

# ЛЬВІВСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ УНІВЕРСИТЕТ ФІЗИЧНОЇ КУЛЬТУРИ

**Кафедра біохімії та гігієни**

Борецький Ю.Р.

**Азот та його сполуки.**

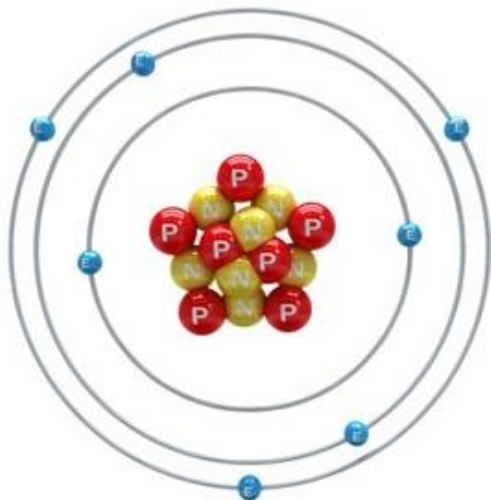
Лекція навчальної дисципліни «Харчова хімія»

Для студентів I курсу спеціальності 241 “Готельно-ресторанна справа”

ЗАТВЕРДЖЕНО  
на засіданні кафедри біохімії та гігієни  
Протокол № від 2018 року

Завідувач кафедри \_\_\_\_\_  
д.б.н. Борецький Ю.Р.

# НІТРОГЕН (АЗОТ) ЙОГО СПЛУКИ.



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

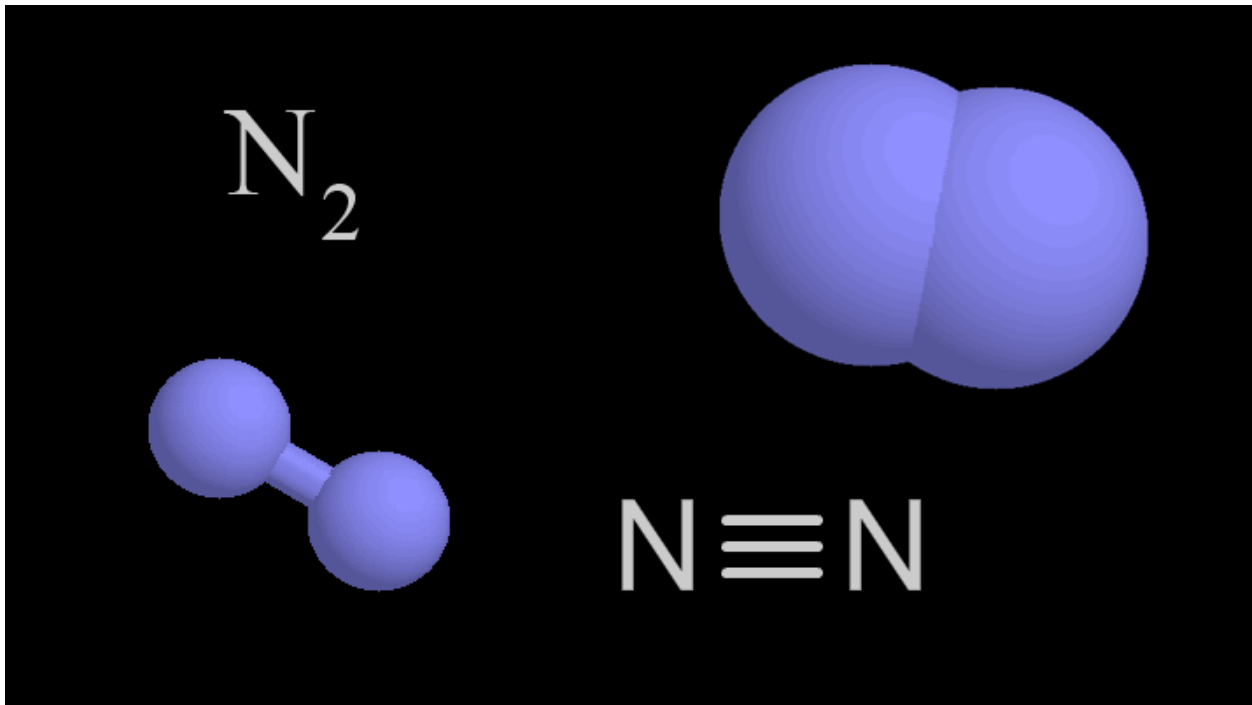
**Атомний номер: 7**

**Електронна конфігурація:  $1s^2 2s^2 2p^3$**

**Температура плавлення:  $-210^{\circ}\text{C}$**

**Атомна маса: 14,0067 а. о. м.  $\pm$  0,0001 а. о. м.**

**Температура кипіння:  $-195,8^{\circ}\text{C}$**



[http://scied.ucar.edu/sites/default/files/images/large\\_image\\_for\\_image\\_content/nitrogen\\_n2\\_molecule\\_720x400.png](http://scied.ucar.edu/sites/default/files/images/large_image_for_image_content/nitrogen_n2_molecule_720x400.png)



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

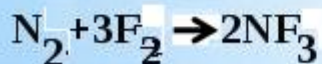
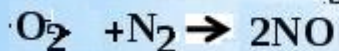
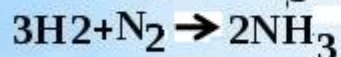
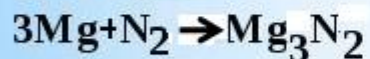
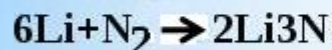
**Азот або нітрогін** (хімічний символ — **N**, лат. *Nitrogenium*) — хімічний елемент з атомним номером **7**, який належить до 15-ої групи (за старою класифікацією — головної підгрупи V групи), 2-го періоду періодичної системи хімічних елементів, та є представником двоатомних неметалів.

Також, **азот** (**N<sub>2</sub>**) — 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 нітрогін 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.

# \*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:



Оксид азоту NO за звичайних умов є безбарвним газом із дуже низькою температурою кипіння ( $-151,8^{\circ}\text{C}$ )

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

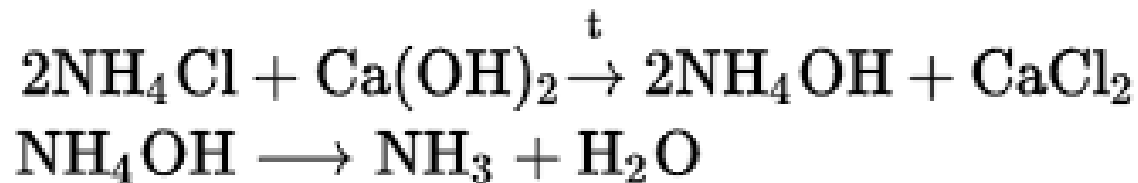
**Аміак, амоніак, NH<sub>3</sub>** — неорганічна сполука, безбарвний газ із різким задушливим запахом, легший за повітря, добре розчинний у воді. Використовують переважно для виробництва азотних добрив, вибухових речовин і азотної кислоти. Рідкий аміак використовується в холодильних установках. Водний розчин аміаку (нашатирний спирт) застосовується в медицині.

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



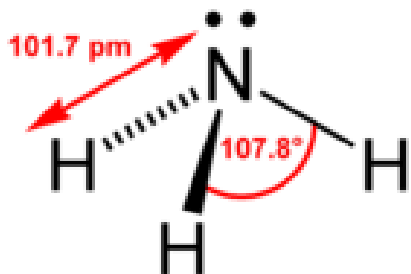
На сучасних заводах синтез проводять у більшості випадків при тисках 250–350 атм, а інколи навіть при 700–1000 атм. Чим більший тиск, тим більше рівновага реакції зміщується в бік утворення NH<sub>3</sub>, тобто в бік збільшення виходу аміаку. Але процес при дуже високих тисках дуже дорогий і економічно не вигідний.

В лабораторних умовах:





<u>Молярна маса</u>	17,0306 г/моль
Зовнішній вигляд	Безбарвний газ із різким та сильним запахом
<u>Густина</u>	0,6942 <sup>[1]</sup>
<u>T<sub>пл</sub></u>	-77,73 °C (195,42 <u>K</u> )
<u>T<sub>кип</sub></u>	-33,34 °C (239,81 <u>K</u> )
<u>Розчинність(вода)</u>	89,9 г/100 <u>мл</u> при 0 °C



Будова

Хімічні властивості

$\text{NH}_3$

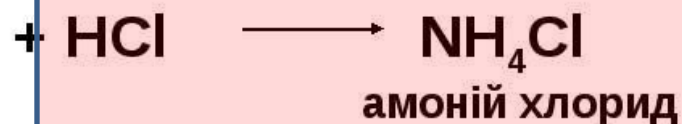
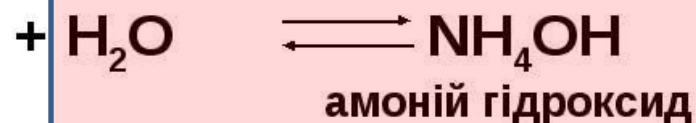
**Відновник**



каталізатор



**Основа**

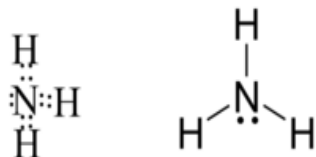


Амоніак, маючи низький ступіть окислення Нітрогену (-3), поводить себе як відновник. Відновні властивості проявляються під час його горіння в кисні.

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

## Хімічні властивості [ ред. • ред. код ]

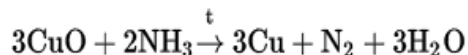
Молекули аміаку утворюються за допомогою ковалентних зв'язків. Електронна і структурна формули молекули аміаку такі:



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:

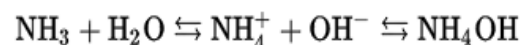


Амоніак також легко відновлює **монооксид міді** до металічної міді при високій температурі за реакцією:



## Гідроксид амонію [ ред. • ред. код ]

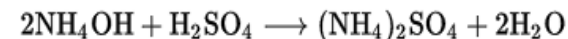
При розчиненні аміаку в воді частина його молекул взаємодіє з водневими іонами води з утворенням складного катіона амонію  $\text{NH}_4^+$ . Разом з тим відповідна кількість гідроксильних груп  $\text{OH}^-$  води звільняється. Цей процес рівноважний. Його можна зобразити таким рівнянням:



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:



# 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.



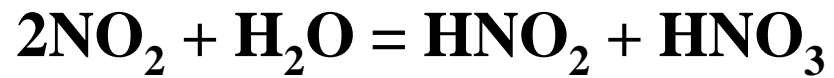
Пари аміаку збуджують ЦНС, особливо центри довгастого мозку. У високих концентраціях вони можуть спричинити рефлекторну зупинку дихання. При призначенні всередину засіб подразнює слизову оболонку шлунка і викликає блювоту.

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.

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 °C утворює червону рідину, при -11,2 °C – тверда, безбарвна, кристалічна речовина, реагує з водою
+5	$N_2O_5$	нітроген (V) оксид, оксид азоту (V), нітратний ангідрид	білі кристали, при 20 °C розкладаються на $NO_2$ та $O_2$ , реагує з водою



[https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/6/60/Nitrogen\\_dioxide\\_at\\_different\\_temperatures.jpg](https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/6/60/Nitrogen_dioxide_at_different_temperatures.jpg)



Роль оксиду азоту(II) як сигнальної молекули в живих організмах була відкрита у 1980-их роках, а 1998 [Роберт Ферчготт](#), [Луїс Ігнаро](#) і [Ферід Мурад](#) отримали Нобелівську премію з фізіології та медицини за з'ясування його функцій у серцево-судинній системі<sup>[3]</sup>. Монооксид азоту є [паракринним](#) фактором завдяки своїй здатності швидко [дифундувати](#) через [мембрани 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<sup>[4]</sup>.

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<sup>[4]</sup>. 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.

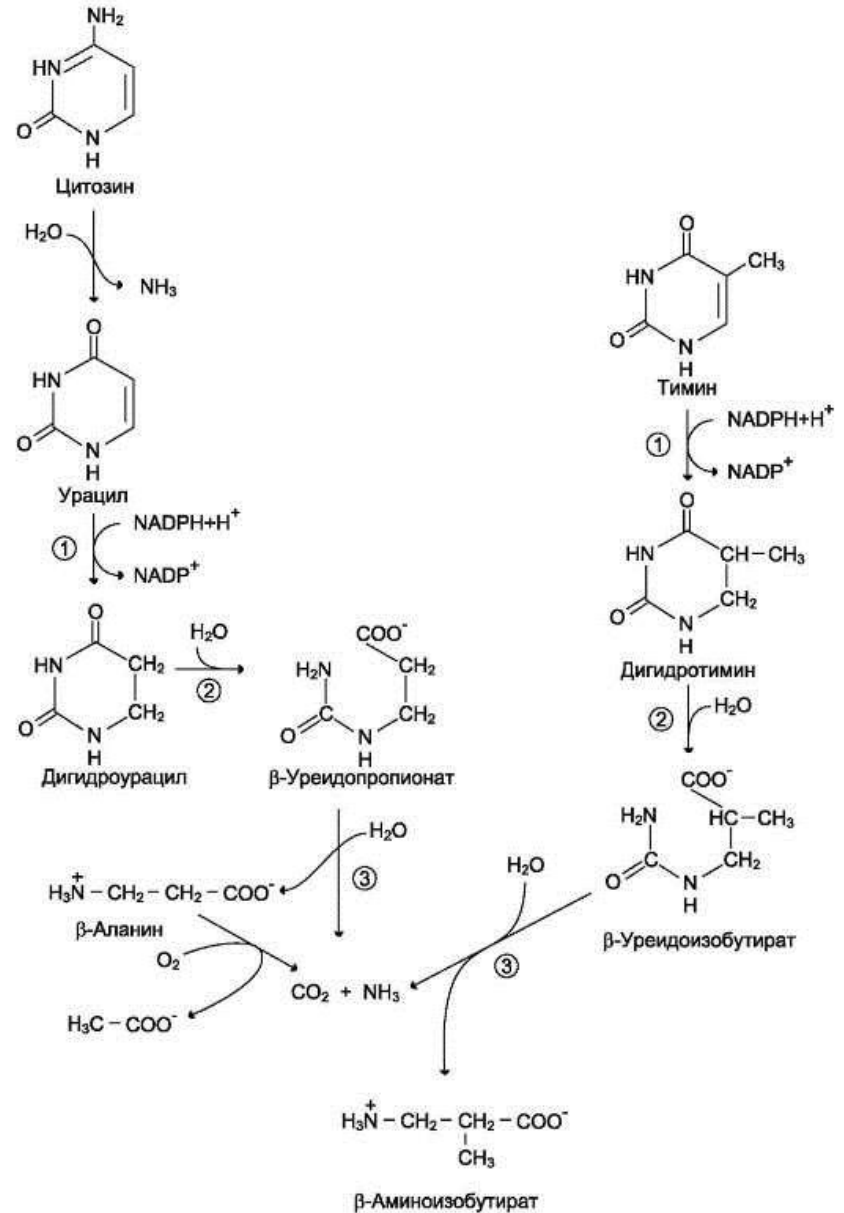


# Найважливіші азотовмісні сполуки живої клітини:

Амінокислоти

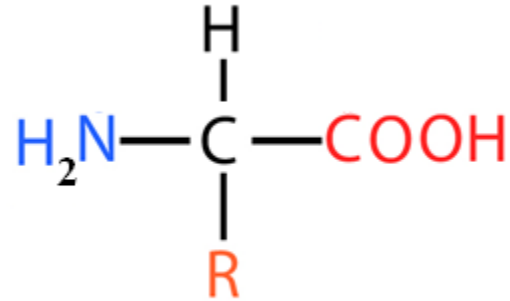
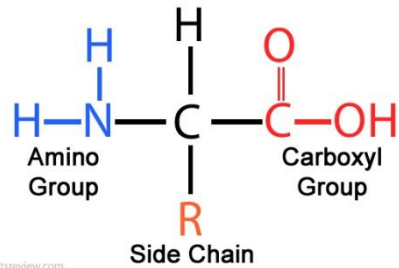
Пурини та піримідини

Вітаміни

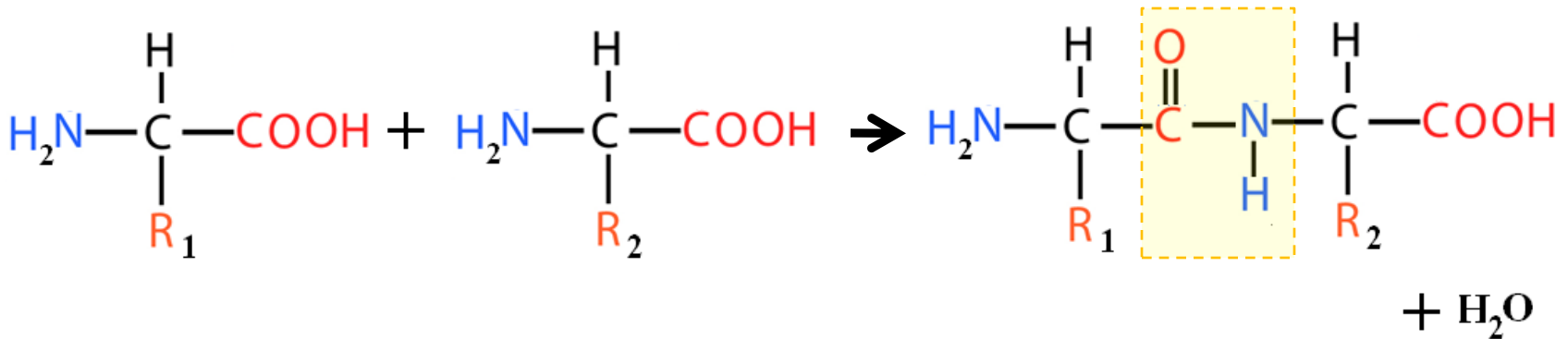


# АМІНОКИСЛОТИ У БІЛКАХ З'ЄДНАНІ ПЕПТИДНИМ ЗВ'ЯЗКОМ

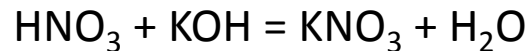
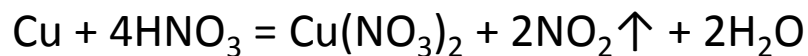
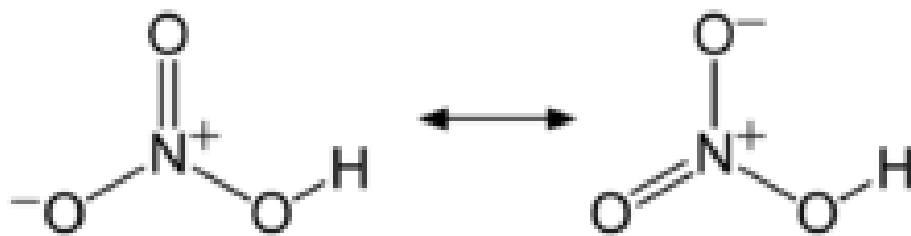
## Amino Acid Structure



**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.**



**Азотна кислота, нітратна кислота ( $\text{HNO}_3$ )** — сильна одноосновна кислота. Висококорозійна кислота, реагує з більшістю [металів](#), сильний [окисник](#). Має тенденцію набувати жовтого відтінку через накопичення [оксидів азоту](#), при довгому зберіганні.



# \* Потрапляння мінеральних добрив у водойми

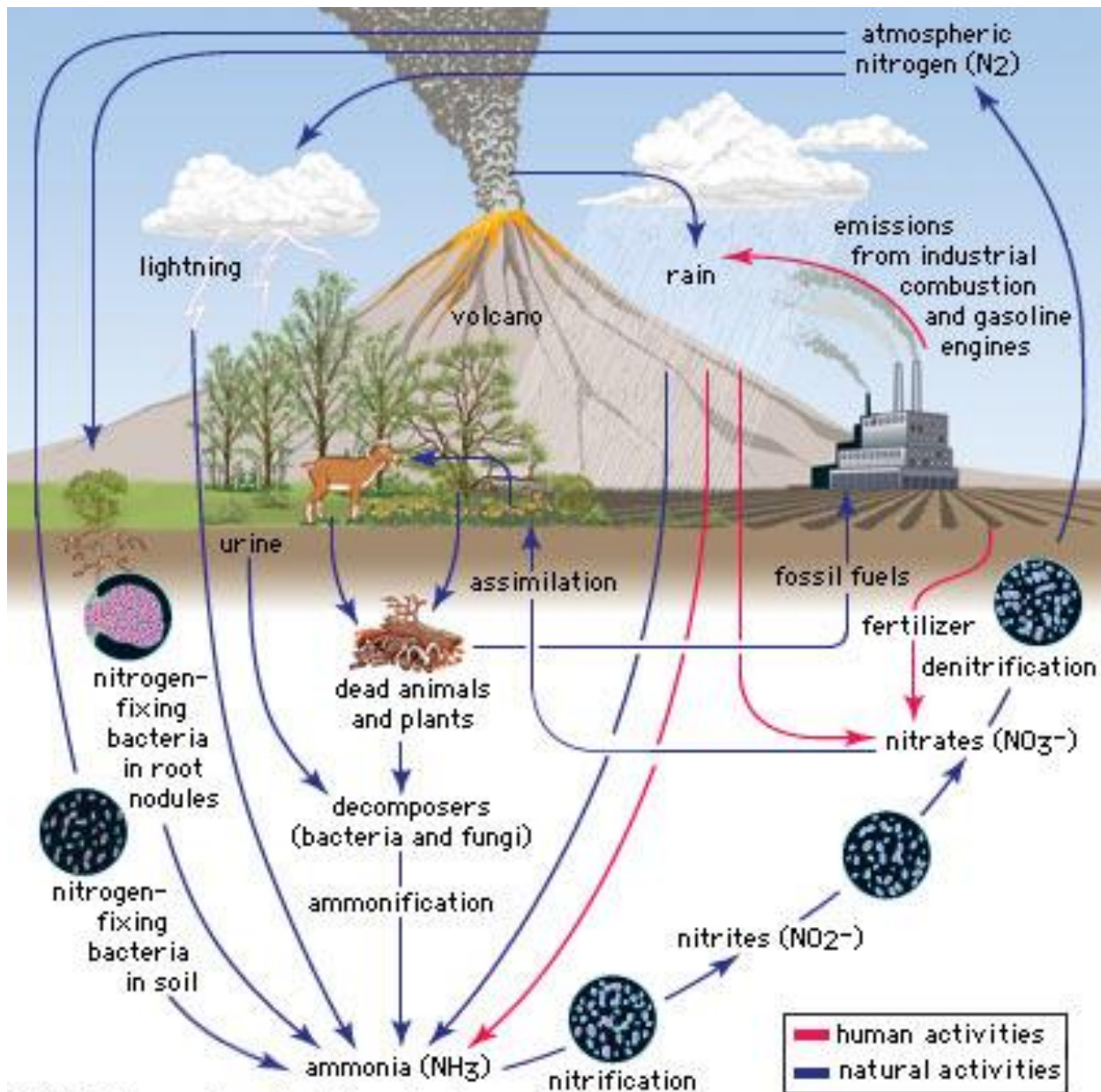


**Заростання водойм**



**Загибель водних організмів**





© 2008 Encyclopædia Britannica, Inc.