

Dr. Köteles István

egyetemi tanársegéd

SE Gyógyszerésztudományi Kar

# A nitrogéncsoport elemei és vegyületeik

---

# Általános jellemzés

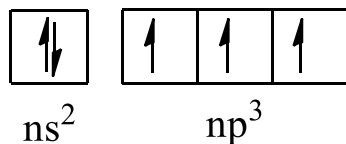
## V. főcsoport elemei:

nitrogén – N:  $N_2$  (molekularács)

foszfor – P:  $P_4$  (molekularács), *polimer* (atomrács)

(arzén - As, antimon - Sb, bizmut - Bi)

## Vegyértékhéjuk:



## Elektronegativitás:

**N** > **P**, nemfémes elemek

(As, Sb, Bi: nemfémes és fémes módosulatok)

## Olvadás és forráspont:

atomrács > molekularács

## Oxidációs számok:

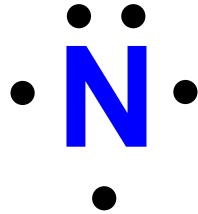
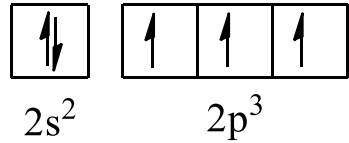
**N**: -3, 0, +1, +2, +3, +4, +5

**P**: -3, 0, +5

# Nitrogén

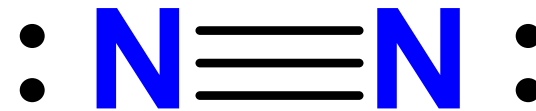
Anyagszerkezet

## Vegyértékhéj és atomos nitrogén:



## Molekuláris nitrogén:

- Apoláris, alig polarizálható
- 3 kovalens kötés: 1  $\sigma$ , 2  $\pi$
- Kicsi kötéshossz  $\rightarrow$  nagy kötési energia



# Nitrogén

Fizikai tulajdonságai

**Halmazállapot:** gáz (25 °C, standard nyomás)

**Szín:** színtelen

**Szag:** szagtalan

**Sűrűség:** levegőnél kisebb

**Vízben való oldódás:** kismértékben (oxigénnél is rosszabbul)

- Nehezen cseppfolyósítható
- Szilárd állapotban molekulárcsos (gyenge diszp. kh.)

# Nitrogén

Kémiai tulajdonságai

## Reakciókészség:

- Közöséges körülmények között nem reakcióképes
- Az égést nem táplálja
- Hidrogénnel katalizátor jelenlétében reagál (ld. ammónia)
- Oxigénnel csak magas hőmérsékleten egyesül (ld. oxidok)
- (Az atomos nitrogén nagy reakciókészséggel rendelkezik.)

# Nitrogén

Előfordulása

**Elemi állapotban:** levegő 78 V/V%

**Vegyületeiben:**

- Fehérjék, aminosavak (ld. Szerves kémia)
- Ammónia, ammóniumsók
- Nitritek, nitrátok és származékaik

**Felhasználás:**

- Hűtés (cseppfolyós nitrogén, levegőből)
- Ammóniagyártás, salétromsav, műtrágyák, robbanóanyagok

**Egészségügyi kockázat:**

- Nagyobb nyomáson a vérben és testnedvekben jobban oldódik -> nyomás megszűnésekor buborékok alakulhatnak ki -> halálos kimenetelű lehet (embólia) = keszonbetegség

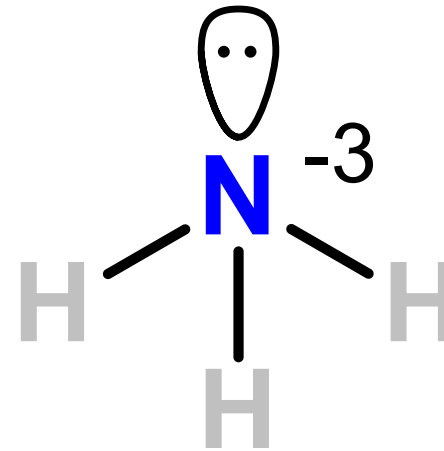
# Ammónia

Anyagszerkezet

**Vegyület típusa:** molekulavegyület

**Szerkezet:** háromszög alapú piramis

**Polaritás:** erősen poláris



# Ammónia

Fizikai tulajdonságai

**Halmazállapot:** gáz (25 °C, standard nyomás)

**Szín:** színtelen

**Szag:** szúrós szagú

**Sűrűség:** levegőnél kisebb

- Könnyen cseppfolyósítható (nagy polaritás miatt)
- Szilárd állapotban molekulárcsós (erős H-hidak)



# Ammónia

Kémiai tulajdonságai I.

**Vízben való oldódás:** H-hidak és polaritás miatt kitűnő gyenge bázis  $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$  lúgos kémhatás

↑  
↑  
egyensúlyi folyamat tetraédres szerkezet  
hevítéssel kiűzhető

**Reakciója savakkal:**

közvetlenül ammóniumsókat képeznek

$\text{NH}_3 + \text{HA} \longrightarrow \text{NH}_4\text{A}$  ionrácsos vegyületek

Szalmiáksó:  $\text{NH}_4\text{Cl}$

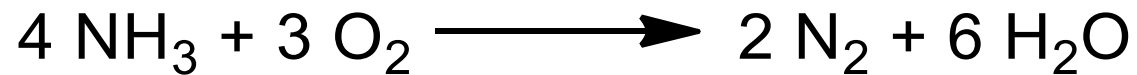
Pétisó:  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  és  $\text{CaCO}_3$  keveréke

# Ammónia

Kémiai tulajdonságai II.

## Égése:

- Levegőn nem gyújtható meg
- 16-25%-os gázelegy robbanékony
- Tiszta levegőben elég:



## Komplekxképzés:

A nehézfémionok koordinatív kötést alakítanak ki az ammónia molekulák nemkötő elektronpárjaival (Lewis-féle sav-bázis elmélet)



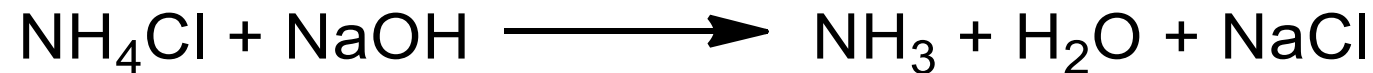
# Ammónia

Előfordulása

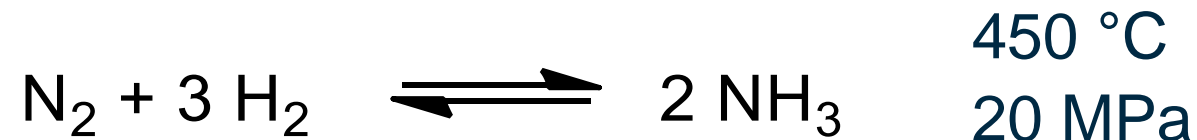
A természetben a nitrogéntartalmú szerves vegyületek bomlásakor keletkezik

## Előállítása:

Laboratóriumban: ammóniaoldat hevítésével vagy ammóniumsókból erősebb lúggal



Iparban: alkotóelemeiből, katalizátor jelenlétében



## Felhasználás:

$\text{NH}_3$	Ammóniumsók
Hűtés (cseppfolyós ammónia, hűtőszekrények)	Pétisó ( $\text{NH}_4\text{NO}_3$ , $\text{CaCO}_3$ ): műtrágya
Háztartásban szalmiákszeszként folttisztításra	Szalalkáli ( $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ ): sütőpor
Gyógyszeripar, műtrágyák, robbanóanyagok	$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 \text{ (sz)} \xrightarrow{\Delta} 2 \text{NH}_3 \text{ (g)} + \text{CO}_2 \text{ (g)} + \text{H}_2\text{O} \text{ (g)}$

# A nitrogén oxidjai

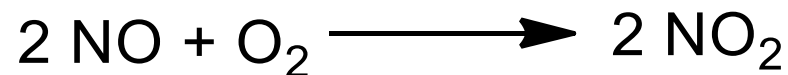
Képlet	$\text{N}_2\text{O}$	$\text{NO}$	$\text{NO}_2$	$\text{N}_2\text{O}_4$
Név	Dinitrogén-monoxid (kéjgáz)	Nitrogén-monoxid	Nitrogén-dioxid	Dinitrogén-tetroxid
Szerkezet				
Halmazállapot	Gáz	Gáz	Gáz	Folyadék (fp. 21 °C)
Szag	Édeskés	Szagtalan	Szúrós	Szagtalan
Szín	Színtelen	Színtelen	Vörösbarna	Színtelen
N-atom ox. száma	0, +2	+2	+4	+4

# A nitrogén oxidjai

Reakcióik

NO:

- A természetben villámláskor keletkezik, de a levegő oxigénjével azonnal tovább alakul NO<sub>2</sub>-dá



- Laboratóriumban: 30%-os salétromsav + rézforgács



NO<sub>2</sub>:

- Laboratóriumban: tömény salétromsav + rézforgács



- Vízzel való reakciója (diszproporció)



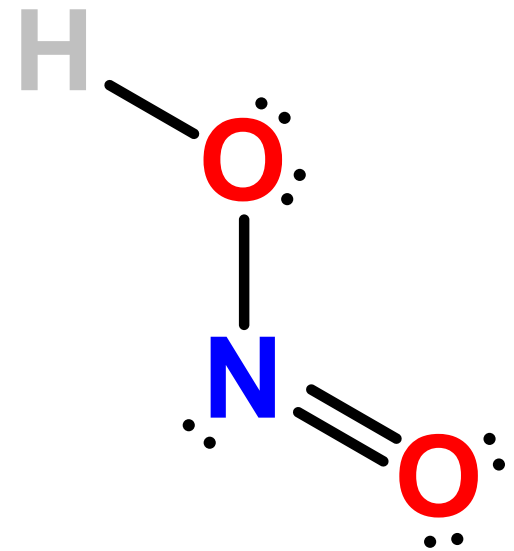
# Salétromossav

## Tulajdonságai:

- Kék színű
- Bomlékony: csak híg vizes oldatban létezik



- Oxidáció során  $\text{HNO}_3$  keletkezik belőle
- Sói a nitritek: stabilabbak, jó a vízoldhatóságuk



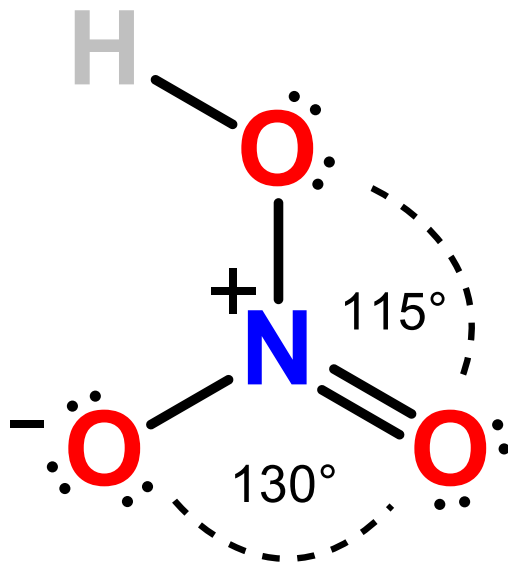
# Salétromsav

Anyagszerkezet

**Vegyület típusa:** molekulavegyület

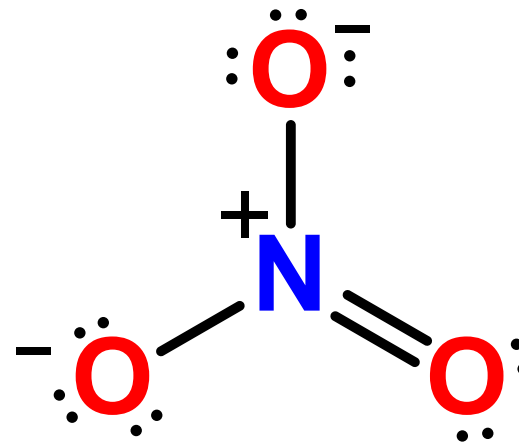
**Szerkezet:** O-N-O kötések nem azonosak, torzult háromszög

**Polaritás:** erősen poláris



**Anionja:** nitrát

**Szerkezet:** szabályos háromszög



# Salétromsav

Fizikai tulajdonságai

**Halmazállapot:** folyadék

**Szín:** színtelen

**Szag:** gőzei miatt szúrós szagú (levegő vizével ködöt képez)

**Sűrűség:** nagy sűrűségű ( $1,51 \text{ g/cm}^3$ )

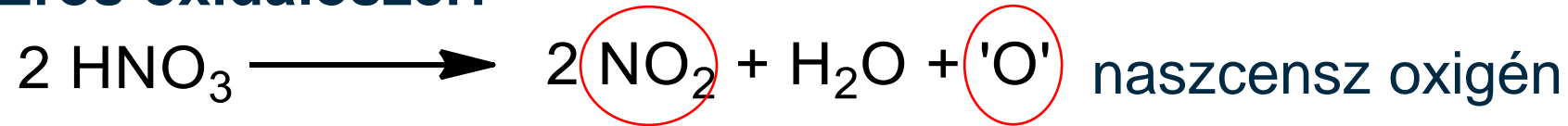
- Vízrel minden arányban elegyedik
- Nagymértékben disszociál: egyértékű, **erős** sav
- Fény hatására lassan bomlik: sötét üvegben kell tárolni
- Nehezen gyógyuló, fekélyes sebeket okoz



# Salétromsav

Kémiai tulajdonságai I.

## Erős oxidálószer:



## Passziválás:

Egyes fémek felületét a tömény oldata passziválja (Al, Fe, Cr). Ezt követően híg savakban már nem oldhatók.

## Fémek oldása:

- Oxidáció révén a legtöbbet fémet oldja. (Kivételek: Au, Pt, pár ritka nemesfém)
- A negatív standard potenciálú fémeket H<sub>2</sub> gáz fejlődése közben oldja.
- A pozitív fémek oldása közben NO (30 m/m%) vagy NO<sub>2</sub> (65 m/m%) keletkezik.
- cc. HNO<sub>3</sub>: választóvíz, cc. HNO<sub>3</sub>: cc. HCl 1:3 elegye: királyvíz

# Salétromsav

Kémiai tulajdonságai II.

## Erős sav:

Bázisokkal közömbösítési reakcióval reagál.



Szerves vegyületeket oxidálja, roncsolja, nitrálja. (Ld. Szerves kémia)

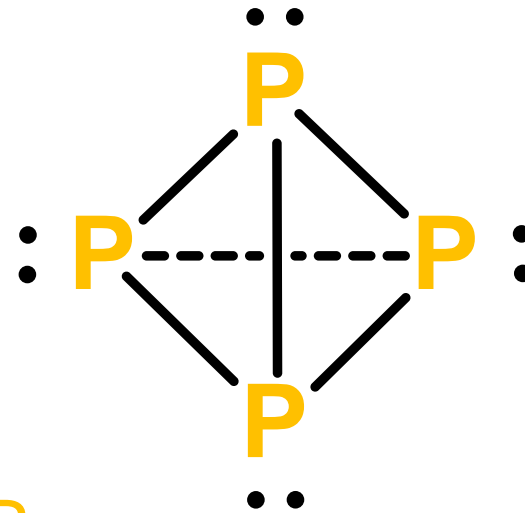
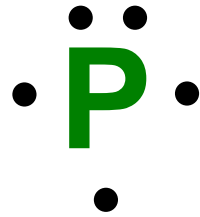
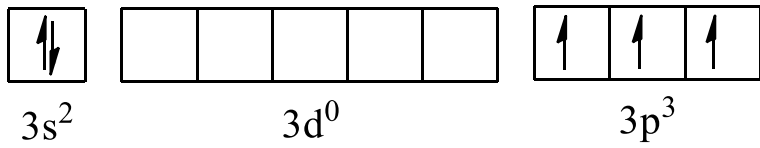
## Sói:

- Színtelen, ionkristályos vegyületek
- Vízben szinte kivétel nélkül jól oldódnak (*blue baby syndrome*)
- Chilei salétrom:  $\text{NaNO}_3$ , kerámia-, üveg-, gyufagyártás, tűzijátékok
- Kálisalétrom:  $\text{KNO}_3$ , fekete lőpor egyik komponense, műtrágya, tartósítószer
- Pétisó:  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ , műtrágya
- Lápisz, pokolkő:  $\text{AgNO}_3$ , fényképészet

# Foszfor

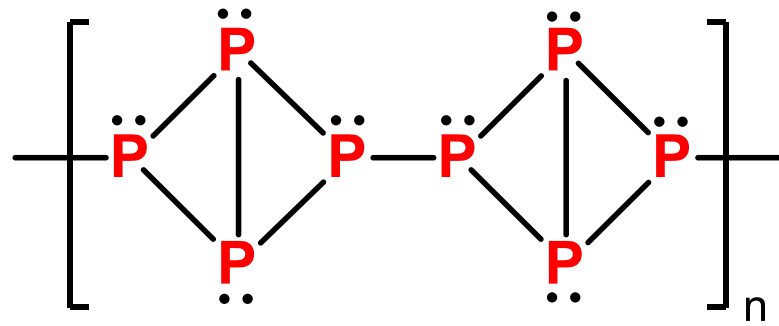
Anyagszerkezet

## Vegyértékhéj és atomos foszfor:



## Molekuláris foszfor:

- Nem képes  $\pi$ -kötés kialakítására
- Gőzei tetraéderes molekulákat alkotnak  $P_4$
- Lehűtve nemfémes fehérfoszfor válik ki (molekularácsos)
- A fény és magas hőmérséklet hatására vörösfoszforrá alakul (láncszerű atomrács)



# Foszfor

Fizikai tulajdonságai

	<b>Fehér (sárga) foszfor</b>	<b>Vörösfoszfor</b>
<b>Halmazállapot</b>	Szilárd, lágy (késsel vágható)	Szilárd
<b>Szín</b>	Fehér, sárga	Vörös, ibolya
<b>Szag</b>	Kellemetlen (szobahőn párolog)	Szagtalan
<b>Olvadáspont</b>	44,2 °C	589,5 °C
<b>Oldhatóság</b>	Vízben nem, zsírokban igen	Nincs oldószere
<b>Rácstípus</b>	Molekularács	Láncszerű atomrács
<b>Élettani hatás</b>	Erősen mérgező!!!	Nem mérgező

# Foszfor

Kémiai tulajdonságai

## Fehérfoszfor:

- Rendkívül gyúlékony: 60 °C (víz alatt, sötétben kell tárolni)
- Finom eloszlású porként szobahőn spontán gyullad
- Égés közben megolvad, fröccsen

## Vörösfoszfor:

- Szerkezete miatt kevésbé reaktív

## Égésük:



# Foszfor

Előfordulása

Reakciókészsége miatt elemi állapotban nem, csak vegyületeiben fordul elő:

## Foszfátként

- Vulkáni kőzetek
- Talaj
- Guanó
- Az élő szervezetet alkotó molekulák

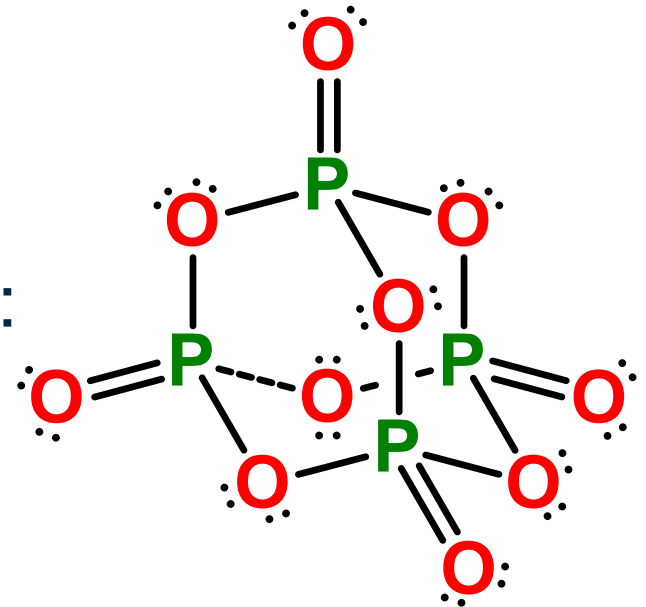
## Felhasználás:

Legfontosabb ipari felhasználás a gyufagyártás (Irinnyi János)

# A foszfor oxidjai

Többféle oxid képzésére hajlamos, legfontosabb a  $P_2O_5$  ( $P_4O_{10}$ ).

- Fehér pelyhes kristályos anyag
- Szublimál (250 °C)
- Erősen nedvszívó (higroszkópos)
- A levegő nedvességét megkötve elfolyósodik:



# Foszforsav (orto)

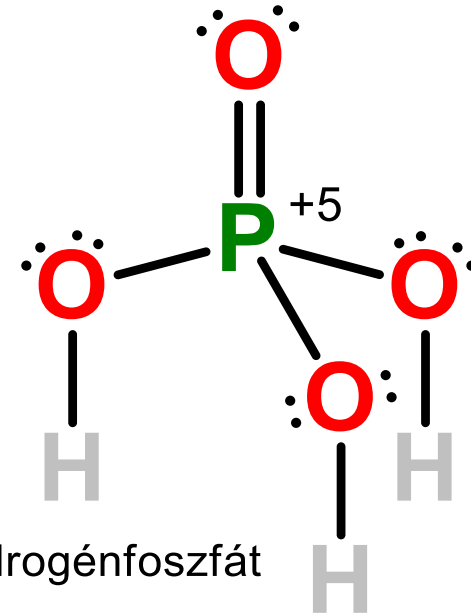
**Halmazállapot:** kristályos (25 °C, standard nyomás)

**Szín:** színtelen

**Szag:** szagtalan

**Sűrűség:** higroszkópos, vizet kötve szirupszerű, viszkózus

- Vízben kitűnően oldódik
- Középerős, háromértékű sav
- Szabályos és savanyúsók
- Híg vizes oldata üdítően savanyú
- Nem mérgező





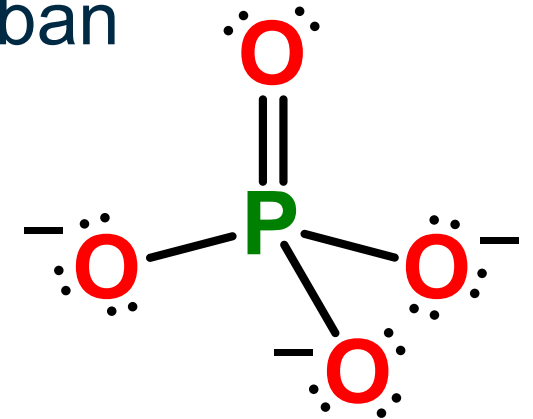
# Foszfátok

## Szabályos sók:

Az alkálifémsók vízoldhatók, a többi fémmel általában csapadékot képez.

## Savanyú sók:

Fehér színű, vízben oldható ionvegyületek.



Trisó:  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ , vizes oldata lúgos, mosás, vízlágyítás ( $\text{Ca}^{2+}$ - és  $\text{Mg}^{2+}$ -ionokkal csapadékot képez, szűréssel eltávolítható)

Foszforit:  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ , vízben rosszul oldódik, foszfor, foszforsav és műtrágya előállításához

**Köszönöm szépen a figyelmet!**