьте раствор гидроксида натрия объёмом 1–2 см³. Прогрейте смесь в течение нескольких секунд, поднеся к отверстию пробирки (не касаясь стенок!) влажную индикаторную бумагу. Отметьте изменение цвета.

Сделайте вывод, как можно обнаружить ионы аммония в растворе.



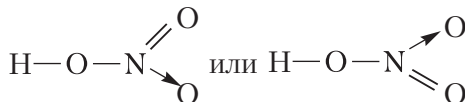
§ 37.1

§ 38. Азотная кислота

Азот образует несколько кислот, важнейшей из которых является азотная кислота HNO_3 . Ей соответствует оксид с атомами азота в степени окисления +5: N_2O_5 .

В молекуле кислоты атом азота образует четыре ковалентные связи: три из них — по обменному механизму, а одну — по донорно-акцепторному (см. с. 86).

В соответствии с этим структурная формула молекулы азотной кислоты имеет вид:



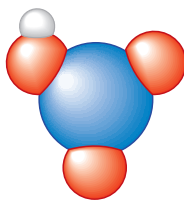
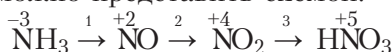


Рис. 95. Масштабная модель молекулы азотной кислоты

При этом атом азота имеет валентность IV, а степень окисления +5. Масштабная модель молекулы представлена на рисунке 95.

Получение

В основе *промышленного* получения азотной кислоты лежат реакции последовательного окисления аммиака, которые можно представить схемой:



и отразить уравнениями реакций:

- 1) каталитическое окисление аммиака: $4\overset{-3}{\text{N}}\text{H}_3 + 5\overset{+2}{\text{O}}_2 \xrightarrow{\text{Pt, t}} 4\overset{+2}{\text{N}}\text{O} + 6\text{H}_2\text{O}$;
- 2) самопроизвольное окисление оксида азота(II): $2\overset{+2}{\text{N}}\text{O} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\overset{+4}{\text{N}}\text{O}_2$;
- 3) поглощение оксида азота(IV) водой в присутствии кислорода: $4\overset{+4}{\text{N}}\text{O}_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 4\overset{+5}{\text{N}}\text{HNO}_3$, а также $3\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HNO}_3 + \text{NO}\uparrow$.

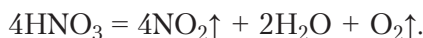
В *лаборатории* азотную кислоту можно получить взаимодействием твёрдой соли (селитры — нитрата натрия или калия) с концентрированной серной кислотой:



Этот способ предложил ещё в XVII веке немецкий химик и аптекарь Рудольф Глаубер, а полученную кислоту назвал «спиритус нитри» — «дух селитры».

Физические свойства

Азотная кислота в интервале температур от $-41,6$ до $+82,6$ °C является жидкостью. Запах резкий, удушливый. Плотность — $1,51$ г/см³ (меньше, чем у серной, но выше, чем у соляной кислоты). Смешивается с водой в любых соотношениях (неограниченная растворимость). При хранении может быть слегка окрашена в бурый цвет вследствие разложения с образованием бурого газа NO_2 :



Химические свойства

HNO_3 — сильная одноосновная кислота, проявляет общие свойства кислот, обусловленные ионом водорода, а окислительные свойства — за счёт атома азота в достаточно высокой степени окисления +5.

I. *Общие химические свойства.* К общим химическим свойствам азотной кислоты относятся её действие на индикаторы и образование солей. Изменение окраски индикаторов происходит за счёт ионов водорода H^+ , образующихся при диссоциации кислоты:

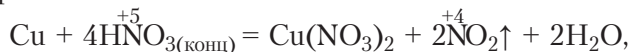


Соли (нитраты) образуются при взаимодействии с основными и амфотерными оксидами (1), гидроксидами металлов (2), другими солями (3):

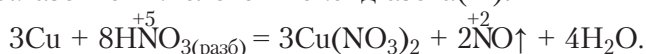
1	$\text{MgO} + 2\text{HNO}_3 = \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$ оксид основной	$\text{MgO} + 2\text{H}^+ = \text{Mg}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$
	$\text{ZnO} + 2\text{HNO}_3 = \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$ оксид амфотерный	$\text{ZnO} + 2\text{H}^+ = \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$
2	$\text{KOH} + \text{HNO}_3 = \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ основание (щёлочь)	$\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$
	$\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{HNO}_3 = \text{Al}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ гидроксид амфотерный	$\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}^+ = \text{Al}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$
3	$\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HNO}_3 = 2\text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$ соль	$2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} = \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$

II. Окислительные свойства азотной кислоты. Эти свойства HNO_3 проявляет в реакциях с металлами, неметаллами, органическими веществами.

Она окисляет металлы, расположенные в ряду активности как до водорода, так и после водорода, кроме золота и платины. Так, при взаимодействии концентрированной азотной кислоты с медью и другими малоактивными металлами (Ag, Hg и др.) продуктом восстановления является оксид азота(IV) — бурый газ:

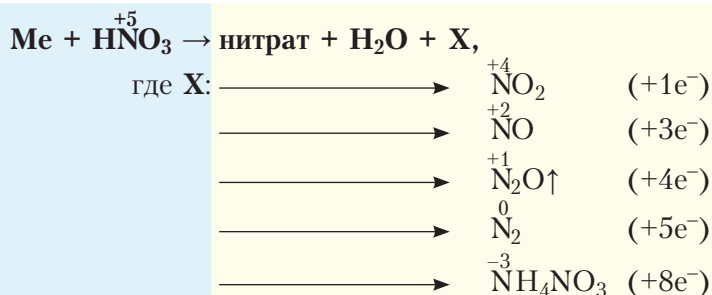


а в разбавленной азотной кислоте — оксид азота(II):



Состав образующихся продуктов зависит как от концентрации азотной кислоты, так и от активности металла. При этом чем ниже концентрация азотной кислоты и выше активность металла, тем сильнее восстанавливается азот.

С более активными металлами продуктами восстановления могут быть N_2O , NO, NO_2 , N_2 , NH_4NO_3 . В общем виде взаимодействие азотной кислоты с металлами можно представить схемой:

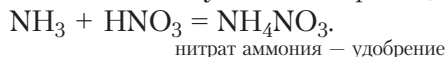


Как правило, в реакции образуется смесь продуктов восстановления с преобладанием отдельных из них.

Вспомним также (9 кл.), что концентрированная азотная кислота при низких температурах не взаимодействует с железом, хромом, алюминием, свинцом, кобальтом — пассивирует их. Помимо металлов, азотная кислота окисляет многие неметаллы (C, S, P). Органические вещества в концентрированной кислоте могут воспламеняться (амины, скипидар).

Применение азотной кислоты

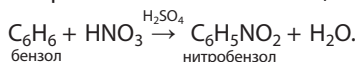
Азотную кислоту применяют для получения нитратов, например:



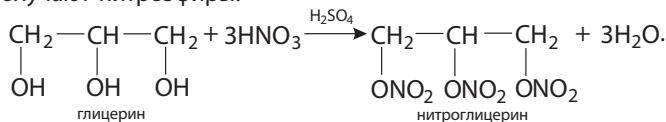
Её широко используют в органическом синтезе.



Нитрованием углеводородов получают нитросоединения (нитробензол — исходное вещество для синтеза анилина и красителей на его основе):



При взаимодействии с органическими веществами, содержащими OH-группы (глицерин, целлюлоза), получают нитроэфиры:



Нитроглицерин (нитроэфир) используют в медицине и для получения ряда сортов бездымного пороха.

Нитраты

Соли азотной кислоты все без исключения хорошо растворимы в воде. Важнейшим **химическим свойством нитратов** является их *способность разлагаться при нагревании с образованием кислорода*. Состав образующихся продуктов зависит от активности металла.

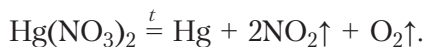
1. Нитраты щелочных и щёлочноземельных металлов образуют *нитрит* и кислород:



2. Нитраты металлов, расположенных в ряду активности от магния до меди, разлагаются с образованием *оксида металла*, оксида азота(IV) и кислорода:



3. Нитраты металлов, расположенных в ряду активности после меди, при разложении образуют *металл*, оксид азота(IV) и кислород:



Термическое разложение нитратов можно представить схемой:

Нитрат	нагревание	до Mg	нитрит $\text{Me}(\text{NO}_2)_x + \text{O}_2\uparrow$
		[Mg – Cu]	оксид металла $\text{Me}_x\text{O}_y + \text{NO}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$ бурый газ
		после Cu	металл + $\text{NO}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$ бурый газ

Выделение кислорода при разложении позволяет обнаружить нитрат по «вспышке твёрдой соли на раскалённом угольке» (Приложение 3).

Следует отметить, что нитрат аммония, разлагаясь при температуре не выше 200 °С, кислорода не образует:



Применение нитратов. Нитраты натрия, калия, кальция, аммония (NaNO_3 , KNO_3 , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, NH_4NO_3) называют селитрами и используют в качестве удобрений. Ещё одно важное направление использования нитратов — пиротехника: нитраты разлагаются при нагревании с выделением кислорода, который является сильным окислителем, особенно в момент выделения. Кислород при этом служит окислителем других компонентов пороха.

Разложение нитрата натрия можно использовать в лаборатории для *получения кислорода*:



(продукты — кислород и нитрит натрия — соль слабой азотистой кислоты).

Нитрат серебра(I) — составную часть ляписа — используют в *медицинских целях*. В пищевой промышленности используют нитрат и нитрит натрия как консерванты (E251, E250) для сыров и колбасных изделий. Мясным изделиям эти соли придают яркий розово-красный цвет. Этими солями пользовались ещё древние греки и египтяне.

Азотную кислоту в промышленности получают из аммиака. Она окисляет все металлы, за исключением золота и платины. При взаимодействии меди с концентрированной азотной кислотой образуется, кроме соли и воды, оксид азота(IV) NO_2 , а с разбавленной — оксид азота(II).

Нитраты применяют в качестве азотных удобрений. Использование многих нитратов в пиротехнике основано на их способности разлагаться с выделением кислорода.

Вопросы, задания, задачи

1. Выпишите из текста параграфа восемь формул нитратов.
2. Перечислите важнейшие физические свойства азотной кислоты.
3. Укажите окраску раствора азотной кислоты при добавлении: а) лакмуса; б) метилоранжа.
4. Составьте формулы нитратов магния, лития, железа(III), бария.
5. Проанализируйте возможность протекания реакций в растворе между азотной кислотой и солями: хлорид калия, карбонат калия, сульфид натрия, сульфат натрия.
6. Составьте уравнения реакций в молекулярной и ионной формах между азотной кислотой и веществами, формулы которых: Fe_2O_3 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, MgCO_3 .
7. Рассчитайте массу соли, которую можно получить в результате взаимодействия меди и раствора массой 50 г с массовой долей азотной кислоты 60 % (кислота концентрированная).
8. Методом электронного баланса расставьте коэффициенты в уравнениях реакций с участием азотной кислоты:
 $\text{S} + \text{HNO}_{3(\text{конц})} = \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O};$
 $\text{Mg} + \text{HNO}_{3(\text{конц})} = \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}.$
9. Запишите уравнения реакций согласно схеме:
 а) $\text{NO}_2 \xrightarrow{1} \text{HNO}_3 \xrightarrow{2} \text{NH}_4\text{NO}_3 \xrightarrow{\text{KOH}} \text{X} \xrightarrow{\text{O}_2/\text{Pt}} \dots;$ б) $\text{Cu} \xrightarrow{1} \text{NO}_2 \xrightarrow{2} \text{HNO}_3 \xrightarrow{\text{CaCO}_3} \text{X} \xrightarrow{\text{KOH}} \dots$
10. Какой минимальный объём раствора азотной кислоты с массовой долей 80 % и плотностью 1,45 г/см³ необходим для растворения серебра массой 4,32 г? Реакция протекает по схеме: $\text{Ag} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{AgNO}_3 + \text{NO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}.$



§ 39. Кислородсодержащие соединения фосфора

К наиболее значимым кислородсодержащим соединениям фосфора относят оксид фосфора(V), фосфорную кислоту и её соли.

Оксиды фосфора

Взаимодействие кислорода с фосфором приводит к образованию оксидов, состав которых зависит от условий проведения реакции.

При сжигании фосфора в чистом кислороде, как указано на с. 201, получается оксид фосфора(V) P_2O_5 , а при недостатке кислорода — оксид фосфора(III) P_2O_3 .



Белый фосфор являлся одним из первых дымообразующих веществ, при сжигании которого во время военных действий образовывалась дымовая завеса из частиц P_2O_5 . Дым — дисперсная система, состоящая из твёрдых взвешенных частиц в газовой среде.

Оксид фосфора(V) считают самым эффективным осушителем. Причём осушителем является и образующаяся при этом кислота. Обращаться с P_2O_5 следует крайне осторожно, так как при попадании на кожу оксид вызывает сильнейшие ожоги, одна из причин — обезвоживание тканей.