

DUSÍK – NITROGENIUM – N

- Patří mezi p^3 prvky
- V PSP se nachází v 15. skupině
- Má 5 valenčních elektronů
- Elektronová konfigurace: ns^2np^3
- Plynné skupenství

Výskyt:

- Volný v atmosféře – 78%
- Vázaný (např. NaNO_3 = chilský ledek nebo v organismech – bílkoviny, nukleové kyseliny -> biogenní prvek)

Vlastnosti:

- Bezbarvý plyn, bez zápachu
- Dvouatomové molekuly N_2 (mezi nimi trojná vazba) mimořádně stabilní
- Teplota varu = -196°C
- Málo reaktivní – rozdělení elektronové hustoty v molekule N_2 je symetrické a vazebná energie vysoká
- ve vodě málo rozpustný

Reaktivita:

- dusík reaguje pouze s malým počtem látek, většinou až za zvýšené teploty, případně přítomnosti katalyzátoru (Fe, Al_2O_3):
 $\text{N}_2 + 2\text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}_2$ (při 5000°C)
 $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$ (při 400°C)
- s kovy tvoří za vysokých teplot nitridy: Mg, Ca, Sr, Ba, B, Al, Si, Ti
- průmyslový význam má reakce, při které vzniká kyanamid vápenatý
 $\text{CaC}_2 + \text{N}_2 \leftrightarrow \text{CaCN}_2 + \text{C}$ (při 750°C)

Výroba:

- Frakční destilace kapalného vzduchu (teplota varu dusíku je -196°C , teplota varu kyslíku je -183°C)

Příprava:

- Zahřátím nasyceného roztoku NH_4NO_2
 $\text{NH}_4\text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- Velmi čistý dusík z azidu barnatého za zvýšené teploty:
 $\text{Ba}(\text{N}_3)_2 \rightarrow \text{Ba} + 3\text{N}_2$

Užití:

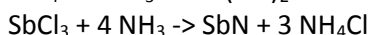
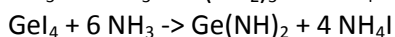
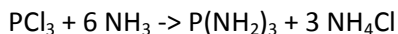
- Výroba amoniaku, kyseliny dusičné, kyanamidu vápenatého...
- Ochranná atmosféra proti oxidaci látek vzdušným kyslíkem

Sloučeniny:

Bezokyslíkaté:

- Amoniak NH_3 (čpavek) = plyn štiplavého zápachu, ve vodě rozpustný:
 $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4\text{OH}$
Výroba přímou syntézou dle Habera a Bosche:
 $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$ ($t=450^\circ\text{C}$)
Nebo ze čpavkových vod (odpadní produkt výroby v plynárnách a koksovárnách) reakcí s $\text{Ca}(\text{OH})_2$
- Teplota tání $-77,7^\circ\text{C}$, teplota varu $-33,4^\circ\text{C}$
Do prodeje přichází buď kapalný NH_3 v tlakových lahvích nebo 25% vodný roztok.
Užívá se na výrobu HNO_3 , dusíkatých hnojiv (ledky), chladících medií (ledničky).

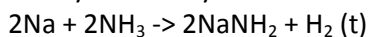
Amonolýza vede k amidům, imidům nebo nitridům:



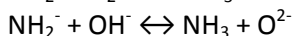
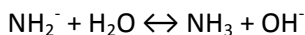
Celosvětová roční produkce amoniaku se pohybuje v řádu 100 milionů tun

Amidy NH_2^- :

- Průmyslově se vyrábí amid sodný (používán v organické syntéze):



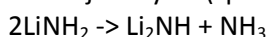
- Ve vodě a roztocích alkálií podléhají hydrolyze:



Imidy NH^{2-} :

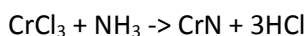
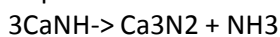
- Imidů kovů je známo jen několik, např. Li_2NH , CaNH apod.

- Vznikají obvykle (spontánním) termickým rozkladem amidů:



Nitridy N^{3-} :

- Příprava:

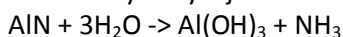


- Rozdělení: iontové – Li_3N , Mg_3N_2 , Be_3N_2 , Ca_3N_2

Intersticiální – XN ($\text{X} = \text{Ti, Zr, V, Nb, U}$), X_2N ($\text{X} = \text{Mo, W}$)... Mn_3N_2 , U_2N_3

Kovalentní – AlN , BN , S_xN_y

- S vodou hydrolyzují:



Amonné soli NH_4X :

- Vznikají reakcí NH_3 s kyselinami

- Dobře rozpustné

- NH_4Cl – salmiak (suché články)

- $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ – průmyslové hnojivo

- $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ – součást kypřících prášků

- NH_4NO_3 – hnojivo, výr výbušnin

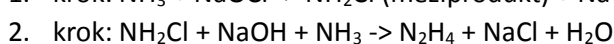
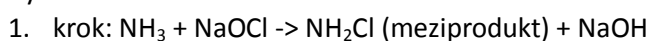
• Hydrazin N_2H_4 :

- Bezbarvá, na vzduchu dýmající kapalina

- Teplota tání 1,4 °C, teplota varu 113,5 °C

- Zahříváním na vyšší teplotu se rozkládá (někdy s výbuchem)

- Výroba:



- užití: raketová paliva, redukční účinky hydrazinu se používají při výrobě drahých kovů, řada derivátů v zemědělství, medicíně...

Kyslíkaté:

• Oxidy dusíku jsou většinou nestabilní

- N_2O – rajský plyn (užíval se jako anestetikum)

- NO – bezbarvý plyn, na vzduchu se ihned oxiduje na hnědý NO_2 , obsažen ve výfukových plynech, velmi jedovatý, celkem snadno odštěpuje nepárový elektron za vzniku nitrosylového kationtu NO^+

- NO_2 – hnědý paramagnetický plyn, dimeruje na N_2O_4 (bezbarvý diamagnetický plyn), ve výfukových plynech, podílí se na kyselých deštích, je velmi jedovatý!

Je velmi reaktivní <- přítomnost nepárového elektronu a π_p vazeb

- Kyselina dusičná HNO₃:
 - Bezbarvá v krystalickém stavu, kapalina zbarvena žlutě s oxidačními účinky
 - Teplota tání -41,6 °C, teplota varu 84 °C
 - Silná kyselina – reaguje s většinou kovů za vzniku dusičnanů (kromě Au a Pt <- lučavka královská = směs HNO₃:HCl = 1:3)
 - „lučavka“ = koncentrovaná HNO₃ sloužila k oddělování (odlučování) zlata a stříbra
 - Vytváří hydráty
 - Výroba:
 - $\text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaHSO}_4 + \text{HNO}_3$
 - $\text{NaNO}_3 + \text{NaHSO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{HNO}_3$
- Dusičnany (NO₃)⁻:
 - Soli kyseliny dusičné = ledky
 - Všechny výborně rozpustné ve vodě, bezbarvé, není-li barevný kationt
 - Slouží jako oxidační činidla (historická výroba černého střelného prachu), výroba nitrosloučenin, organických barviv, léčiv, hnojiv – KNO₃, NaNO₃, NH₄NO₃, Ca(NO₃)₂
 - AgNO₃ – činidlo v analytické chemii (důkazy iontů) a v lékařství na vypalování bradavic (lapis)
- Kyselina dusitá HNO₂:
 - Slabá kyselina s oxidačními i redukčními účinky
 - Nestálá, už při pokojové teplotě disproportionuje:
 - $3\text{HNO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3 + 2\text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
 - Soli = dusitany (NO₂)⁻ jsou jedovaté, v pevném stavu stálé, užívají se na výrobu barviv

VZÁCNÉ PLYNY

- Prvky 18. skupiny: **He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn** (radioaktivní), **Og** (podle polohy v PSP, silně radioaktivní plyn s velmi krátkým poločasem rozpadu)
- Mají 8 valenčních elektronů (kromě He)
- Elektronová konfigurace: **ns²np⁶** = elektronový oktet (He – elektronový duet **1s²**)
- Dříve označovány jako netečné (inertní) plyny – nereagovaly (dnes laboratorně donuceny reagovat) – mají vysokou ionizační energii a zápornou hodnotu elektronové afinity

Výskyt:

- Pouze volné – v atmosféře cca 1%
- Některé vznikají při radioaktivním rozpadu nerostů

Vlastnosti:

- Nízkovroucí plyny (He nejnižší teplotu tání i varu) – obtížně zkapalnitelné
- Tvoří jednoatomové molekuly vzájemně vázané velmi slabými van der Waalsovými silami
- Elektronová konfigurace je velmi stabilní <- vysoká ionizační energie
- Mírně rozpustné ve vodě
- Snadno ionizovatelné a vedou elektrický proud – pro každý vzácný plyn je charakteristická barva v elektrickém výboji – He žlutá, Ne červená, Ar červená, Kr zelená, Xe fialová, Rn bílá
- Fyzikálními vlastnostmi se velmi blíží vlastnostem ideálního plynu
- Vdechování směsi kyslíku s kryptonem nebo xenonem i za normálního tlaku během několika minut vyvolá silné narkotické účinky

Sloučeniny:

- V přírodě neexistují
- Roku 1962 poprvé uměle připravena sloučenina XeF₄ (přímoou syntézou prvků)
- Později XeF₂, XeO₃, H₆XeO₆, KrF₂, KrF₄, RnF₂ aj.
- Podle počtu existujících sloučenin je nejreaktivnějším vzácným plynem xenon, sloučeniny neonu zatím nebyly vůbec připraveny
- **Klathráty** = látky, ve kterých jsou atomy vzácných plynů uzavřeny v dutinách struktury jiných sloučenin

Výroba:

- Vedlejší produkt při destilaci kapalného vzduchu
- Ze zemního plynu

Užití:

- Plnění osvětlovacích trubíc, žárovek a výbojek
- Ar a He – ochranná atmosféra při svařování Mg, At, Ti
- Dosahování nízkých teplot

HELIUM He

- Velice lehký, bezbarvý netečný plyn
- Sloučeniny pouze se rtutí – nestabilní helidy HgHe, HgHe₂ a HgHe₁₀
- Vzniká jako produkt rozpadu některých radioaktivních prvků
- V přírodě zejména v radioaktivních vodách a zemním plynu
- Přírodní He je směs dvou stabilních izotopů: 0,0001% ³He a 99,999% ⁴He
- Užívá se jako nosný plyn při plynové chromatografii, nulovací plyn analytických přístrojů, náplň balonů a leteckých pneumatik, balící plyn E939 v potravinářství, ochranný plyn při svařování
- Kapalné He se používá jako chladivo k dosažení extrémně nízkých teplot

NEON Ne

- Nejsou známy žádné sloučeniny
- Přírodní Ne je směs tří stabilních izotopů, 90,92% zaujímá ²⁰Ne
- Získává se z surového argonu, který je produktem frakční destilace kapalného vzduchu
- Ve směsi s He se užívá jako náplň do plynových laserů a zářivkových trubíc
- Zkapalněný se používá jako chladivo

ARGON Ar

- Nejrozšířenější vzácný plyn, v přírodě jako součást vzduchu (0,937%)
- Vyrábí se frakční destilací zbytků zkapalněného vzduchu po odstranění dusíku a kyslíku, surový Ar se dále používá k výrobě Ne, Kr a Xe
- Používán jako inertní plyn při svařování, balící plyn E938 v potravinářství, při výrobě žárovek a některých kovů (Ti, Zr, U), ochranný plyn při růstu krystalů Ge a Si při výrobě polovodičů, izolační plyn v oknech, výplň suchých potápěčských obleků, náplň hasicích přístrojů s N a CO₂
- Kapalný Ar se používá v kryomedicině (kryoablace nádorů)

KRYPTON Kr

- Vyrábí se frakční destilací surového argonu
- Používá se jako náplň do žárovek
- Metastabilní radionuklid ^{81m}Kr, který vzniká rozpadem ⁸¹Rb, se využívá v nukleární medicíně k vyšetření plic

XENON Xe

- V přírodě se nachází jako nepatrná součást vzduchu

- Přírodní xenon je směsí devíti stabilních izotopů + uměle bylo připraveno 41 nestabilních izotopů
- Bezbarvý, jednoatomový plyn, těžší než vzduch
- Vyrábí se frakční destilací surového argonu
- Značná chemická netečnost, známé jsou pouze jeho sloučeniny s fluorem, chlorem a kyslíkem – ve sloučeninách, kterých je dnes známo více než 80, vystupuje v oxidačních stavech II, IV, VI a VIII, většina jich je barevná
- Sloučeniny xenonu jsou stálé pouze za velmi nízkých teplot, nejstabilnější je fluorid xenonátý XeF_2 , který se připravuje reakcí fluoru s xenonem za katalytického účinku UV záření
- Uplatňuje se jako náplň žárovek a výbojek, XeF_2 se využívá k leptání křemíku při výrobě polovodičů

RADON Rn

- Jednoatomový, radioaktivní plyn, nejtěžší plynný prvek na Zemi, nejvzácnější
- Tuhý radon vzhledem připomíná žlutě zbarvený diamant, zkapalněný je červeno-oranžový
- V radioaktivních vodách jako produkt rozpadu radia
- Tvořen dvěma izotopy: aktion ^{218}Rn (An) a thoron ^{220}Rn (Tn)
- Radioaktivní vody s obsahem radonu se používají k léčebným účelům

OGANESSON Og

- Silně radioaktivní plyn
- Chemické a fyzikální vlastnosti dosud nebyly spolehlivě určeny
- Podle polohy prvku v PSP by se mělo jednat o homolog Rn
- V přírodě neexistuje, připravován uměle jadernými reakcemi
- Připraven v urychlovači částic srážkami atomů Ca s atomy Cf
- Praktické využití kromě vědeckého výzkumu nemá