

Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева

ПЕРИОДЫ	Г Р У П П Ы Э Л Е М Е Н Т О В															
	A	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII		VIII		VIII		B	
1	H 1.00794 Hydrogenium Водород								(H)		He 4.002602 Helium Гелий					
2	Li 6.941 Lithium Литий	Be 9.0122 Beryllium	B 10.811 Borum	C 12.011 Carboneum	N 14.007 Nitrogenium Азот	O 15.999 Oxygenium Кислород	F 18.998 Fluorum Фтор	Ne 20.179 Neon Неон								
3	Na 22.98976928 Natrium Натрий					P 30.973762 Phosphorus Фосфор	S 32.065 Sulfur Сера	Cl 35.453 Chlorium Хлор	Ar 39.948 Argon Аргон							
4	K 39.0983 Kalium Калий															
	<div style="display: flex; justify-content: center; align-items: center;"> <div style="font-size: 4em; font-weight: bold; margin-right: 10px;">N</div> <div style="text-align: center;"> <p>14.007</p> <p>Nitrogenium</p> <p>Азот</p> </div> </div>															
4	K 39.0983 Kalium Калий															
5	Rb 85.468 Rubidium Рубидий	Sr 87.62 Strontium Стронций	Y 88.906 Yttrium Иттрий	Zr 91.224 Zirconium Цирконий	Nb 92.906 Niobium Ниобий	Mo 95.94 Molybdaenum Молибден	Tc 97.91 Technetium Технеций	Ru 101.07 Ruthenium Рутений	Rh 102.906 Rhodium Родий	Pd 106.4 Palladium Палладий						
5	Ag 107.868 Argentum Серебро	Cd 112.411 Cadmium Кадмий	In 114.818 Indium Индий	Sn 118.710 Stannum Олово	Sb 121.757 Stibium Сурьма	Te 127.60 Tellurium Теллур	I 126.9045 Iodum Иод	Xe 131.29 Xenon Ксенон								
6	Cs 132.905 Caesium Цезий	Ba 137.33 Barium Барий	La* 138.9055 Lanthanum Лантан	Hf 178.49 Hafnium Гафний	Ta 180.9479 Tantalum Тантал	W 183.85 Wolframium Вольфрам	Re 186.207 Rhenium Рений	Os 190.2 Osmium Осмий	Ir 192.22 Iridium Иридий	Pt 195.08 Platinum Платина						
6	Au 196.967 Aurum Золото	Hg 200.59 Hydrargyrum Ртуть	Tl 204.38 Thallium Таллий	Pb 207.19 Plumbum Свинец	Bi 208.980 Bismuthum Висмут	Po 209.98 Polonium Полоний	At 209.99 Astatium Астат	Rn [222] Radon Радон								
7	Fr [223] Francium Франций	Ra [226] Radium Радий	Ac** [227] Actinium Актиний	Rf [261] Rutherfordium Фезерфордий	Db [262] Dubnium Дубний	Sg [263] Seaborgium Сиборгий	Bh [262] Bohrium Борий	Hs [265] Hassium Хассий	Mt [269] Meitnerium Мейтнерий							
	<div style="display: flex; justify-content: space-between;"> <div>формулы высших оксидов</div> <div>R₂O</div> <div>RO</div> <div>R₂O₃</div> <div>RO₂</div> <div>R₂O₅</div> <div>RO₃</div> <div>R₂O₇</div> <div>RO₄</div> </div>															
	<div style="display: flex; justify-content: space-between;"> <div>формулы летучих однородных соединений</div> <div>RH₄</div> <div>RH₃</div> <div>RH₂</div> <div>RH</div> </div>															
ЛАНТАНОИДЫ*	Ce 140.12 Ceria Церий	Pr 140.908 Praseodymium Протактиний	Nd 144.24 Neodymium Неодим	Pm 144.91 Promethium Прометий	Sm 150.36 Samarium Самарий	Eu 151.96 Europium Европий	Gd 157.25 Gadolinium Гадолиний	Tb 158.925 Terbium Тербий	Dy 162.50 Dysprosium Диспрозий	Ho 164.930 Holmium Гольмий	Er 167.26 Erbium Эрбий	Tm 168.934 Thulium Тулий	Yb 173.04 Ytterbium Иттербий	Lu 174.967 Lutetium Лютеций		
АКТИНОИДЫ**	Th 232.038 Thorium Торий	Pa 231.04 Protactinium Протактиний	U 238.03 Uranium Уран	Np 237.04 Neptunium Нептуний	Pu 244.06 Plutonium Плутоний	Am 243.06 Americium Америций	Cm 247.07 Curium Кюрий	Bk 247.07 Berkelium Беркелий	Cf 251.08 Californium Калифорний	Es 252.08 Einsteinium Эйнштейний	Fm 257.10 Fermium Фермий	Md 258.10 Mendelevium Менделеев	No 259.10 Nobelium Нобелий	Lr 260.10 Lawrencium Лавренций		

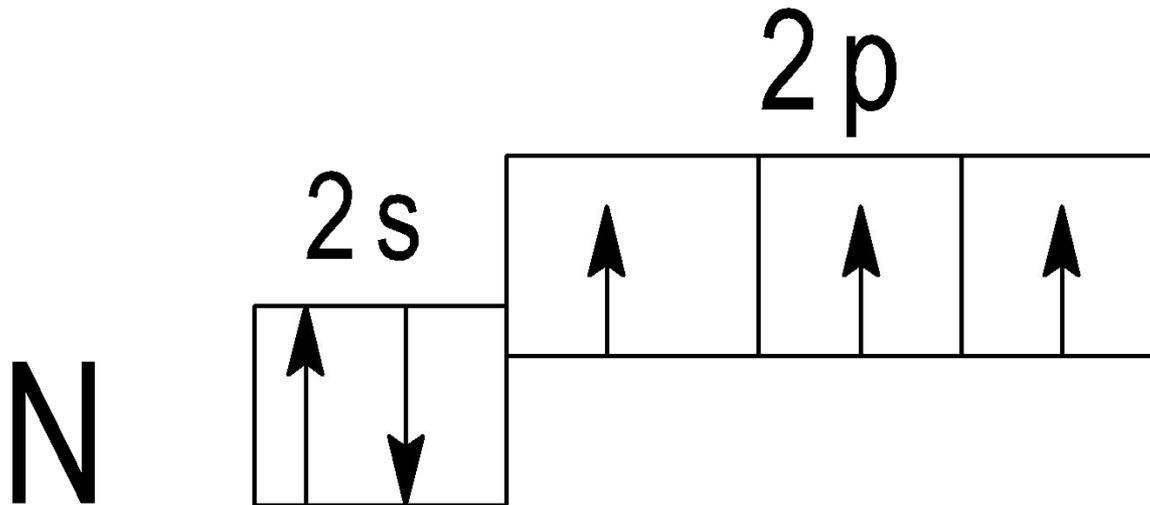


Азот может принимать степени окисления:
-3, +1, +2, +3, +4, +5

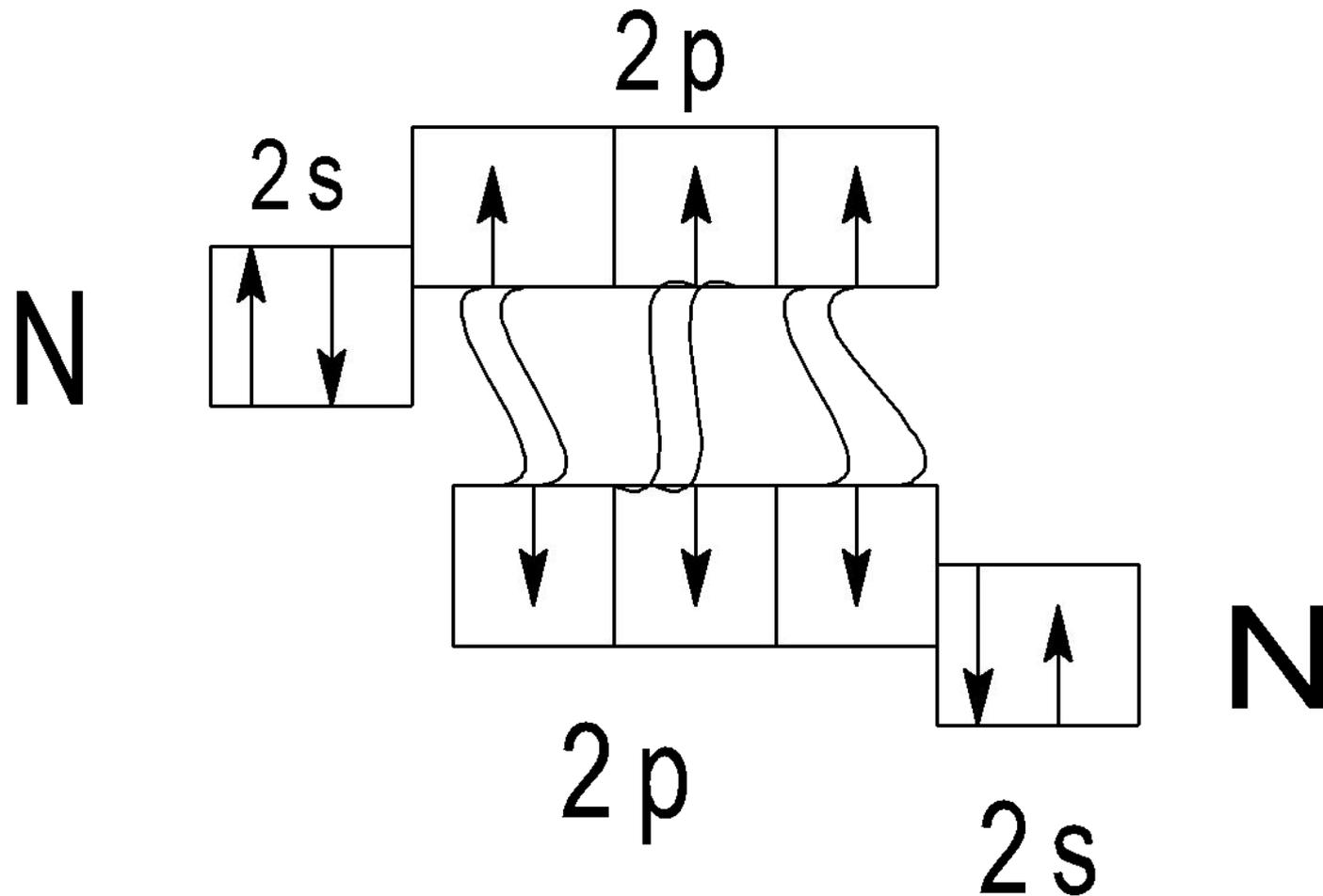
Электронная формула
валентной оболочки азота



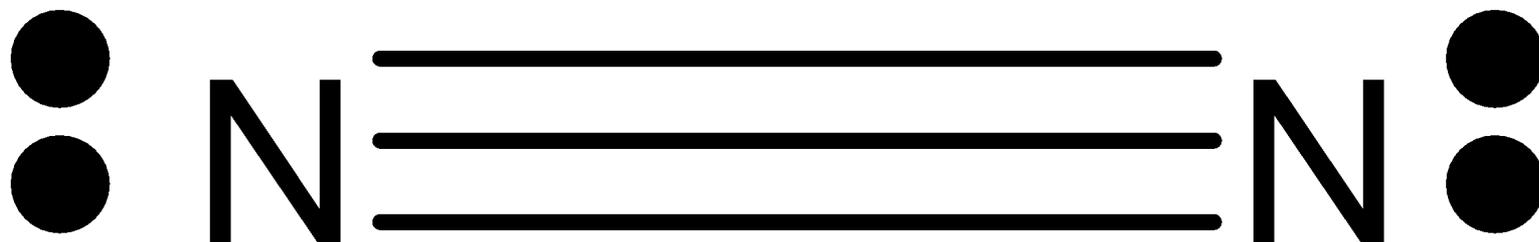
3



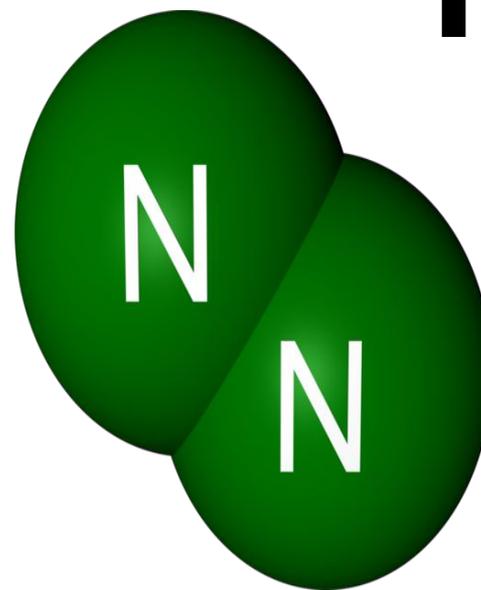
Образование молекулы азота



Тройная связь в молекуле азота



Азот



Физические свойства

Азот – газ без цвета, запаха и вкуса, немного легче воздуха.

Не поддерживает горение и дыхание.

Малорастворим в воде и органических растворителях.

$t_{\text{кип}} = -196^\circ\text{C}$; $t_{\text{пл.}} = -210^\circ\text{C}$



Д. Резерфорд
1749–1819 гг.



К. Шееле
1742–1786гг.

Впервые газ,
который не
поддерживает
дыхание и горение,
получили
в 1772 г.
английский учёный
Д. Резерфорд и
шведский учёный
К. Шееле.



А. Лавуазье

1778–1825 гг.

В 1787 году этот же газ обнаружил в воздухе А. Лавуазье, который и дал ему название азот, что в переводе с латинского значит «безжизненный».

Степени окисления азота

3-

0

1+

2+

3+

4+

5+



Чилийская селитра (NaNO_3)



Химические свойства

При взаимодействии с металлами и водородом азот является **окислителем**.



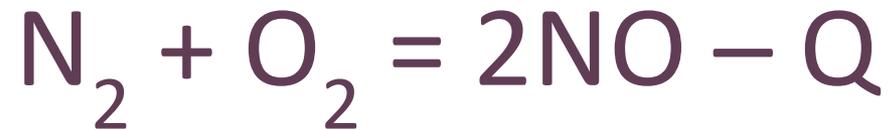
Свободный азот реагирует в обычных условиях только с литием, образуя нитрид.

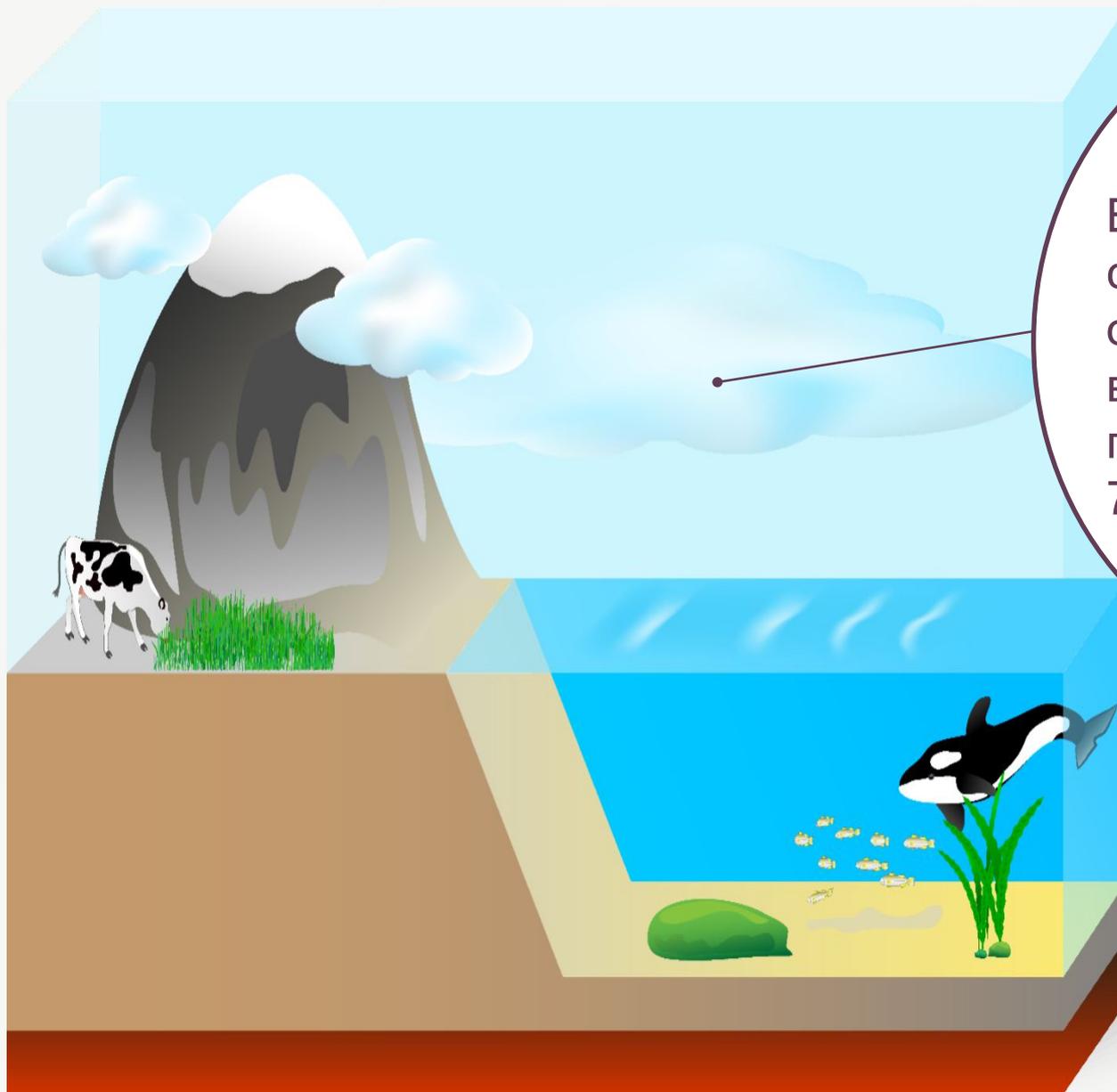
Азот взаимодействует с водородом **при высоких температурах**, наличии катализатора и высоком давлении с образованием аммиака.

Азот за счёт прочной тройной связи очень плохо взаимодействует с другими веществами.



При взаимодействии с кислородом азот является **восстановителем**.



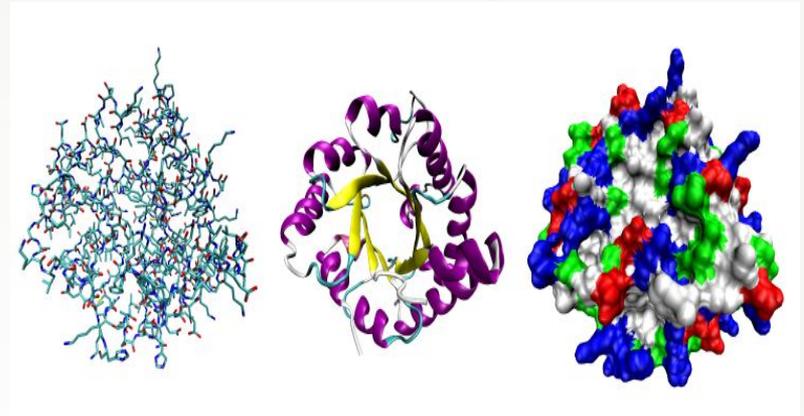


В природе азот содержится в основном в атмосфере — 78% по объёму или 75,5% по массе.

Азот — жизненно важный элемент, так как входит в состав белков и нуклеиновых кислот.

Без белка нет жизни, а без азота нет белка.

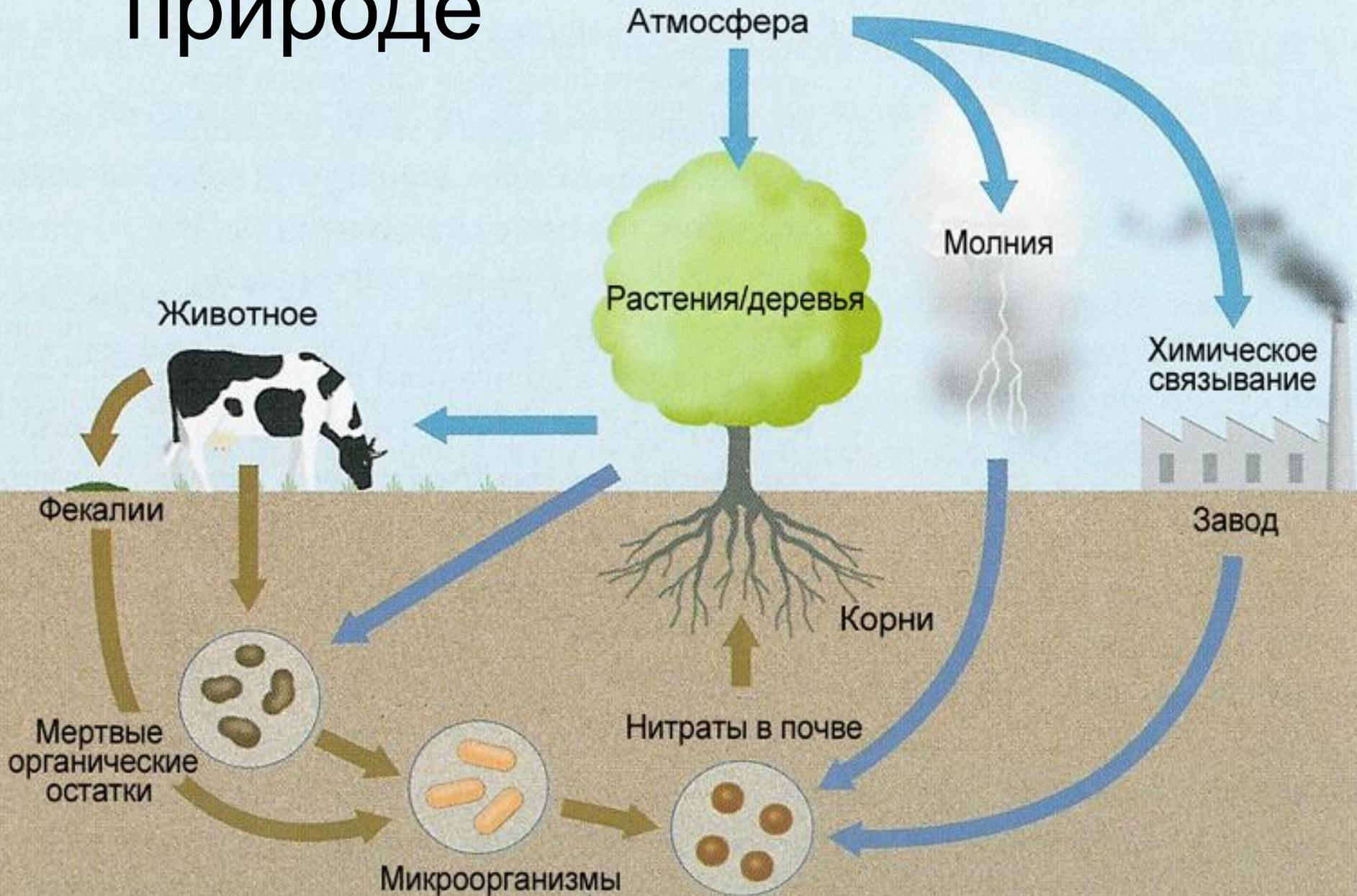
Все основные части клеток тканей организма построены из молекул, в состав которых входит азот.



Организм животного
содержит
1–10% азота от общей
массы тела, большая часть
всего азота
содержится в шерсти
и волосах, рогах —
около 15%.



Круговорот азота в природе



В производстве азот получают из воздуха, переведённого в жидкое состояние.



Получение азота

В лабораториях его можно получить

1. По реакции разложения нитрита аммония:



https://www.youtube.com/watch?time_continue=57&v=HqVOzshgGpg

2. Нагревание смеси дихромата калия и сульфата аммония (в соотношении 2:1 по массе).

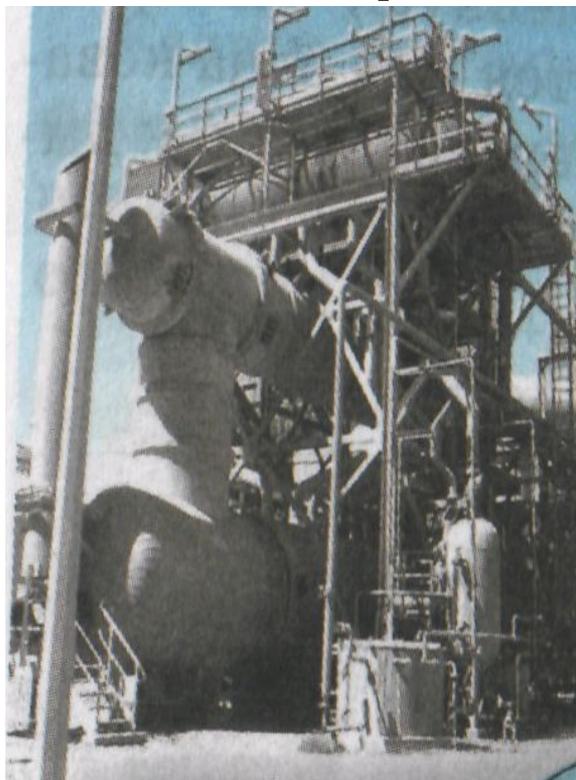


<https://www.youtube.com/watch?v=COS5rFocaTA>

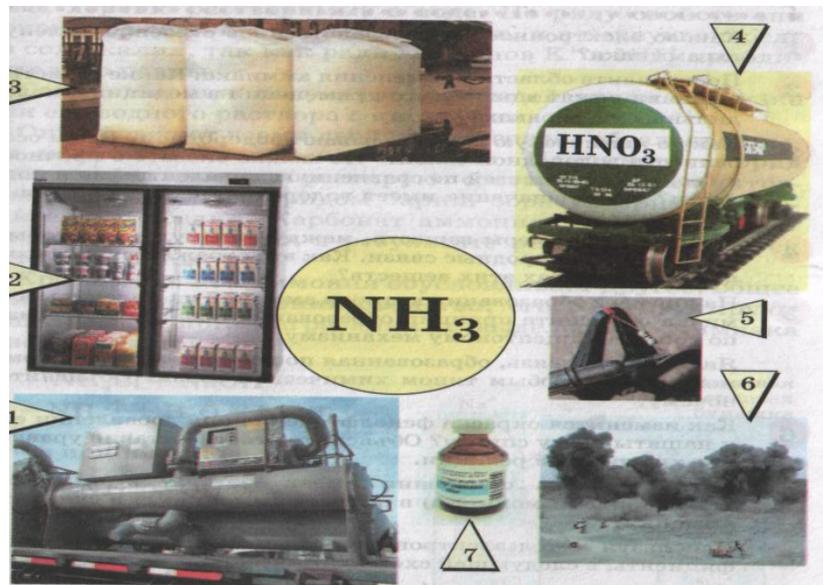
3. Пропускание аммиака над оксидом меди (II) при температуре $\sim 700^\circ\text{C}$:



Применение азота



Производство аммиака и производство азотной кислоты



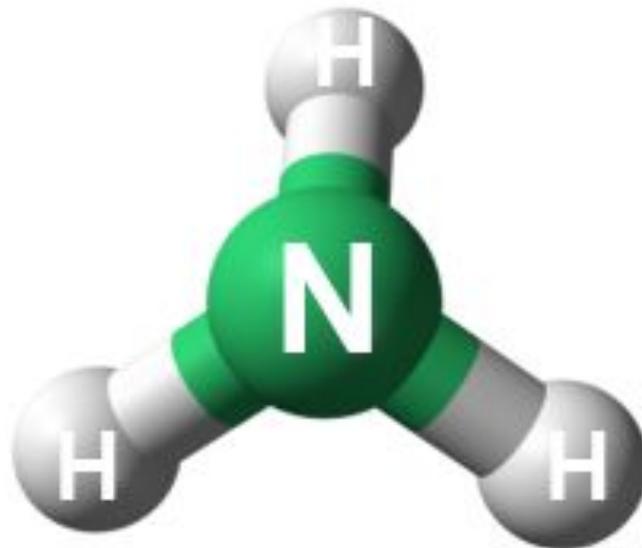
Холодильные установки, производство удобрений, в медицине, в быту (нашатырный спирт)

Аммиак

Физические свойства

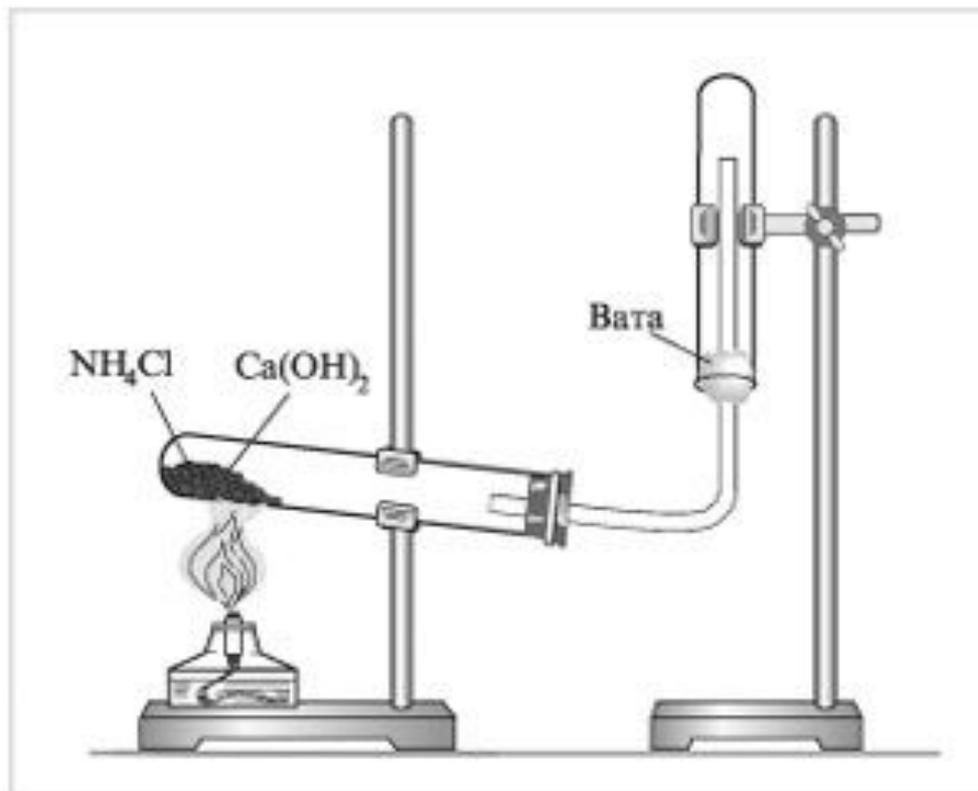
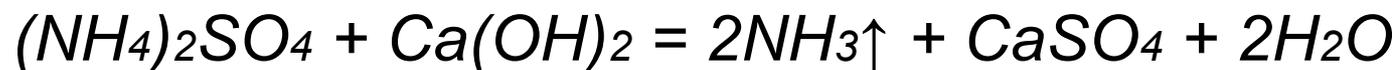
Аммиак — NH_3 , нитрид водорода — бесцветный газ с резким характерным запахом (запах нашатырного спирта), почти вдвое легче воздуха, ядовит.

Растворимость NH_3 в воде чрезвычайно велика — около 1200 объёмов (при $0\text{ }^\circ\text{C}$) или 700 объёмов (при $20\text{ }^\circ\text{C}$) в 1 объёме воды.



Получение аммиака

В лаборатории используют действие сильных щелочей на соли аммония:

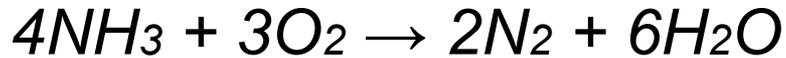


Химические свойства аммиака

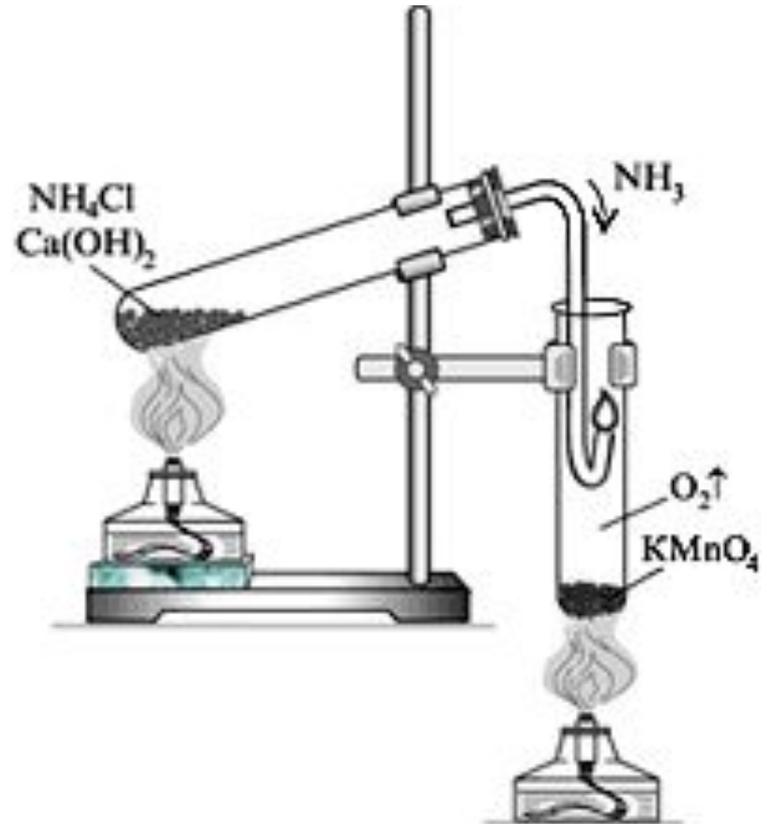
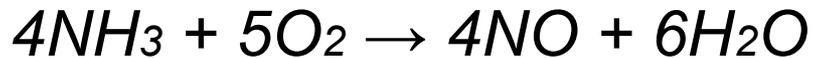
Восстановительные свойства

NH_3 – сильный восстановитель.

1. Горение аммиака (при нагревании)



2. Каталитическое окисление аммиака (катализатор Pt – Rh, температура)

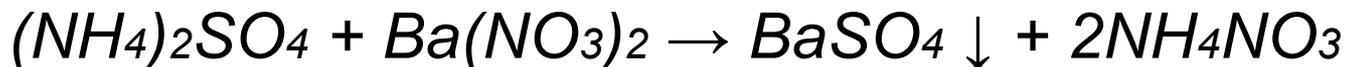


Взаимодействие с водой и кислотами



Соли аммония

1. Вступают в обменную реакцию с кислотами и солями:



2. Взаимодействуют с растворами щелочей с образованием аммиака – качественная реакция на ион аммония:

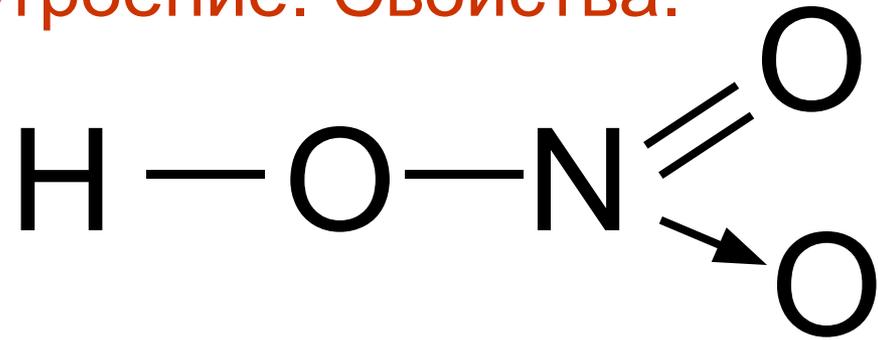
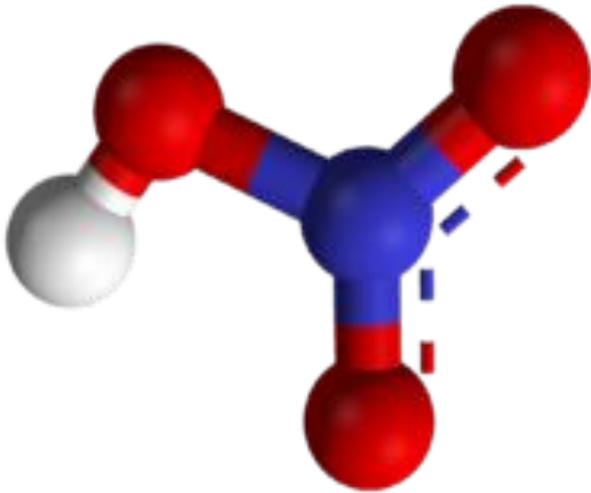


3. Разлагаются при нагревании



Азотная кислота

Состав. Структура. Свойства.



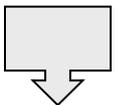
степень окисления азота **+5**

валентность азота **IV**

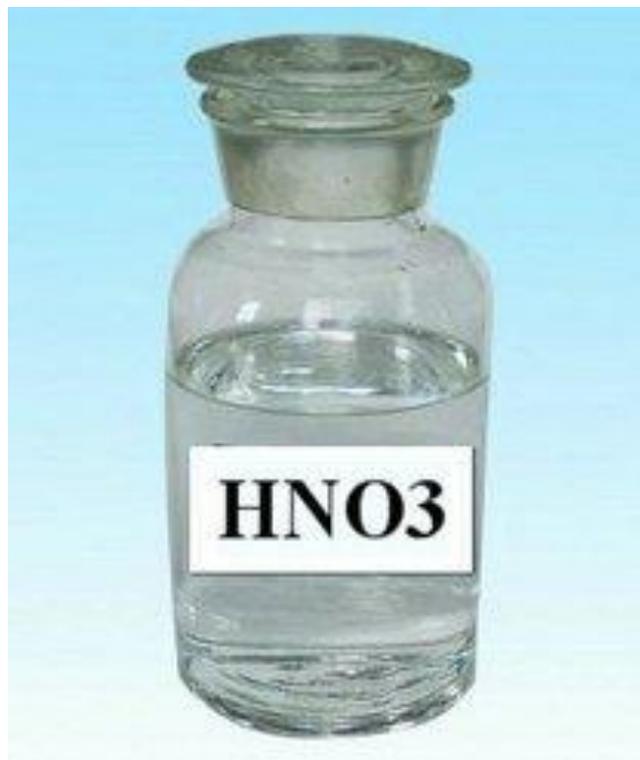
химическая связь

ковалентная полярная

Азотная кислота – бесцветная гигроскопичная жидкость, с резким запахом, «дымит» на воздухе, неограниченно растворимая в воде. $t_{\text{кип.}} = 83^\circ\text{C}$.



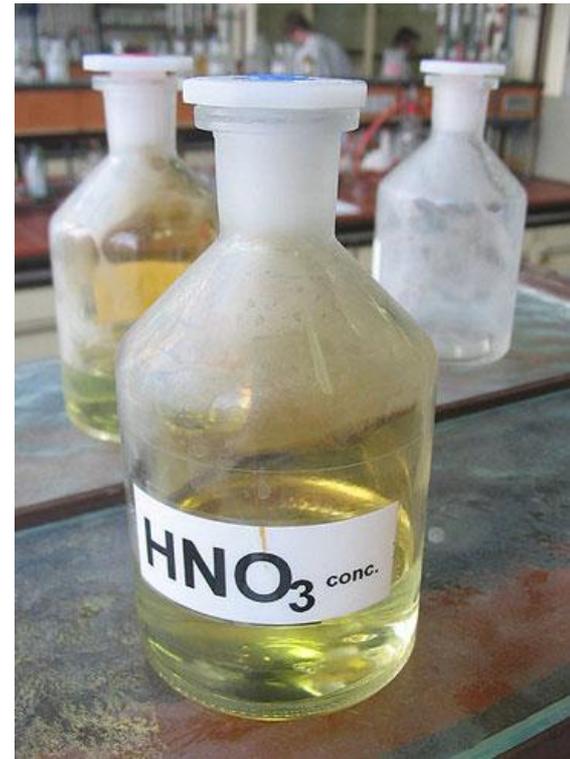
Азотная кислота – бесцветная гигроскопичная жидкость, с резким запахом, «дымит» на воздухе, неограниченно растворимая в воде. $t_{\text{кип.}} = 83^{\circ}\text{C}$.



При хранении на свету разлагается на оксид азота (IV), кислород и воду, приобретая желтоватый цвет:



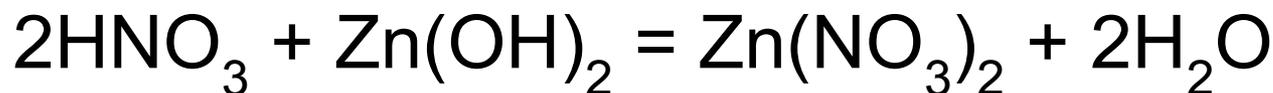
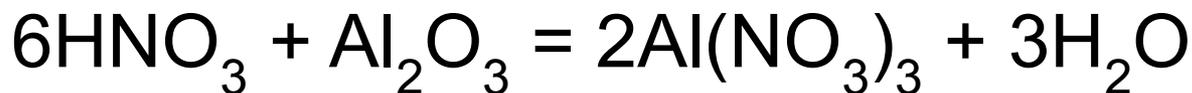
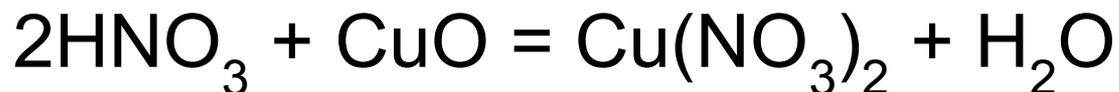
Азотная кислота ядовита.



Химические свойства азотной кислоты

Азотная кислота проявляет все типичные свойства кислот.

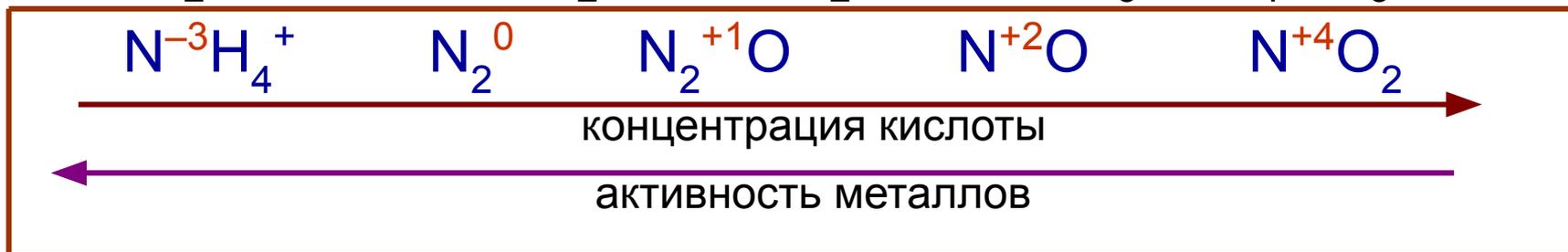
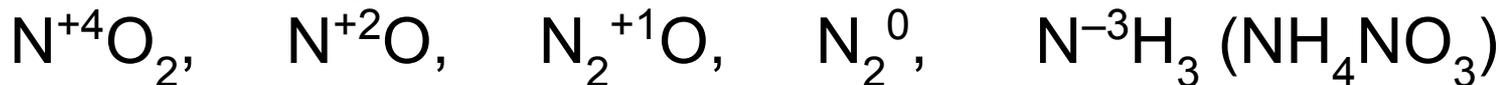
Кислоты взаимодействуют с основными и амфотерными оксидами, с основаниями, амфотерными гидроксидами, с солями.



Особенности взаимодействия азотной кислоты с металлами:

1. Водород не выделяется.

Выделяются разнообразные соединения азота:



2. С азотной кислотой реагируют металлы, стоящие **до и после водорода в ряду активности**.

3. Азотная кислота **не взаимодействует с Au, Pt**

4. **Концентрированная азотная кислота** пассивирует металлы: **Al, Fe, Be, Cr, Ni, Pb** и другие (за счет образования плотной оксидной пленки). При нагревании и при разбавлении азотной кислоты данные металлы в ней растворяются.

Электрохимический ряд напряжений металлов

Li K Ca Mg **Al** Ti Cr Zn Fe Ni Sn Pb H Cu Ag Au



Взаимодействие с кислотами - окислителями	Активные	Средней активности	Малоактивные
	до Al	от Al до Pb	После Pb
С разб. HNO_3	NH_4NO_3	NO	NO
С конц. HNO_3	N_2O	NO_2	NO_2

NB! Указан наиболее вероятный продукт восстановления. Возможно одновременное выделение нескольких продуктов.

Применение азотной кислоты



1

Производство азотных и комплексных удобрений.

2

Производство взрывчатых веществ

3

Производство красителей

4

Производство лекарств

5

Производство пленок, нитролаков, нитроэмалей

6

Производство искусственных волокон

7

Как компонент нитрующей смеси, для травления металлов в металлургии



Соли азотной кислоты



Как называются соли азотной кислоты?

нитраты

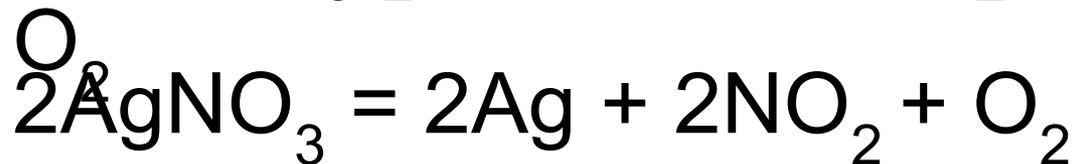
Нитраты K , Na , NH_4^+ называют селитрами

Составьте формулы перечисленных солей.



При нагревании нитраты **разлагаются** тем полнее, чем правее в электрохимическом ряду напряжений стоит металл, образующий соль.

Li K Ba Ca Na	Mg Al Mn Zn Cr Fe Co Sn Pb Cu	Ag Hg Au
нитрит + O ₂	оксид металла + NO ₂ + O ₂	Me + NO ₂ + O ₂





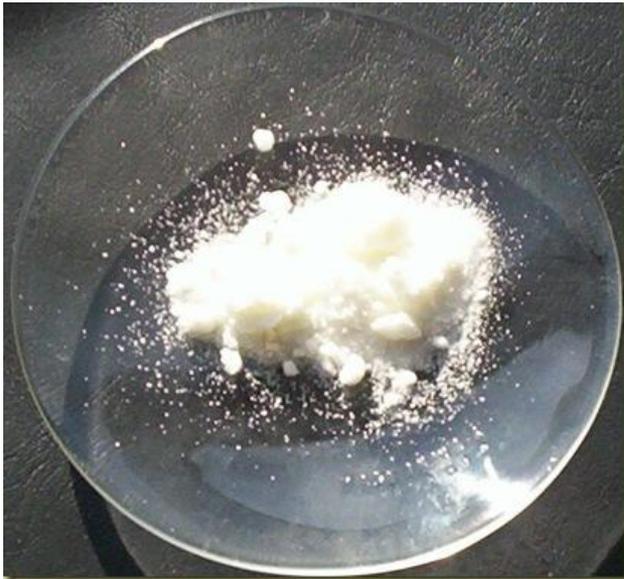
Нитрат калия (калиевая селитра)

Бесцветные кристаллы. Значительно менее гигроскопична по сравнению с натриевой, поэтому широко применяется в пиротехнике как окислитель.

При нагревании выше $334,5^{\circ}\text{C}$ плавится, выше этой температуры разлагается с выделением кислорода.

Нитрат натрия

Применяется как удобрение; в стекольной, металлообрабатывающей промышленности; для получения взрывчатых веществ, ракетного топлива и пиротехнических смесей.



Нитрат аммония



Кристаллическое вещество белого цвета. Температура плавления $169,6\text{ }^{\circ}\text{C}$, при нагреве выше этой температуры начинается постепенное разложение вещества, а при температуре 210°C происходит полное разложение.

СПАСИБО ЗА ВНИМАНИЕ!



1. Степень окисления азота в азотной кислоте равна:
А) +5; Б) +4; В) -3. 
2. При взаимодействии с какими веществами азотная кислота проявляет особые свойства, отличающие её от других кислот:
А) основными оксидами; Б) металлами; В) основаниями. 
3. В окислительно-восстановительной реакции азотная кислота может участвовать в качестве:
А) окислителя; Б) восстановителя; В) окислителя и восстановителя. 
4. Какое из данных соединений азота называют чилийской селитрой:
А) нитрат калия; Б) нитрат кальция; В) нитрат натрия; 
5. Какое из перечисленных веществ не реагирует с разбавленной азотной кислотой:
А) медь; Б) гидроксид натрия; В) бромид натрия. 
7. Азотную кислоту получают в три стадии, окисляя атом азота по следующей схеме:
А) $N^{-3} \rightarrow N^{+2} \rightarrow N^{+4} \rightarrow N^{+5}$
Б) $N^{-3} \rightarrow N^0 \rightarrow N^{+4} \rightarrow N^{+5}$ В) $N^0 \rightarrow N^{+2} \rightarrow N^{+4} \rightarrow N^{+5}$ 