

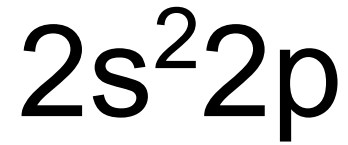
Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева

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	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 Carbonium		N 14.007 Nitrogenium Азот		O 15.999 Oxygenium Кислород		F 18.998 Fluorum Фтор		Ne 20.179 Neon Неон																			
3	Na 22.9897 Sodium Натрий		Mg 24.304 Magnesium Магний		Al 26.981 Aluminium Алюминий		Si 28.085 Siliconium Кремний		P 30.974 Phosphorus Фосфор		S 32.06 Sulfur Сера		Cl 35.453 Chlorium Хлор		Ar 39.948 Argon Аргон																			
4	K 39.0983 Potassium Калий		Ca 40.078 Calcium Кальций		Sc 44.9559 Scandium Скандий		Ti 47.88 Titanium Иттан		V 50.941 Vanadium Ванадий		Cr 51.996 Chromium Хром		Mn 54.938 Manganium Марганец		Fe 55.847 Ferrum Железо		Co 58.933 Cobaltum Кобальт		Ni 58.70 Nickelum Никель															
5	Rb 85.468 Rubidium Рубидий		Sr 87.62 Strontium Стронций		Y 88.906 Yttrium Иттрий		Zr 91.22 Zirconium Цирконий		Nb 92.906 Niobium Ниобий		Mo 95.94 Molybdenum Молибден		Tc 97.91 Technetium Технеций		Ru 101.07 Ruthenium Рутений		Rh 102.906 Rhodium Родий		Pd 106.4 Palladium Палладий															
	Ag 107.868 Argentum Серебро		Cd 112.41 Cadmium Кадмий		In 114.82 Indium Индий		Sn 118.71 Stannum Олово		Sb 121.75 Stibium Сурьма		Te 127.60 Tellurium Теллур		I 126.9045 Iodum Иод		Xe 131.29 Xenon Ксенон																			
6	Cs 132.905 Cesium Цезий		Ba 137.33 Barium Барий		La* Lanthanum Лантан		Ce 140.12 Cerium Церий		Pr 140.907 Praseodymium Празеодим		Nd 144.24 Neodymium Неодим		Pm 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 Лутетий	
	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 Polonium Полоний		At Astatum Астат		Rn Radon Радон																			
7	Fr [223] Francium Франций		Ra [226] Radium Радий		Ac** Actinium Актиний		Rf Rutherfordium Ферзерфордий		Db Dubnium Дубний		Sg Seaborgium Сиборгий		Bh Bohrium Борий		Hs Hassium Хассий		Mt Meitnerium Мейтнерий																	
	R ₂ O		RO		R ₂ O ₃		RO ₂		R ₂ O ₅		RO ₃		R ₂ O ₇		RO ₄																			
ЛАНТАНОИДЫ*	Ce 140.12 Cerium Церий		Pr 140.908 Praseodymium Празеодим		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 Лутетий							
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 Курций		Bk 247.07 Berkelium Беркелий		Cf 251.08 Californium Калيفорний		Es 252.08 Einsteinium Эйнштейний		Fm 257.10 Fermium Фермий		Md 258.10 Mendelevium Менделеевий		No 259.10 Nobelium Нобелий		Lr 260.10 Lawrencium Лавренсвий							

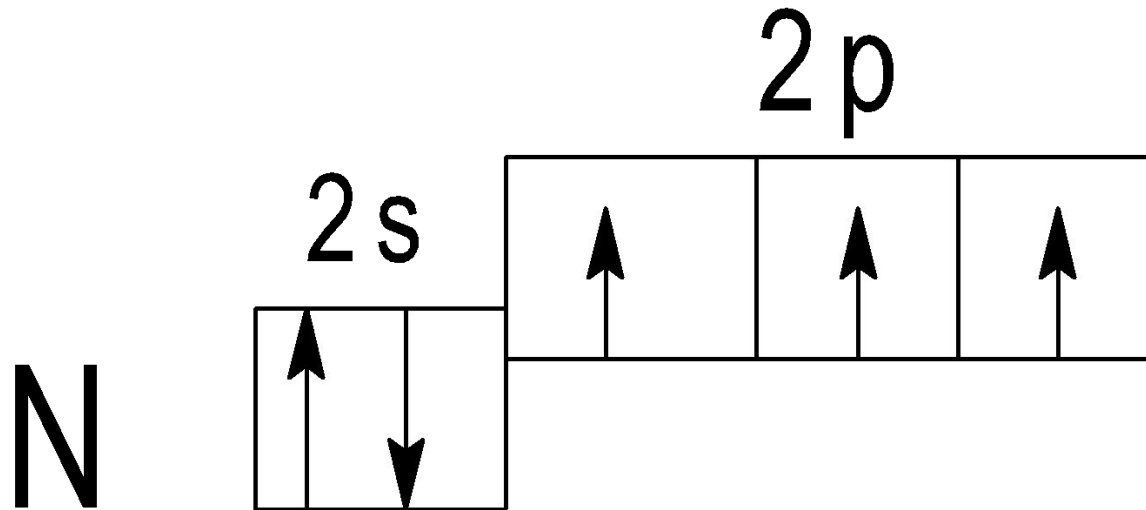


Азот может принимать степени окисления:
-3, +1, +2, +3, +4, +5

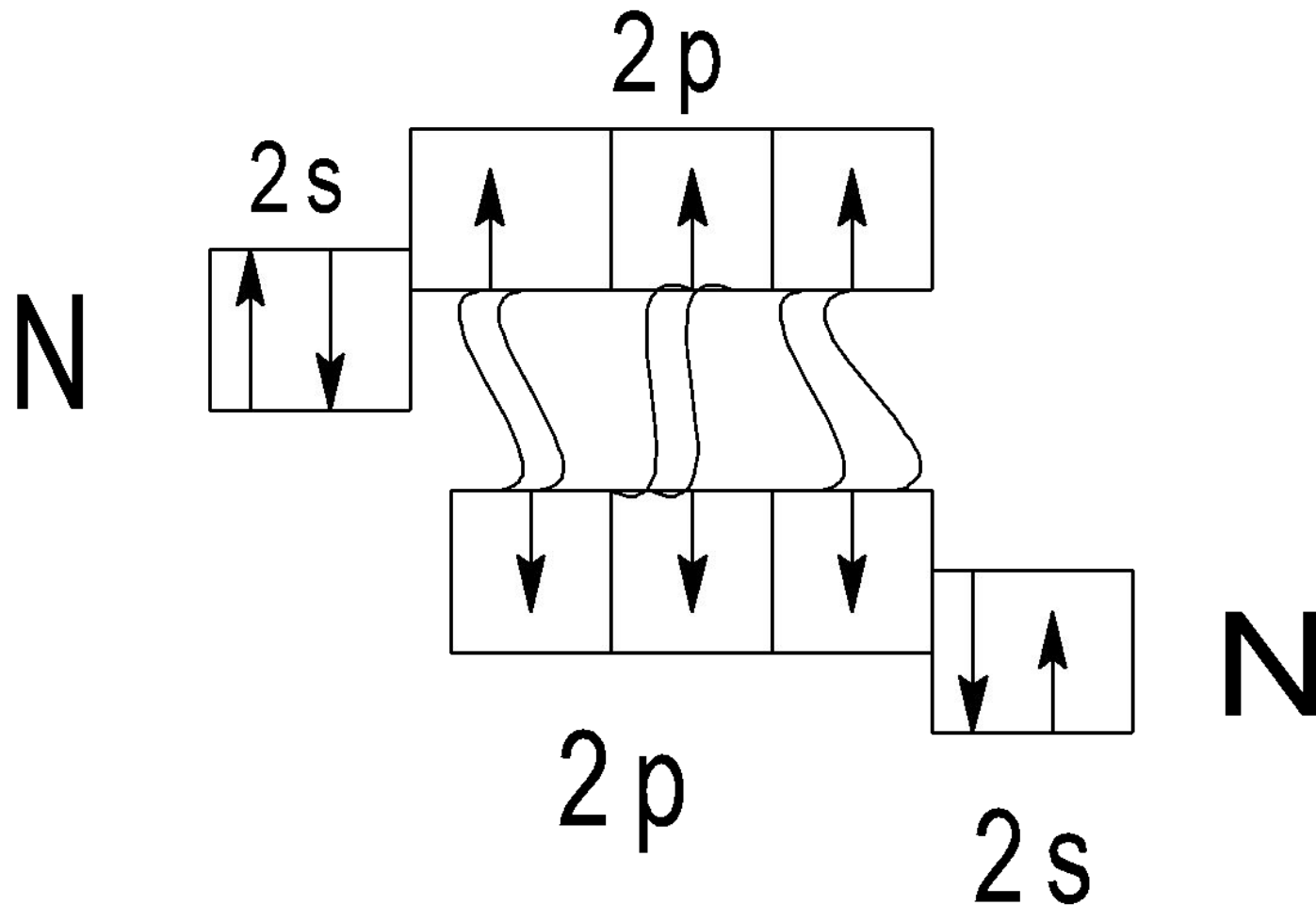
Электронная формула
валентной оболочки азота



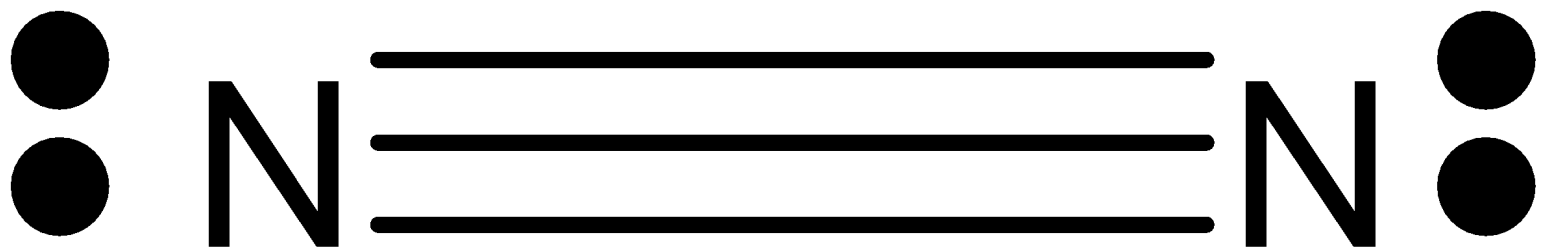
3



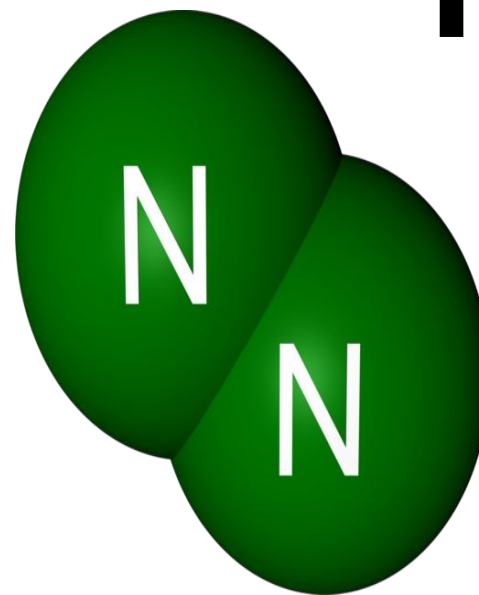
Образование молекулы азота



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

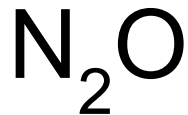
1+

2+

3+

4+

5+



Чилийская селитра (NaNO_3)



Химические свойства

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



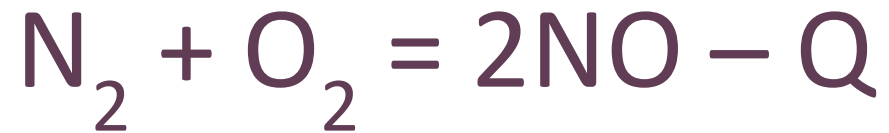
Свободный азот реагирует в обычных условиях только с литием, образуя нитрид.

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**.



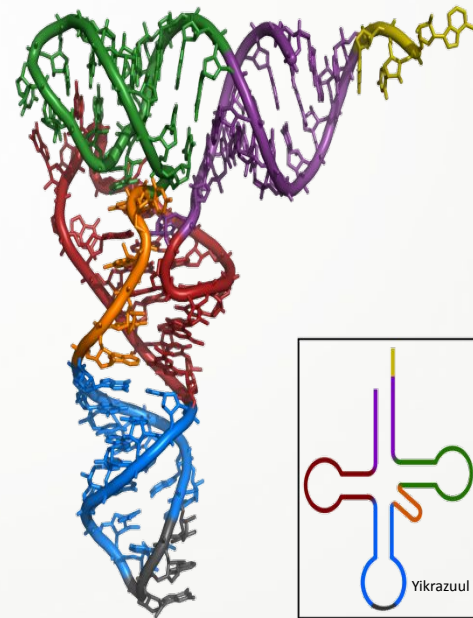
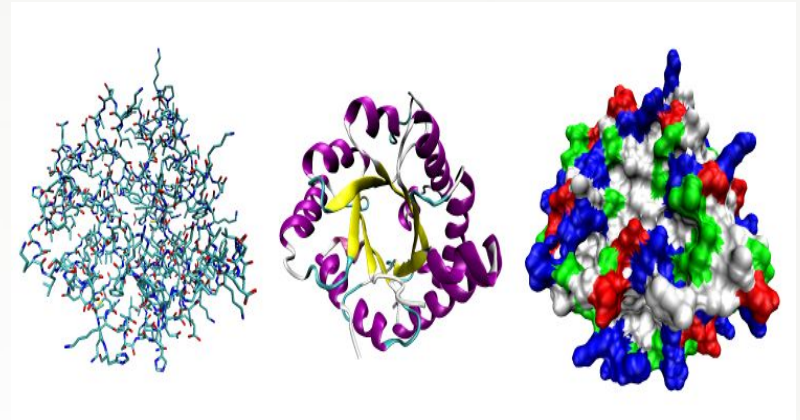


В природе азот содержится в основном в атмосфере — 78% по объёму или 75,5% по массе.

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

Без белка нет жизни, а без азота нет белка.

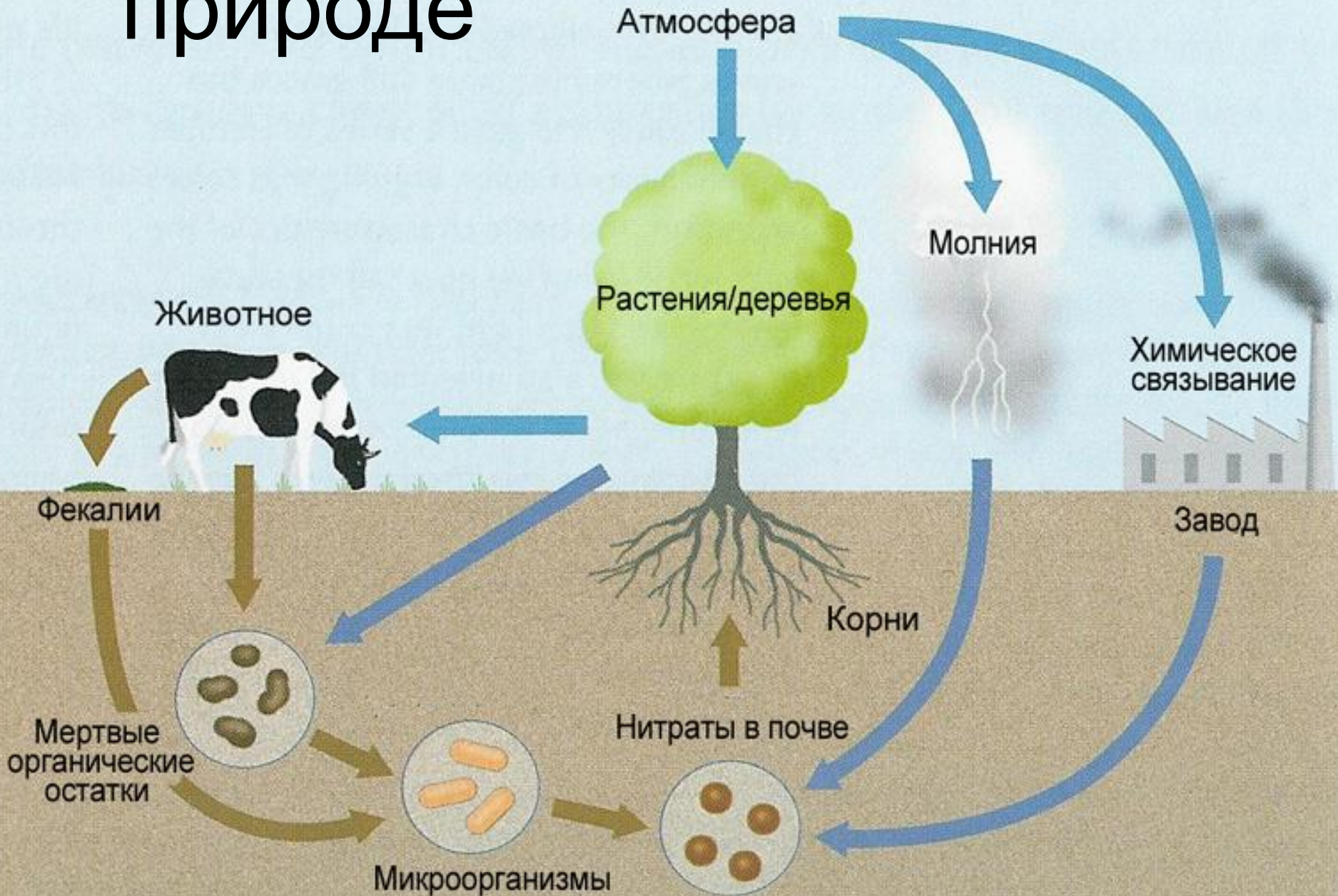
Все основные части клеток тканей организма построены из молекул, в состав которых входит азот.



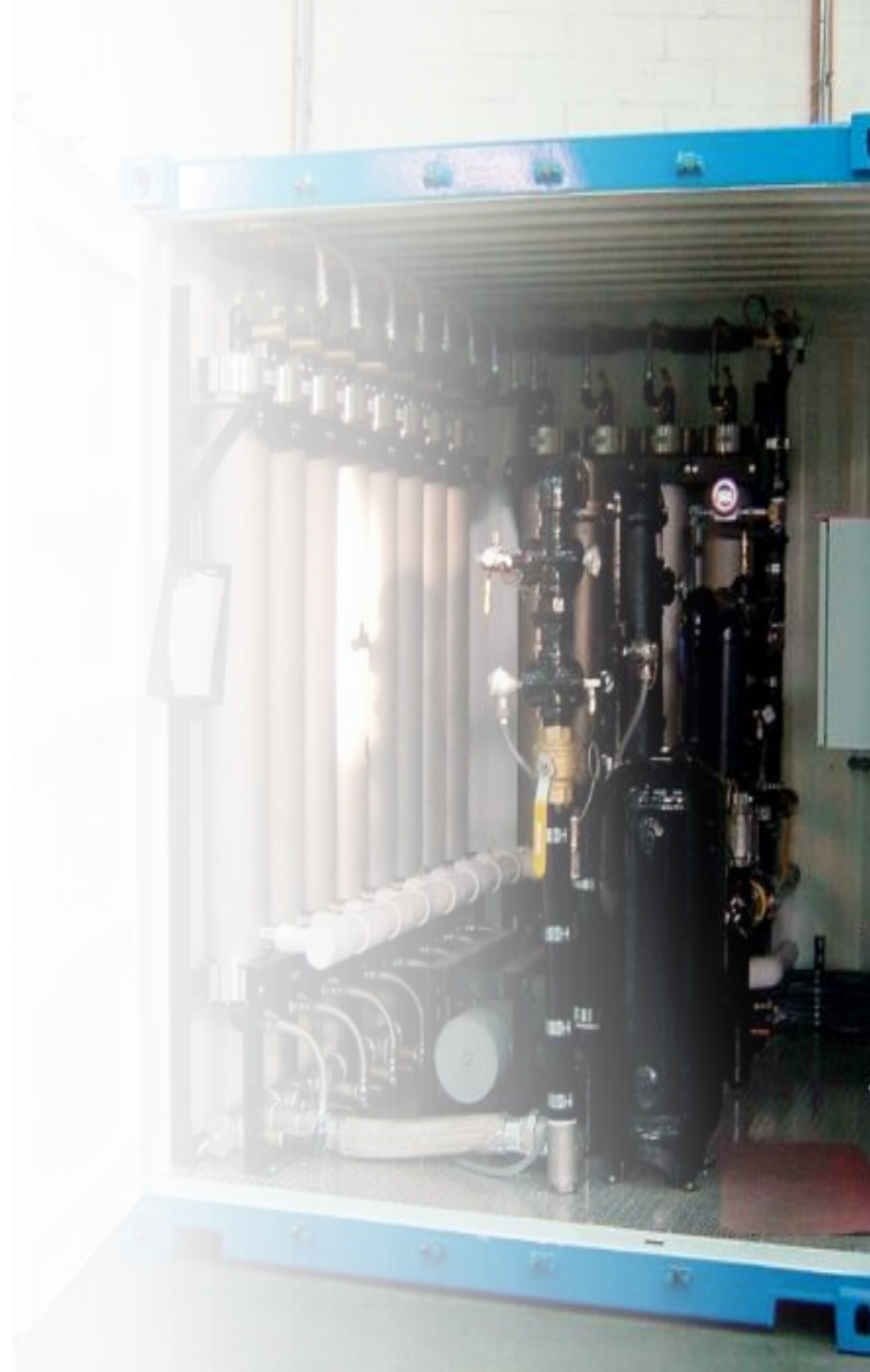
Организм животного
содержит
1–10% азота от общей
массы тела, большая часть
всего азота
содержится в шерсти
и волосах, рогах —
около 15%.



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).

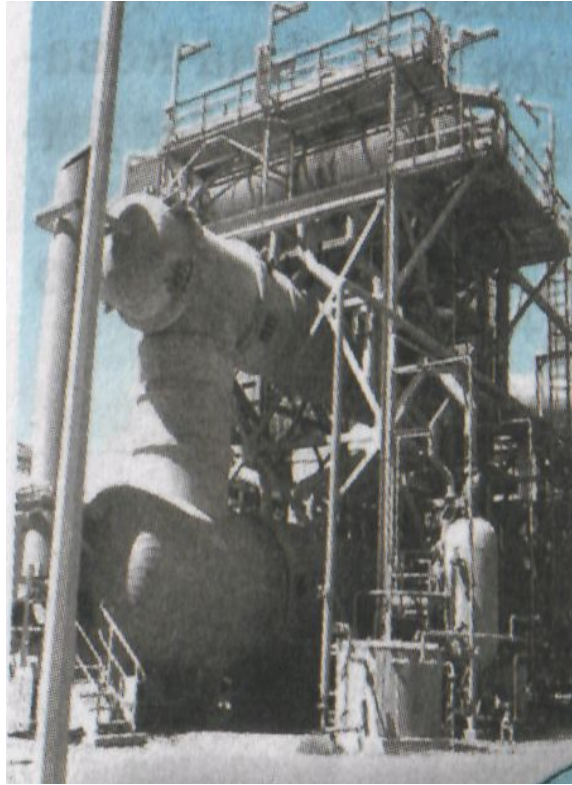


<https://www.youtube.com/watch?v=COS5rFocaTA>

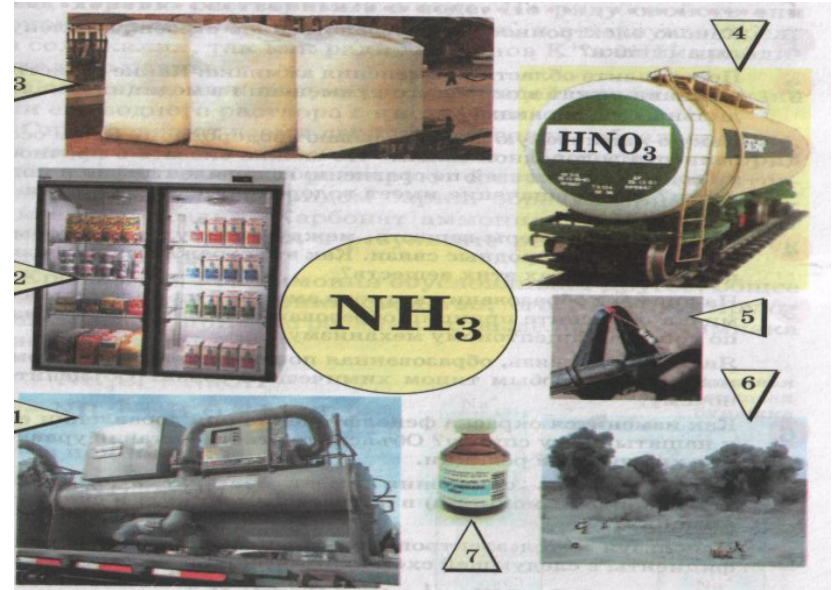
3. Пропускание аммиака над оксидом меди (II) при температуре $\sim 700^\circ\text{C}$:



Применение азота



Производство
аммиака и
производство
азотной кислоты



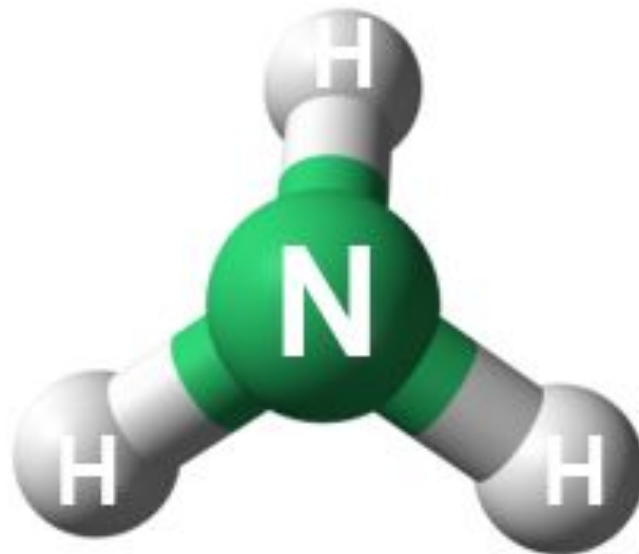
Холодильные установки,
производство удобрений,
в медицине, в быту
(нашатырный спирт)

Аммиак

Физические свойства

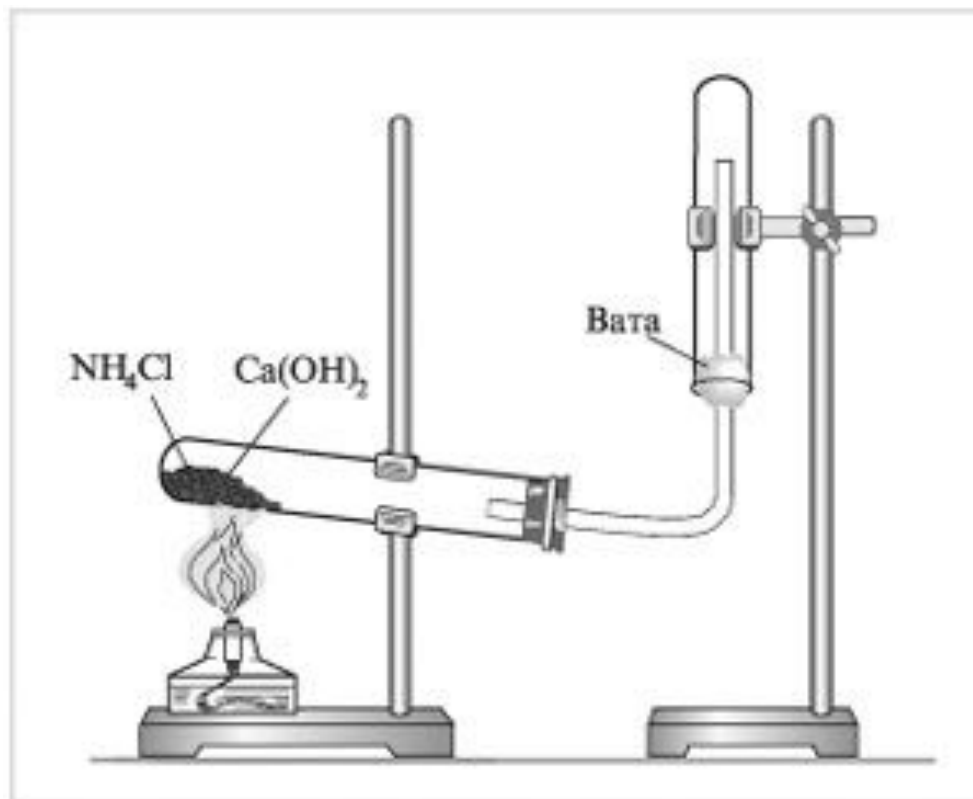
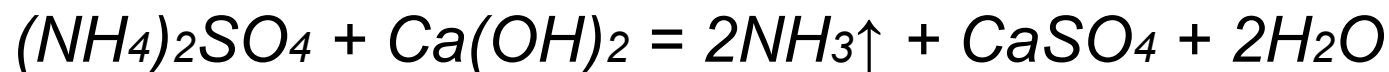
Аммиак — NH_3 , нитрид водорода — бесцветный газ с резким характерным запахом (запах нашатырного спирта), почти вдвое легче воздуха, ядовит.

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:

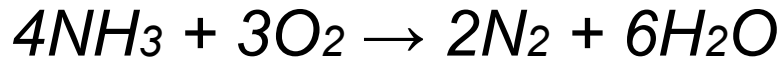


Химические свойства аммиака

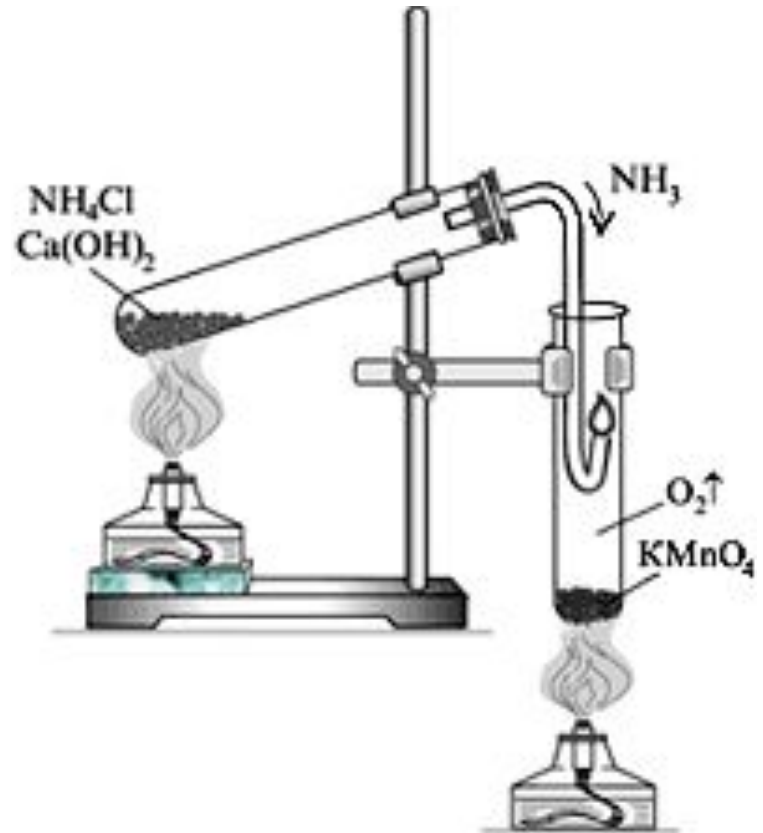
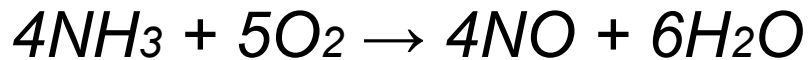
Восстановительные свойства

NH_3 – сильный восстановитель.

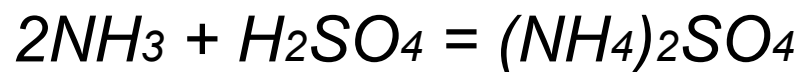
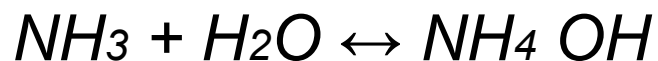
1. Горение аммиака (при нагревании)



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

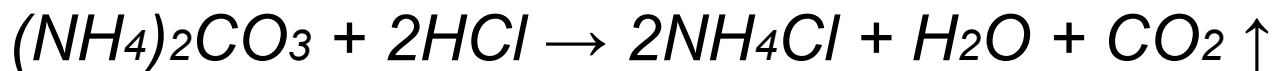
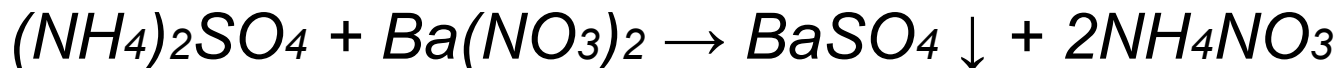


Взаимодействие с водой и кислотами



Соли аммония

1. Вступают в обменную реакцию с кислотами и солями:



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

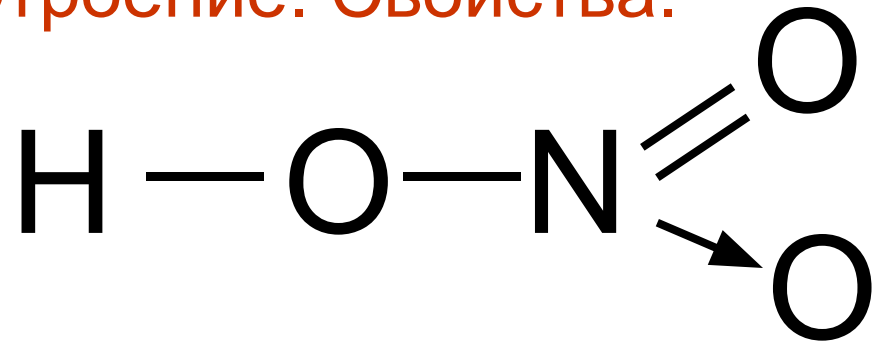
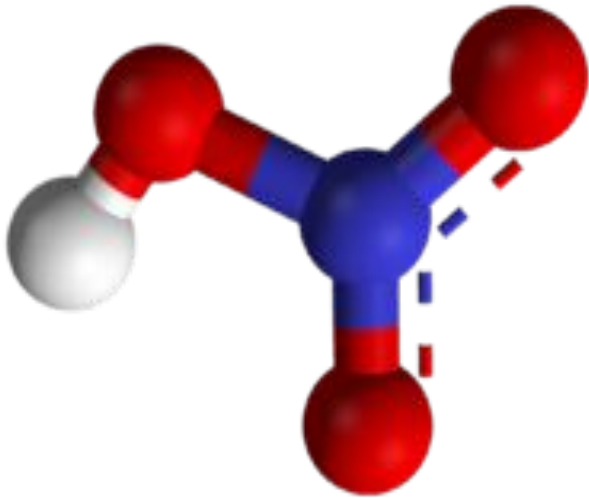


3. Разлагаются при нагревании



Азотная кислота

Состав. Структура. Свойства.



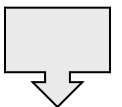
степень окисления азота **+5**

валентность азота **IV**

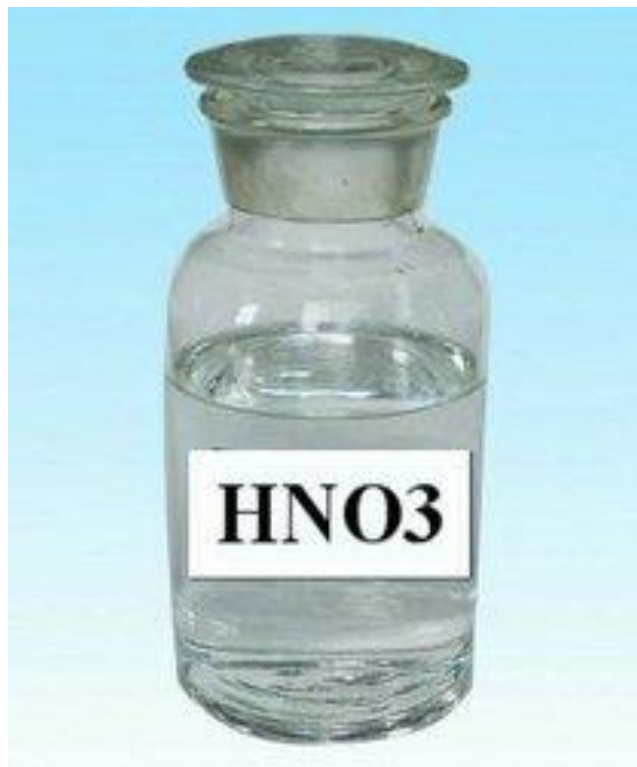
химическая связь

ковалентная полярная

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



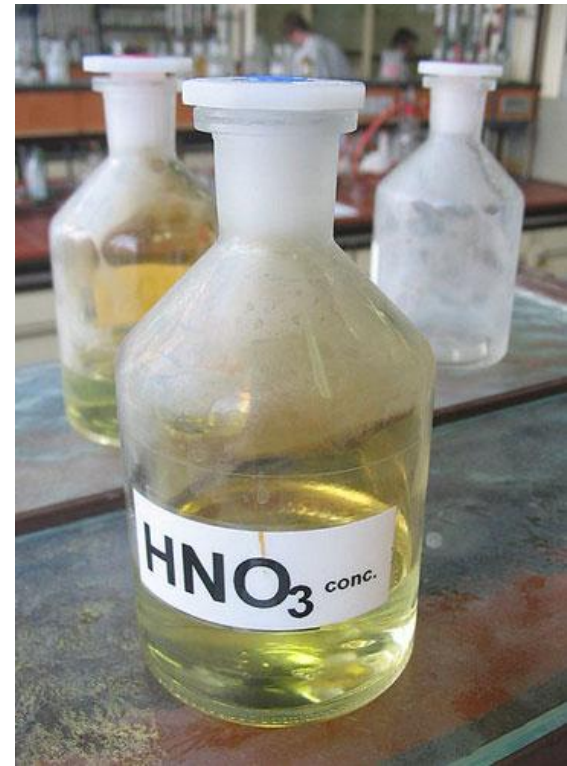
Азотная кислота – бесцветная гигроскопичная жидкость, с резким запахом, «дымит» на воздухе, неограниченно растворимая в воде. $t_{\text{кип.}} = 83^{\circ}\text{C}$.



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



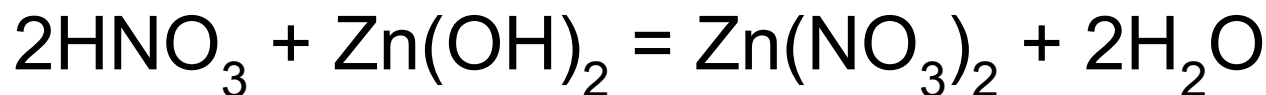
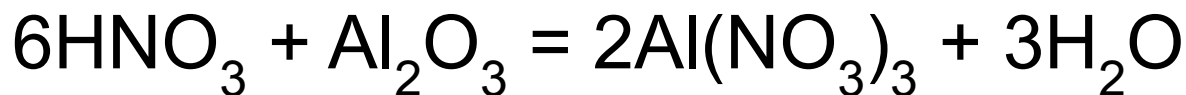
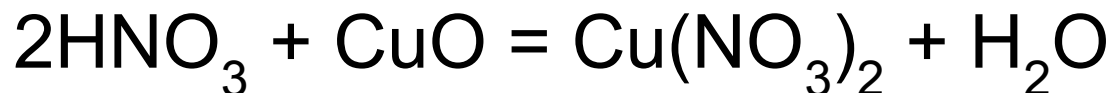
Азотная кислота ядовита.



Химические свойства азотной кислоты

Азотная кислота проявляет все типичные свойства кислот.

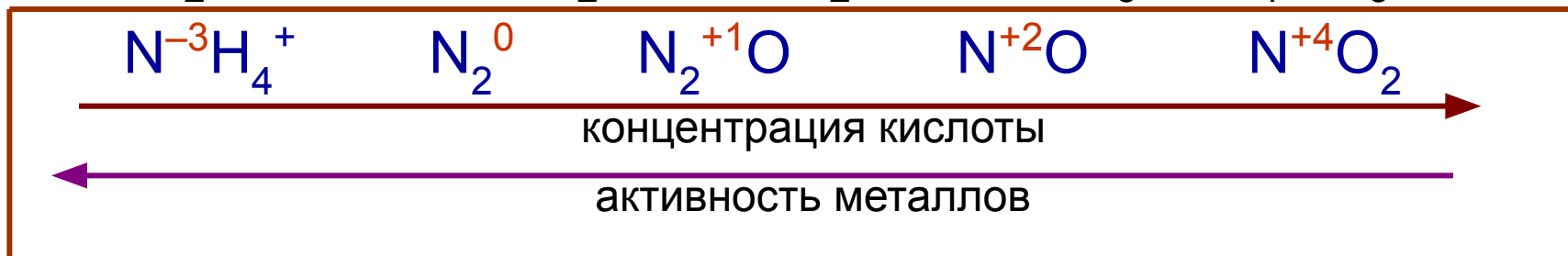
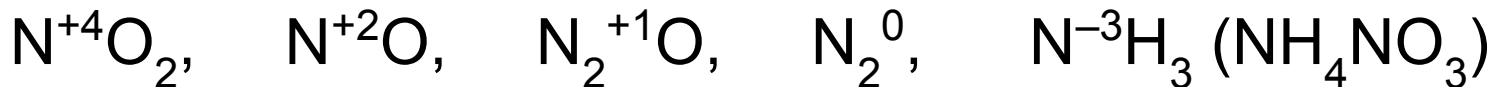
Кислоты взаимодействуют с основными и амфотерными оксидами, с основаниями, амфотерными гидроксидами, с солями.



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

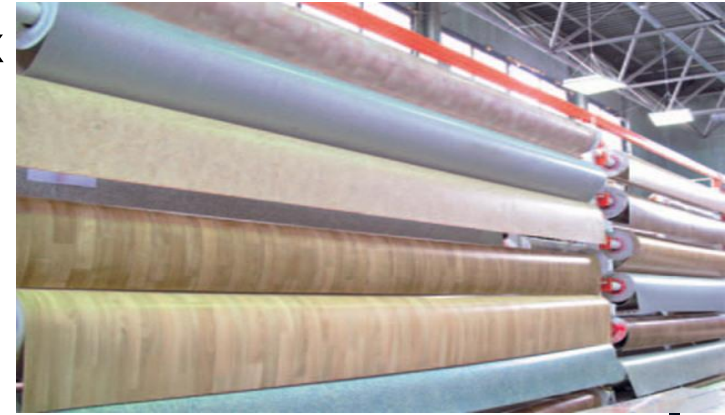
Производство пленок, нитролаков, нитроэмалей

6

Производство искусственных волокон

7

Как компонент нитрующей смеси, для травления металлов в металлургии



Соли азотной кислоты



Как называются соли азотной кислоты?

нитраты

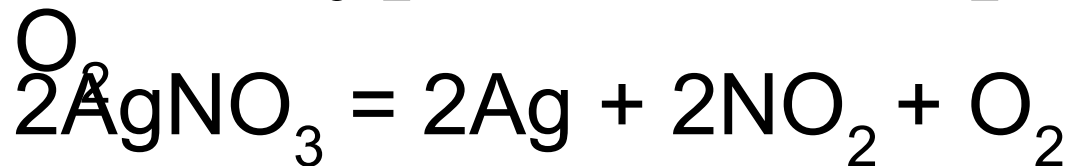
Нитраты K , Na , NH_4^+ называют селитрами

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





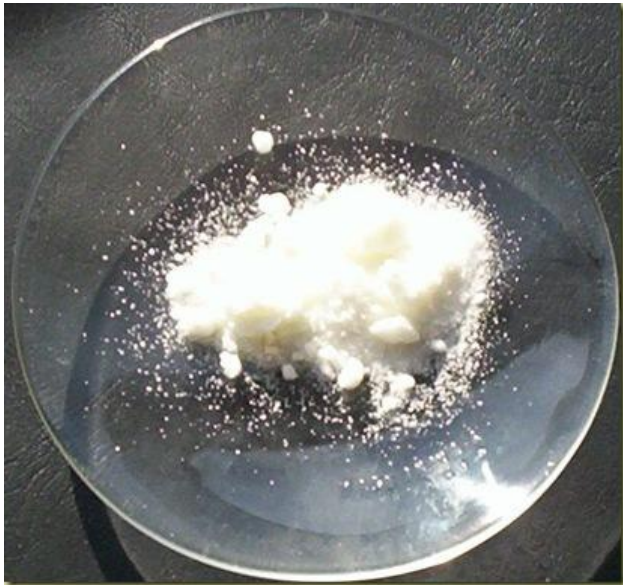
Нитрат калия (калиевая селитра)

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) $N^0 \rightarrow N^{+2} \rightarrow N^{+4} \rightarrow N^{+5}$ 