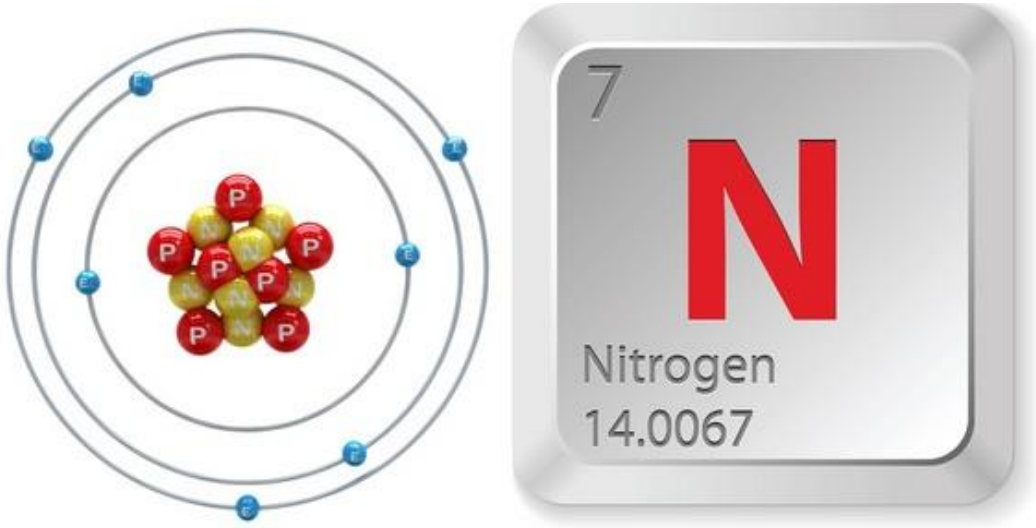
АЗОТ ТА ЙОГО СПОЛУКИ.



http://www.livescience.com/images/i/000/039/029/i02/nitro-set.jpg?1366053125?interpolation=lanczos-none&downsize=640:*

Атомний номер: 7
Електронна конфігурація: $1s^2 2s^2 2p^3$
Температура плавлення: -210°C
Атомна маса: 14,0067 а. о. м. ± 0,0001 а. о. м.
Температура кипіння: -195,8°C

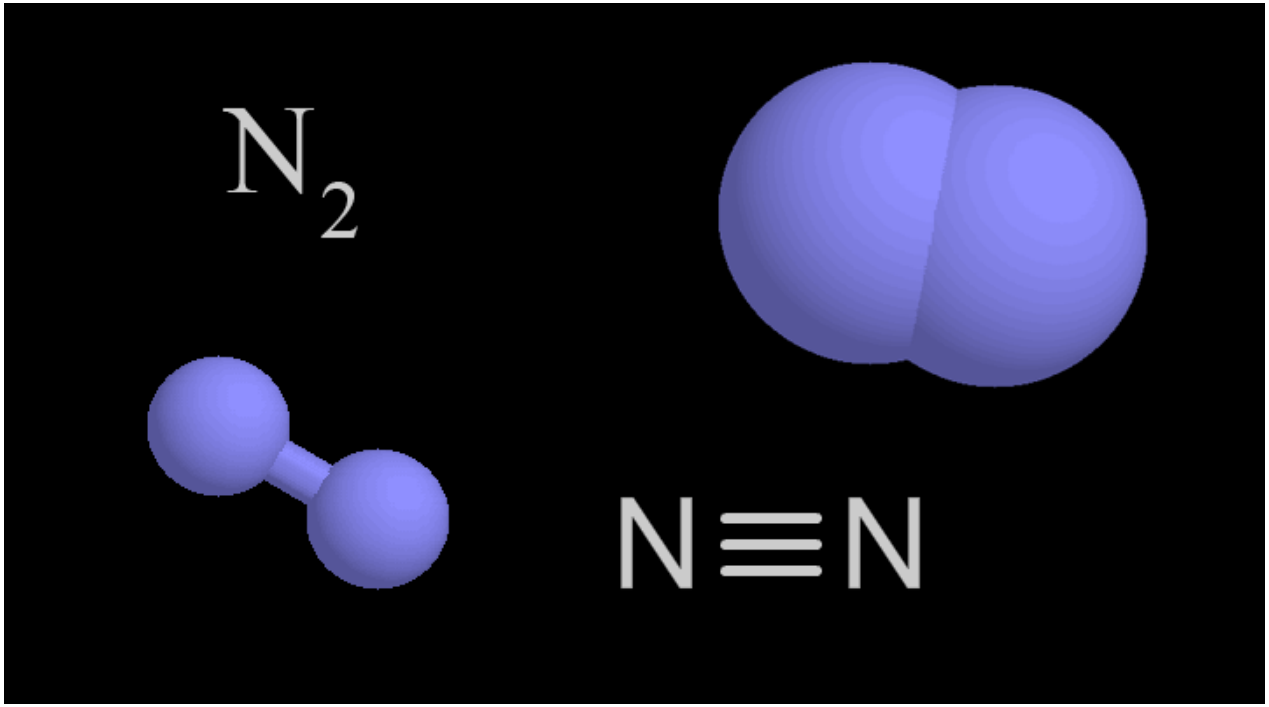
https://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%90%D0%B7%D0%BE%D1%82

http://members.mrtc.com/anvk/cryogenics/DSCN8224s.JPG

Азо́т або **нітроге́н** (хімічний символ — **N,** лат. *Nitrogenium*) — хімічний елемент з атомним номером **7**, який належить до 15-ої групи (за старою класифікацією — головної підгрупи V групи), 2-го періоду періодичної системи хімічних елементів, та є представником двоатомних неметалів.

Також, **азо́т** (N_2) — проста речовина, яку утворює хімічний елемент азот (два атоми якого, об'єднуючись, утворюють молекулу хімічної речовини азоту) — (за нормальних умов) хімічно-малоактивний, двоатомний газ без запаху, кольору та смаку.

У природі нітроген існує в основному у вигляді молекулярного азоту, який є головною складовою частиною повітря (75.6 % за вагою або 78.09 % за об'ємом); в меншій кількості — в мінералах та сполуках характерних для живої природи. Газ азот малорозчинний у воді, має низьку хімічну активність, проте при високих температурах й тиску, та/або при наявності каталізаторів він утворює сполуки з воднем, металами, киснем та ін. Азот повітря використовують у виробництві аміаку, азотної кислоти, добрив, а також як газ для створення інертного середовища.



http://scied.ucar.edu/sites/default/files/images/large_image_for_image_content/nitrogen_n2_molecule_720x400.png

*Хімічні властивості

За звичайних умов азот реагує лише з літієм, з іншими металами – при нагріванні, утворюючи нітриди. З воднем сполучається лише при підвищених температурах і тиску, з киснем – при температурах понад 3000оС. У реакціях з киснем і фтором є відновником, в інших випадках – окисником:

$6Li + N_2 \rightarrow 2Li3N$

$3Mg + N_2 \rightarrow Mg_3N_2$

$3H2 + N_2 \rightarrow 2NH_3$

$O_2 + N_2 \rightarrow 2NO$

$N_2 + 3F_2 \rightarrow 2NF_3$

http://dok.znaimo.com.ua/docs/index-5319.html

Оксид азоту NO за звичайних умов є безбарвним газом
із дуже низькою температурою кипіння (-151,8°C)

У промислових масштабах синтез оксиду азоту(II) є однією зі стадій в отриманні нітратної кислоти. Його добувають окисненням аміаку киснем повітря в присутності каталізаторів.

Аміа́к, амоніа́к, NH_3 — неорганічна сполука, безбарвний газ із різким задушливим запахом, легший за повітря, добре розчинний у воді. Використовують переважно для виробництва азотних добрив, вибухових речовин і азотної кислоти. Рідкий аміак використовується в холодильних установках. Водний розчин аміаку (нашатирний спирт) застосовується в медицині.

У техніці головним способом добування аміаку є прямий синтез його з азоту і водню за реакцією:

$$N_2 + 3H_2 \rightleftarrows 2NH_3$$

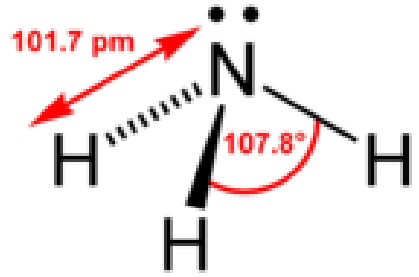
На сучасних заводах синтез проводять у більшості випадків при тисках 250–350 атм, а інколи навіть при 700–1000 атм. Чим більший тиск, тим більше рівновага реакції зміщується в бік утворення NH_3, тобто в бік збільшення виходу аміаку. Але процес при дуже високих тисках дуже дорогий і економічно невигідний.

В лабораторних умовах:

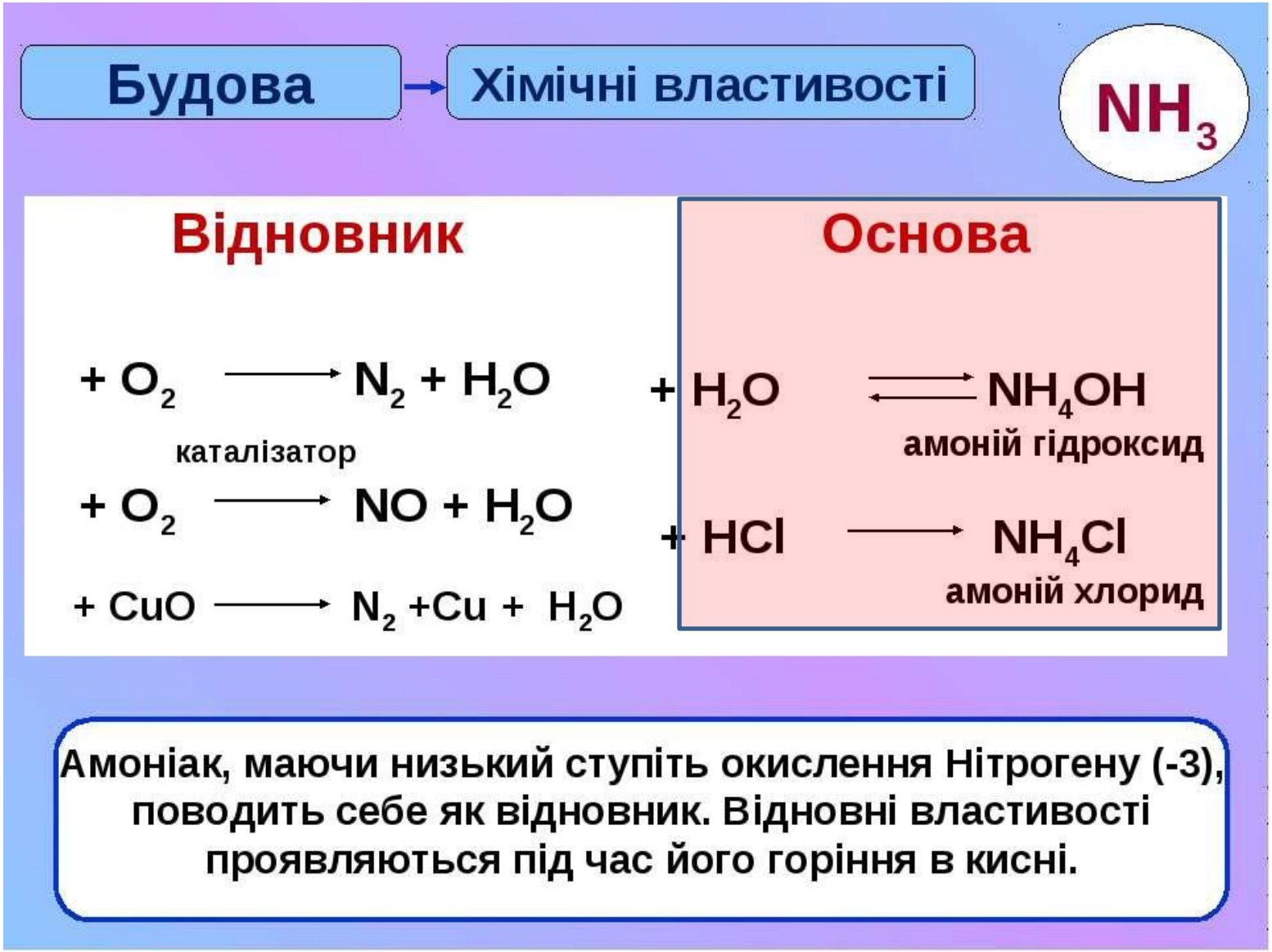
$$2NH_4Cl + Ca(OH)_2 \xrightarrow{t} 2NH_4OH + CaCl_2$$

$$NH_4OH \longrightarrow NH_3 + H_2O$$

Молярна маса	17,0306 г/моль
Зовнішній вигляд	Безбарвний газ із різким та сильним запахом
Густина	0,6942 [1]
$T_{пл}$	−77,73 °C (195,42 K)
$T_{кип}$	−33,34 °C (239,81 K)
Розчинність(вода)	89,9 г/100 мл при 0 °C



$$NH_3 + H_2O \leftrightarrows NH_4^+ + OH^- \leftrightarrows NH_4OH$$

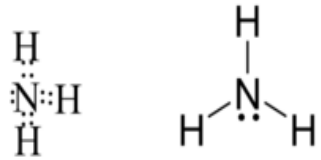


Буринська Н.М., Величко Л.П. Хімія Підручник для 10 класу. –Київ: Ірпінь, 2000.

http://svitppt.com.ua/himiya/virobnictvo-amoniaku.html

Хімічні властивості [ред. • ред. код]

Молекули аміаку утворюються за допомогою ковалентних зв'язків. Електронна і структурна формули молекули аміаку такі:



Однак зв'язки N — H в молекулі аміаку полярні, оскільки електронна пара зміщена до атома азоту. Тому атом азоту має негативний заряд, а атом водню — позитивний. У хімічному відношенні аміак є відновником, а сам звичайно окиснюється до вільного азоту. Так, в атмосфері кисню аміак горить за реакцією:

$$4NH_3 + 3O_2 \longrightarrow 2N_2 + 6H_2O$$

Амоніак також легко відновлює монооксид міді до металічної міді при високій температурі за реакцією:

$$3CuO + 2NH_3 \xrightarrow{t} 3Cu + N_2 + 3H_2O$$

Гідроксид амонію [ред. • ред. код]

При розчиненні аміаку в воді частина його молекул взаємодіє з водневими іонами води з утворенням складного катіона амонію NH_4^+. Разом з тим відповідна кількість гідроксильних груп OH^- води звільняється. Цей процес рівноважний. Його можна зобразити таким рівнянням:

$$NH_3 + H_2O \leftrightarrows NH_4^+ + OH^- \leftrightarrows NH_4OH$$

Звідси виходить, що в розчині аміаку в рівновазі одночасно існують молекули аміаку, води і гідроксиду амонію та іони амонію і гідроксиду.

Гідроксид амонію є дуже нестійкою речовиною і може існувати лише в розчині. При нагріванні розчину рівновага зміщується вліво, і розчин розкладається на вихідні речовини. Цей розклад частково відбувається і при звичайній температурі, тому розчини аміаку завжди мають специфічний запах. При тривалому кип'ятінні розчину можна повністю видалити аміак. Цим інколи користуються в лабораторіях для одержання невеликих кількостей аміаку.

Розчин гідроксиду амонію забарвлює лакмус у синій колір. З кислотами розчин гідроксиду амонію утворює солі, наприклад:

$$NH_4OH + HCl \longrightarrow NH_4Cl + H_2O$$
$$NH_4OH + HNO_3 \longrightarrow NH_4NO_3 + H_2O$$
$$2NH_4OH + H_2SO_4 \longrightarrow (NH_4)_2SO_4 + 2H_2O$$

https://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%90%D0%BC%D1%96%D0%B0%D0%BA

Застосування:

- Амоніак - один з найважливіших продуктів сучасної хімічної промисловості. Головною галуззю його застосування є виробництво нітратної кислоти і азотних добрив. Крім того, аміак використовують для виробництва багатьох інших хімічних продуктів. Зріджений аміак і водний розчин аміаку застосовують безпосередньо як азотне добриво.

http://svitppt.com.ua/images/56/55023/770/img16.jpg

Пари аміаку збуджують ЦНС, особливо центри довгастого мозку. У високих концентраціях вони можуть спричинити рефлекторну зупинку дихання. При призначенні всередину засіб подразнює слизову оболонку шлунка і викликає блювоту.

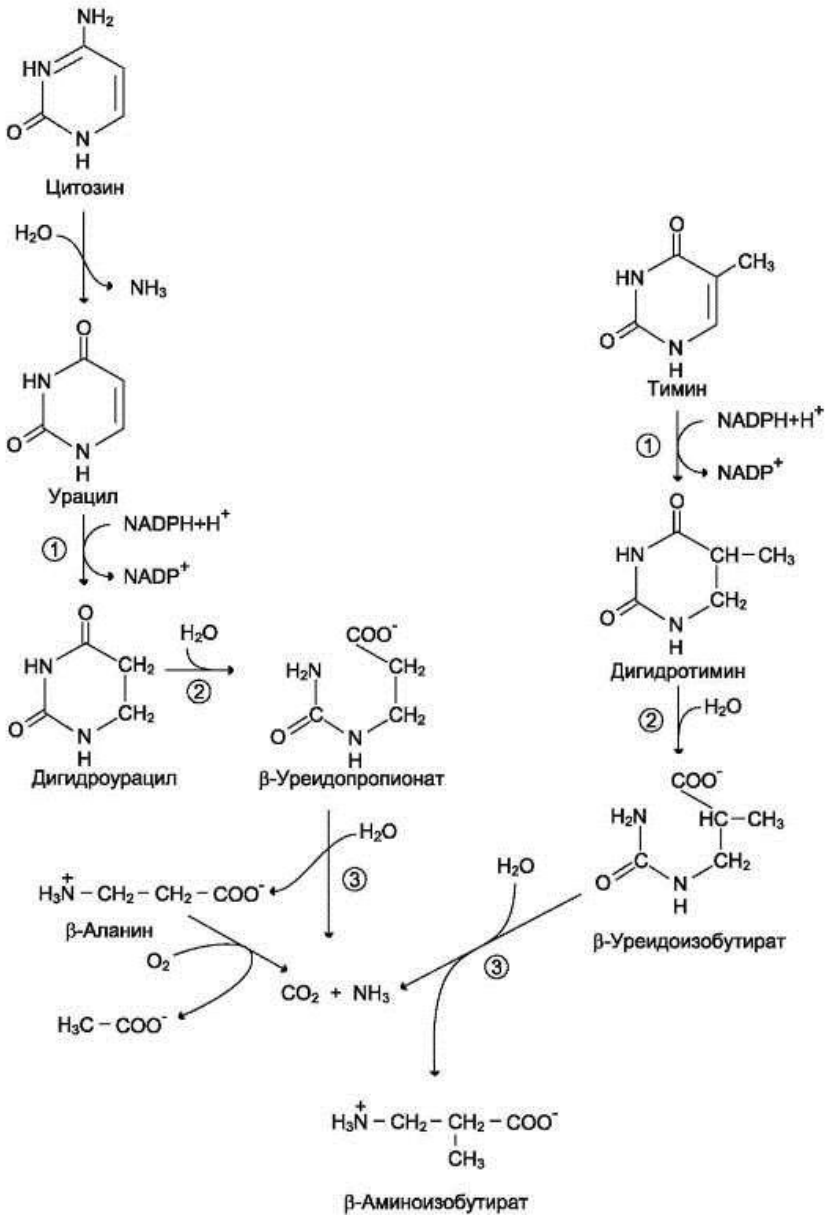
Аміачна вода часто використовується для чищення виробів з дорогоцінних металів (срібло, золото). Для цього використовуються розчини нашатирного спирту у воді в співвідношенні 1:4. Після чищення прикраси протирають м’якою ганчіркою. Не варто забувати про те, що водний розчин аміаку можна використовувати і при пранні. Для поліпшення піноутворення на відро води потрібно додати 2-3 чайні ложки гідроксиду амонію. В такій воді білизну чудово відбілюється. Для видалення плям кави та шоколаду можна використовувати розчин аміаку, розведений з водою у співвідношенні 1:25.

Найважливіші азотовмісні сполуки живої клітини:

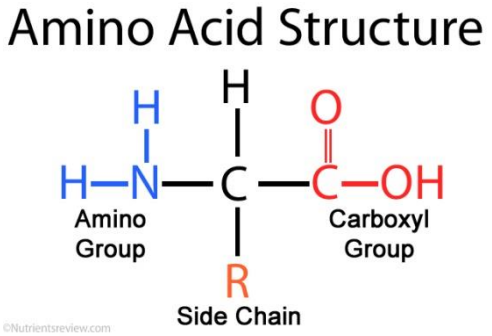
Амінокислоти

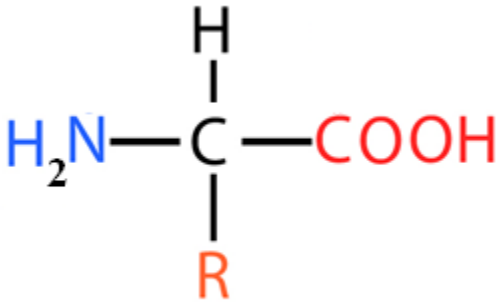
Пурини та піримідини

Вітаміни

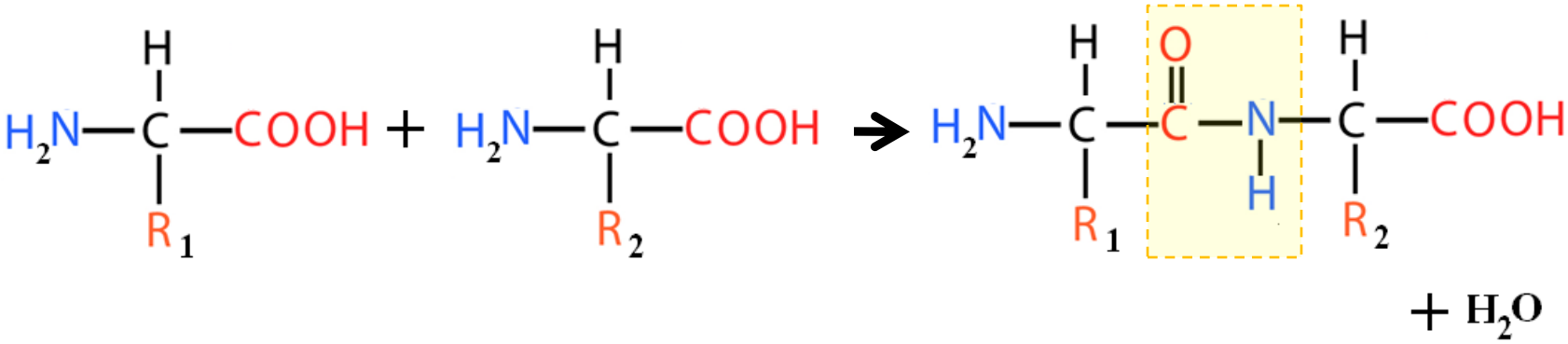


АМІНОКИСЛОТИ У БІЛКАХ З'ЄДНАНІ ПЕПТИДНИМ ЗВ'ЯЗКОМ





Усі амінокислоти — безбарвні кристалічні речовини, гіркі (крім гліцину) на смак. За винятком гліцину, містять асиметричний атом вуглецю, тому є оптично активними речовинами; належать до L-ряду.



Ступінь окиснення	Формула	Назви	Фізичні властивості
+1	N_2O	нітроген (I) оксид, закис азоту, геміоксид азоту, звеселяючий газ, монооксид діазоту	безбарвний газ з характерним солодким запахом, мало розчинний у воді
+2	NO	нітроген (II) оксид, монооксид азоту	безбарвний газ без запаху, мало розчинний у воді
+3	N_2O_3	нітроген (III) оксид, оксид азоту (III), нітритний ангідрид	темно-синя рідина, реагує з водою
+4	NO_2	нітроген (IV) оксид, оксид азоту (IV), бурий газ	бурий отруйний газ з характерним запахом, при 21 ^{0}C утворює червону рідину,
	N_2O_4	нітроген (IV) оксид, тетраоксид діазоту	при –11,2 ^{0}C – тверда, безбарвна, кристалічна речовина, реагує з водою
+5	N_2O_5	нітроген (V) оксид, оксид азоту (V), нітратний ангідрид	білі кристали, при 20 ^{0}C розкладаються на NO_2 та O_2, реагує з водою

Роль оксиду азоту(II) як сигнальної молекули в живих організмах була відкрита у 1980-их роках, а 1998 Роберт Ферчготт, Луїс Ігнарро і Ферід Мурад отримали Нобелівську премію з фізіології або медицини за з'ясування його функцій у серцево-судинній системі[3]. Монооксид азоту є паракринним фактором завдяки своїй здатності швидко дифундувати черезмембрани клітин, проте через високу реакційність відстань такої дифузії обмежена 1 мм а час півжиття молекул NO становить 5—10 секунд. Нітроген моноксид виконує сигнальну функцію як у тварин, так і в рослин, навіть деякі бактерії можуть відчувати дуже невеликі його концентрації і рухатись у сторону від джерела цієї сполуки[4].

У ссавців NO задіяний у низці фізіологічних процесів, таких як регуляція артеріального тиску, передача нервових імпульсів, зсідання крові та імунна відповідь.

Синтез оксиду азоту(II) здійснюється шляхом деамінування амінокислоти аргініну і забезпечується ферментом NO-синтазою (NOS).

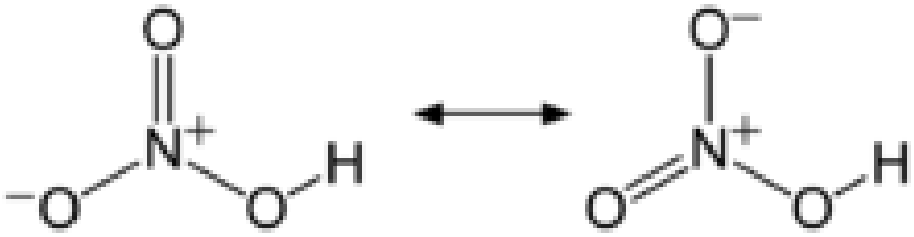
У рослин NO бере участь у захисних реакціях під час ушкоджень та інфекцій[4]. Також монооксид азоту відіграє роль у функціонуванні імунної системи тварин. Активовані макрофаги та нейрофіли (а також клітини ендотелію) виробляють його у великих кількостях під час запальних процесів.

https://uk.wikipedia.org

https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/6/60/Nitrogen_dioxide_at_different_temperatures.jpg

$$2NO_2 + H_2O = HNO_2 + HNO_3$$

Азотна кислота, нітратна кислота (**HNO_3**) — сильна одноосновна кислота. Висококорозійна кислота, реагує з більшістю металів, сильний окисник. Має тенденцію набувати жовтого відтінку через накопичення оксидів азоту, при довгому зберіганні.



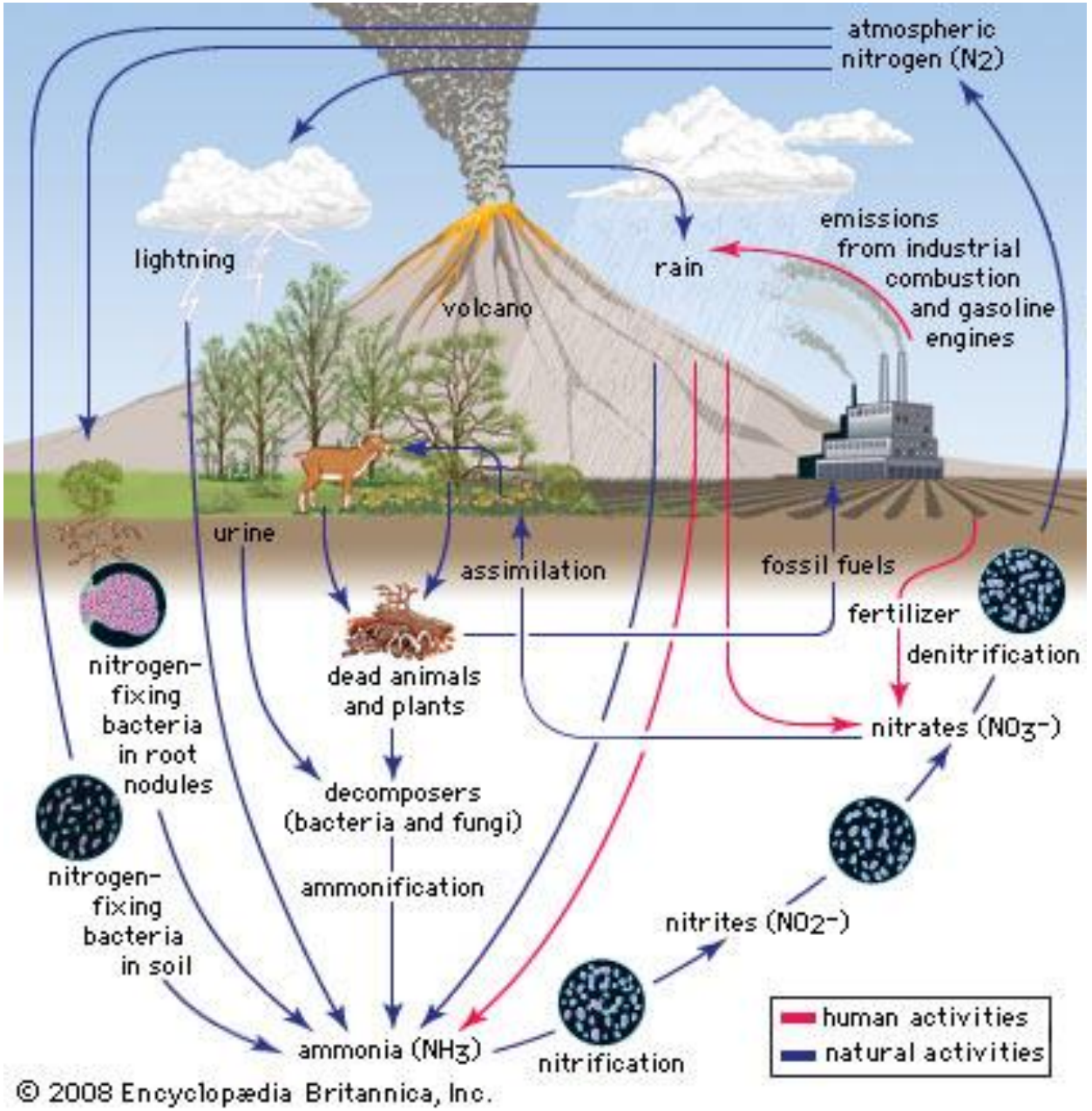
$$Cu + 4HNO_3 = Cu(NO_3)_2 + 2NO_2\uparrow + 2H_2O$$

$$HNO_3 + KOH = KNO_3 + H_2O$$

*Потрапляння мінеральних добрив у водойми

Заростання водойм

Загибель водних організмів



https://media1.britannica.com/eb-media/77/54477-004-ED3131BF.jpg