

Základy chémie

nekovové prvky

Látkové vlastnosti nekovových prvkov

- Väčšina sú za bežných podmienok plynné látky – všetky vzácne plyny, fluór, chlór, kyslík, dusík, a vodík
- Kvapalný je bróm
- Ostatné sú tuhé látky
- Dvojatómové molekuly sú v pevnom, kvapalnom aj tuhom stave H_2 , N_2 , O_2 , všetky halogény
- Molekulovú štruktúru majú aj niektoré modifikácie prvkov O_3 , P_4 , S_8 , Se_8
- Polymérnu štruktúru – Se, Te, P, C
- Vrstevnatú štruktúru – P a C
- Skeletálnu s kovalentnou väzbou – C, Si, B

Význam nekovových biogénnych prvkov

O (kyslík) – jediný prvok, ktorý môžu mikroorganizmy, rastliny aj živočíchy prijímať v podobe molekúl O_2 .

Jeho reakcie s inými prvkami tvoria základný zdroj energie pre všetky životné procesy

Zdrojom kyslíka je atmosféra

C (uhlík) – základný prvok bunkových, tkanivových aj orgánových štruktúr organizmov

Tvorí aj zlúčeniny, ktorých premenou sa získava energia

Zdrojom uhlíka pre živú prírodu je CO_2 .

Uniká z pôdy, vôd a živých organizmov do ovzdušia – spätne sa asimiluje fotosyntézou

Význam nekovových biogénnych prvkov

H (vodík) – v organizmoch ako súčasť vody, anorganických a organických molekúl

Pre život má význam vodík vo vode a v organických zlúčeninách

Prenos vodíka z organických zlúčenín na kyslík = princíp biologických oxidácií = získavanie energie

N (dusík) – súčasť organických molekúl (proteíny, nukleové kyseliny) a pod.

N_2 asimulujú a uvoľňujú len niektoré baktérie a riasy = tvoria podstatu jeho kolobehu

Význam nekovových biogénnych prvkov

P (fosfór) – je súčasťou nukleových kyselín, fosfolipidov a fosforečnanov

Makroergické fosfáty – zabezpečujú príjem a výdaj energie pri metabolických reakciách

S (síra) – v organizme prevažne v proteínoch

F, Cl, Br, I (halogény) – v organizme v podobe aniónov

UHLÍK

Výskyt:

ako elementárny

modifikácie

grafit, diamant (v prírode)

fullerén, karbín, grafén (v laboratóriu)

V zlúčeninách

- uhličitany – CaCO_3 vápenec
 $\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$ dolomit
- CO_2
- organické látky - uhlie, ropa
- všetky živé organizmy

Stabilnou formou uhlíka pri bežných podmienkach je grafit.
V roku 1955 sa podarila prvýkrát premena grafitu na
diamant pri teplote 2000 – 3000 K a tlaku 5 – 10 GPa.

Amorfný uhlík (sadze, drevené uhlie) je
v skutočnosti mikrokryštalický grafit.

Hmotnosť diamantu sa udáva v karátoch
1 karát = 0,2 g (5 karátov = 1 g)

Všetky modifikácie uhlíka zhoria na vzduchu na oxid
uhličitý (diamant zhorí pri teplote 1400 ° C).

Uhlík – väzbové možnosti

- ${}_6\text{C}$: $1s^2, 2s^2, 2p_x^1, 2p_y^1$
- Uhlík je vo svojich zlúčeninách maximálne a prevažne štvorväzbový
- Viaže sa v zlúčeninách kovalentnými väzbami
- Nevytvára komplexné zlúčeniny, kde by bol centrálnym atómom
- Je prítomný v ligandoch CO, CN⁻
- V anorganických zlúčeninách má spravidla oxidačný stav IV (CCl_4 , CO_2)
- V organických zlúčeninách sa vyskytuje v intervale IV až -IV

Zlúčeniny uhlíka

Karbidy – sú zlúčeniny uhlíka s prvkami, ktoré majú menšiu elektronegativitu ako uhlík:

CaC_2 - acetylid vápenatý

SiC - (carborundum) tvrdosťou sa blíži diamantu, používa sa pri brúsení.

Halogenidy – CX_4 , stabilita klesá od CF_4 ku Cl_4

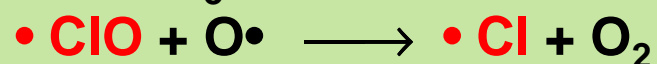
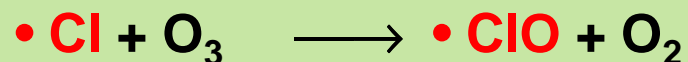
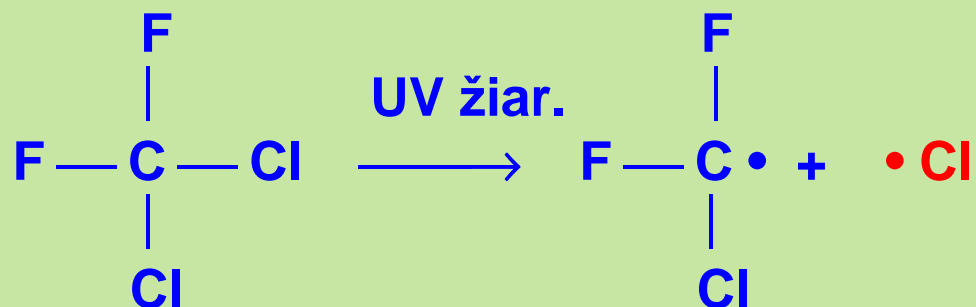
CF_4 - plyn

CCl_4 – tetrachlórmétán, organické rozpúšťadlo

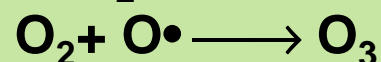
CBr_4 a Cl_4 – tuhé látky

OZÓNOVÁ DIERA

Chlór obsahujúce radikály (Cl, ClO a ich analógy obsahujúce bróm) sú najreaktívnejšie zo všetkých stratosferických kontaminantov, ktoré katalyzujú deštrukciu ozónu.



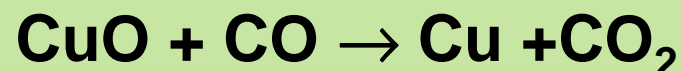
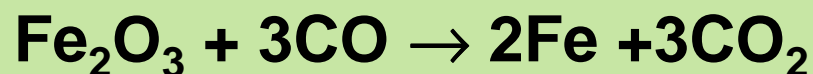
pri reakcii sa odčerpáva atómový kyslík z atmosféry, a tým sa zabraňuje tvorbe, resp. regenerácii nového ozónu



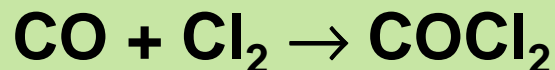
Kyslíkaté zlúčeniny

CO – oxid uhoľnatý – plynná, bezfarebná látka bez zápachu, vo vode takmer nerozpustná vzniká pri spaľovaní uhlíka a jeho zlúčenín za obmedzeného prístupu kyslíka.

Má redukčné účinky, čo sa využíva v metalurgii



Komplex CO s hemoglobínom sa volá karbonylhemoglobín.



fosgén (chlorid karbonylu)

Fosgén je vysoko toxický. Bol použitý ako bojový otravný plyn.

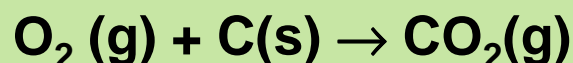
CO₂ – oxid uhličitý

je bezfarebný plyn, ktorý je zložkou atmosféry 0.03%.

Pri teplote – 56 °C tuhne na kyprú látku podobnú snehu (suchý ľad). Tuhý oxid uhličitý intenzívne sublimuje, čím sa ďalej ochladzuje až do teploty -78,5 °C. Pod názvom „suchý ľad“ sa používa ako chladiaci prostriedok.

Zmes suchého ľadu a acetónu alebo metanolu sa používa ako chladiaca zmes.

Oxid uhličitý vzniká spaľovaním uhlíka (koku, uhlia)



ako konečný produkt spaľovania zlúčenín uhlíka,

ako produkt mnohých biologických procesov

(dýchania, kvasenia cukru na etanol a i.)

CO₂ – málo rozpustný vo vode = vznik H₂CO₃

dobré sa rozpúšťa vo vodných roztokoch hydroxidov

alkalických kovov: $2\text{KOH} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$



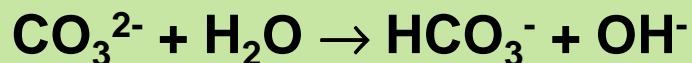
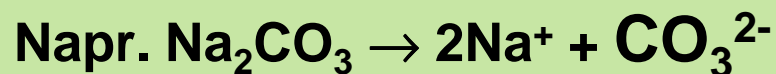
H₂CO₃ je nestála látka, známa len v zriedenom roztoku:



Uhličitany a hydrogénuhličitany alkalických kovov napr. NaHCO₃, K₂CO₃ sú tuhé vo vode rozpustné látky

Uhličitany ostatných prvkov napr. MgCO₃, CaCO₃, BaCO₃, FeCO₃ sú tuhé vo vode nerozpustné látky

Vodné roztoky uhličitanov sú zásadité:



Uhličitany aj hydrogénuhličitany sa účinkom silných kyselín úplne rozkladajú: $\text{FeCO}_3(\text{s}) + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{FeCl}_2(\text{aq})$

Využitie:

NaHCO_3 – súčasť šumivých nápojov sóda bicarbóna,
jedlá sóda

NH_4HCO_3 – súčasť kypriaceho prášku – jelenia soľ

MgCO_3 – súčasť zubných pást, plnivo pri výrobe
papieru, v medicíne ako súčasť zásypov

CaCO_3 – súčasť zubných pást a čistiacich prostriedkov

Prírodný CaCO_3 sa využíva na výrobu vápna:

$\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{CaO}$ pálené vápno

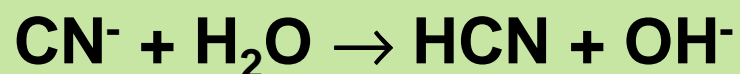
$\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$ hasené vápno

Kyanidy- soli HCN - kyanovodík - je prudko jedovatý,

KCN kyanid draselný

NaCN kyanid sodný

CN⁻ ión vo vode silno hydrolyzuje = roztoky sú zásadité



**HCN - slabá kyselina – okyslením vodných roztokov
kyanidov prchá = nebezpečné = s kyanidmi možno
pracovať v zásaditom prostredí**

Kyanidy sa likvidujú ich oxidáciou na kyanatany (NCO⁻)

CS₂ - sírouhlík

**CO(NH₂)₂ – močovina, produkt rozkladu
aminokyselín v živoč. organizme**

Vodík, kyslík, voda a peroxid vodíka

Vodík – $1s^1$

- V prírode známe tri izotopy:

Prócium ^1_1H , deutérium ^2_1H (D), trícium ^3_1H (T)

- V zlúčeninách je kovalentne viazaný

- S alkalickými kovmi a kovmi alkalických zemín vytvára hydridy s čiastkovým záporným nábojom na H

- Ako H^+ je akceptorom elektrónového páru

(protolytické reakcie: $\text{H}^+ + \text{NH}_3 \rightarrow \text{NH}_4^+$)

- Ako H^- je donor elektrónového páru (Hydridokomplexy: $[\text{BH}_4]^-$)

- Vo všetkých skupenstvách vystupuje ako H_2

- Vo vode sa rozpúšťa len nepatrne

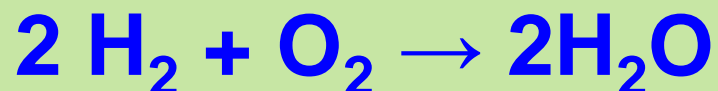
- je v 1. skupine PSP
- má elektrónovú konfiguráciu $1s^1$
- je nekov, je najľahší plyn, 14-krát ľahší ako vzduch, s ktorým vytvára traskavý plyn.
- podobnosť so 7. skup. – tvorba molekúl H_2

$$H - H$$

v molekule H_2 je nepolárna kovalentná väzba
- špecifické správanie v dôsledku osobitosti elektr. konfigurácie (1.sk., 7.sk)
- elektronegativita atómu vodíka má strednú hodnotu (2,1), je približne zhodná s elektronegativitou B a C (takže väzby B-H, C-H, Si-H sú málo polárne)

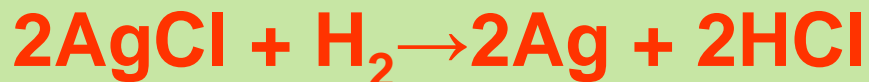
Chemické vlastnosti

- vodík sa zlučuje priamo s mnohými prvkami.
Prudko sa zlučuje s kyslíkom a halogénmi.



Zmes vodíka a kyslíka pri určitom pomere je silne výbušná – *traskavý plyn* (pri iskre alebo zahriatí), z toho dôvodu sa vodík uplatňuje ako palivo (napr. v raketových motoroch).

- **vodík má redukčné vlastnosti** – pôsobí ako redukovadlo, redukuje oxidy, halogenidy, sulfidy



Atómový vodík (monovodík H•)

- Atómový vodík vzniká rozštiepením molekúl vodíka dodaním potrebnej energie

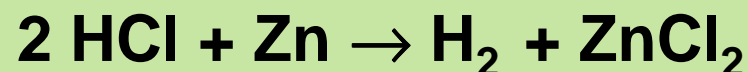


účinkom vysokej teploty, elektrického výboja

Jeho doba existencie je krátka.

Atómový vodík je reaktívnejší než molekulový.

Atómový vodík sa tvorí v prvom stupni redukcie H^I v roztokoch:



Taký „vodík v stave zrodu“ (in statu nascendi) je silným redukovadlom.

Zlúčeniny

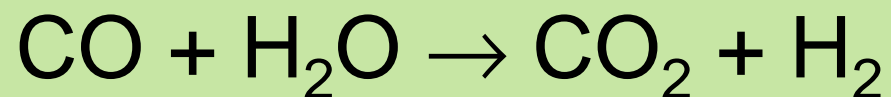
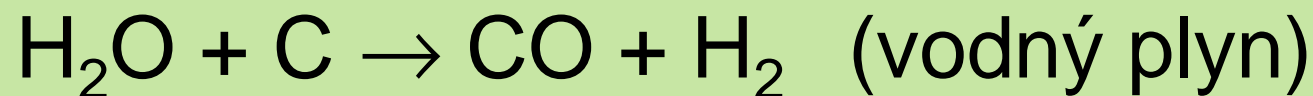
Anorganické zlúčeniny:

- hydridy: **NaH,**
NH₃, H₂S
- zlúčeniny s kyslíkom **H₂O, H₂O₂**
- hydroxidy **NaOH, KOH, Ca(OH)₂**
- kyseliny: **HCl, H₂SO₄, H₂CO₃**
- hydrogénsoli: **NaHCO₃, Ca(HCO₃)₂**

Organické zlúčeniny:

Výroba vodíka

- Reakciou vodnej pary s rozžeraveným koksom



- Elektrolýzou vody

- **Využitie H_2**

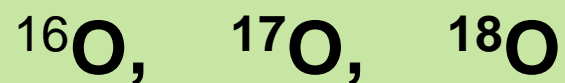
- Pri výrobe amoniaku a HCl
- Pri syntéze acyklických alkoholov
- Pri hydrogenácii rastlinných tukov
- Pri hydrogenácii uhlia (syntetického benzínu)
- O_2 - H_2 plameň má cca 3000 C = pri zváraní a rezaní kovov
- Izotop trícia – na značkovanie
- ako raketové palivo
- v súčasnosti prebieha intenzívny výskum v automobilovom priemysle z hľadiska jeho využitia ako paliva.

KYSLÍK

Kyslík je najrozšírenejší prvok v zemskej kôre. Vyskytuje sa elementárny vo vzduchu (21 obj.%), vo vode a v mnohých anorg. a organických zlúčeninách. Tvorí polovicu z hmotnosti litosféry, atmosféry a hydrosféry

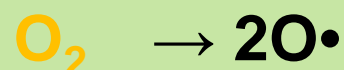
Kyslík je jediným chemickým prvkom, ktorý môžu priamo v elementárnej forme prijímať mikroorganizmy, rastliny, živočíchy i ľudia.

Prírodný kyslík je zmesou troch izotopov:

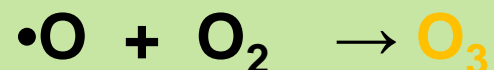


Dve modifikácie:

Molekulový kyslík vplyvom elektrického výboja alebo ultrafialového žiarenia sa mení na **atómový kyslík**



Atómový kyslík sa môže zlúčiť s molekulovým za vzniku ozónu

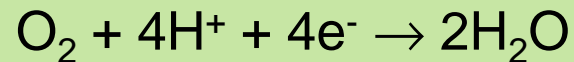


Ozón je veľmi silné oxidačné činidlo, dráždi sliznice a ničí mikroorganizmy. Vo vyššej koncentrácii je to nervový jed.

Obe modifikácie existujú vo všetkých skupenstvách

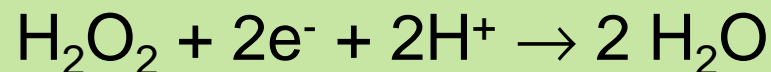
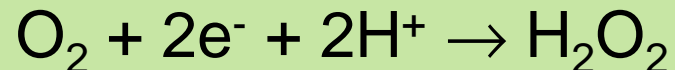
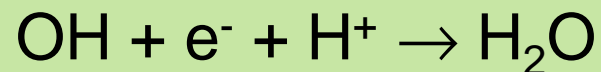
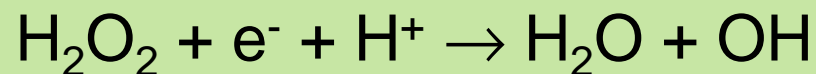
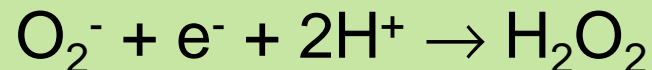
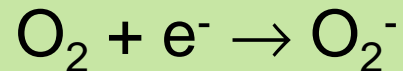
Kyslík

Vo vode sa rozpúšťa málo, zvyšovanie pH rozpúšťanie zvyšuje:



fyziologický proces redukcie O_2 počas oxidačných procesov organických zlúčenín, ktorého produktom je voda

Ďalšie metabolity O_2 v organizme:



Pre organizmus je dôležitá redukcia kyslíka na O^{2-} (na vodu) :



Produktom neúplnej redukcie kyslíka je aj **superoxidový anión $O_2^{-\bullet}$** , ktorého rozklad je katalyzovaný metaloenzýmom **superoxiddismutázou** (obsahujúcou Cu and Zn).

Redukcia kyslíka môže prebiehať v štádiách:



Úlohou metaloenzýmov **katalázy a peroxidázy** (obsahujúcich železo) je záchrana živých systémov od nahromadenia nebezpečnej koncentrácie peroxidu vodíka, ktorý je produktom čiastočnej redukcie kyslíka.

Fyzikálne vlastnosti vody

- Hustota vody sa s rastúcou teplotou nemení lineárne – maximálnu hustotu má pri 3,96 °C = ľad pláva
- Nezvykle veľká tepelná kapacita = akumulácia tepelnej energie v moriach a oceánoch = optimálna cirkulácia vody v prírode
- Veľká hodnota povrchového napätia = veľká kapilárna vzlínavosť vody = umožňuje „prúdenie“ z koreňov rastlín do kmeňov, vetiev až listov
- Nezvyčajne veľkú výparnú entalpiu = umožňuje život v odlišných klimatických podmienkach
- Je amfoterné rozpúšťadlo – môže prijímať aj odovzdávať protóny – autoprotolýza vody

Voda v organizme má tieto úlohy:

- je rozpúšťadlom a dopravným prostriedkom živín a odpadových látok
- prispieva k udržaniu koloidného stavu živej hmoty a správneho napätia v bunke
- umožňuje rozvádzanie tepelnej energie
- má význam chemický. Ako živina je zdrojom vodíka a kyslíka. Je východiskovou látkou pre fotosyntézu.

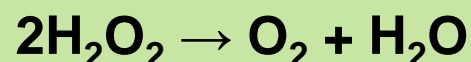
Význam vody ako účastníka životných pochodov je ďalekosiahly, hlavne preto, že poskytuje vodík pri asimilačných procesoch pre výstavbu energeticky bohatých organických zlúčenín.

Kyslík z nej uvoľnený je dôležitý pre oxidáciu týchto látok.

Voda je aj súčasťou aktívnych centier niektorých metaloenzýmov.

Peroxid vodíka H_2O_2

je bezfarebná, sirupovitá kvapalina, ktorá sa ľahko rozkladá

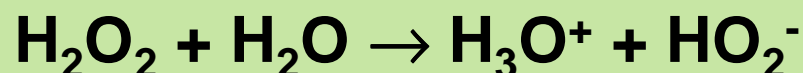


Komerčný 30 % roztok H_2O_2 sa expeduje vo fľašiach z umelej hmoty, pretože rozklad peroxidu vodíka urýchľujú aj stopy alkalických kovov, ktoré sa ako katióny vylúhujú zo skla.

Peroxid vodíka je dôležitá priemyselná chemikália, ktorá sa používa **na bielenie textílií a papiera, na dezinfekciu** a oxidáciu rôznych chemických odpadov, na anorganické syntézy.

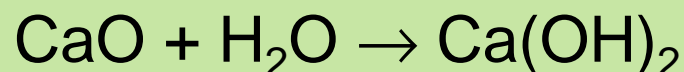
V zdravotníctve sa používa 3 % vodný roztok H_2O_2 ako dezinfekčný prostriedok.

Vo vode sa správa ako veľmi slabá kyselina:

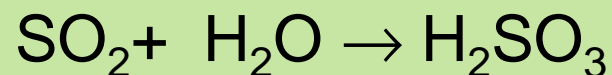


Oxidy

Iónové oxidy: tvoria ich alkalické kovy a kovy alkalických zemín, napr. Na_2O , CaO
Sú zásadotvorné, búrlivo reagujú s vodou a tvoria hydroxidy.



Molekulové oxidy: tvoria prevažne nekovy, napr. CO_2 , SO_2 , SO_3 , ale aj s niektorými kovmi vo vysokých oxidačných číslach, napr. Mn_2O_7 .
Oxidy tejto skupina sú väčšinou kyselinotvorné



Oxidy s nekonečnou atómovou štruktúrou:

napr. SiO_2 . Prevažná časť tejto skupiny s vodou nereaguje.

Niektoré ako napr. ZnO , Al_2O_3 reagujú so silnými kyselinami aj hydroxidmi, to značí, že majú amfotérny charakter.

Oxidy podvojné: obsahujú dva druhy atómov kovu

Napr. CaTiO_3 , Fe_3O_4 .

Kyslé dažde

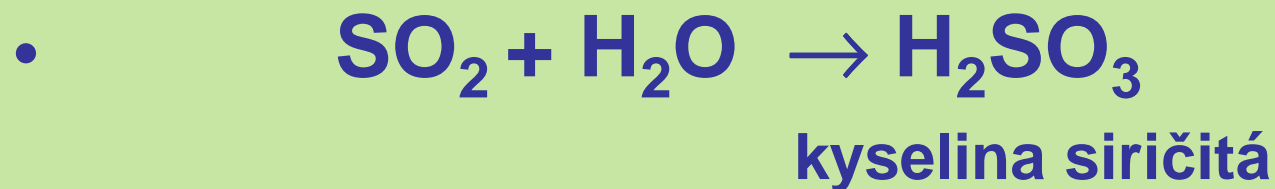
- Kyslé dažde vznikajú dôsledkom silného znečistenia vzdušia. Medzi tieto vzdušné polutanty patria predovšetkým:
- oxid siričitý SO_2 , vznikajúci v elektrárňach, v priemysle a spaľovaním fosilných palív (uhlie obsahuje 3% síry).
- oxidy dusíka NO_x produkované automobilovou dopravou a priemyslom.

- **Bežná dažďová voda má pH 5,0 až 5,6, pretože vo vzduchu sa nachádza oxid uhličitý, ktorý spôsobuje toto zníženie pH:**

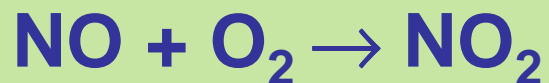


Za kyslý dážď sa považuje dažďová voda s pH nižším ako 5,5.

**Vzdušné polutanty s atmosferickými zrážkami
- s d'ážďom produkujú kyseliny, ktoré
vytvárajú kyslé dažde.**



V atmosfére oxid dusnatý NO môže reagovať s kyslíkom , pričom vzniká oxid dusičitý NO₂



SÍRA

S

Síra je typický nekov. Je žltej farby.

Kryštalická síra má molekulovú štruktúru, nerozpúšťa sa vo vode, ale rozpúšťa sa v nepolárnych rozpúšťadlách. Je pomerne reaktívna, po zahriatí reaguje s väčšinou prvkov.

Dve základné modifikácie (jednoklonná a kosoštvorcová) zložené z molekúl S₈

Výskyt :

- elementárna

- v zlúčeninách:

 - sulfidy - pyrit FeS_2 (mačacie zlato),

 - chalkopyrit CuFeS_2 ,

 - galenit PbS , sfalerit ZnS

 - sírany – sadrovec $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$,

 - Glauberova soľ $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$

- nachádza sa tiež v zemnom plyne,

 - sopečných plynov a uhlí. Uhlie obsahuje

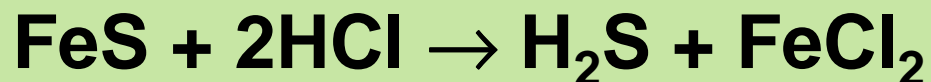
 - viac ako 2% síry, jeho spaľovaním (najmä

 - v tepelných elektrárnach) sa dostáva do

 - atmosféry SO_2 .

Zlúčeniny:

H₂S – sulfán (sírovodík) je bezfarebný, nepríjemne zapáchajúci a jedovatý plyn. Pripravuje sa zo sulfidov pôsobením silných kyselín:



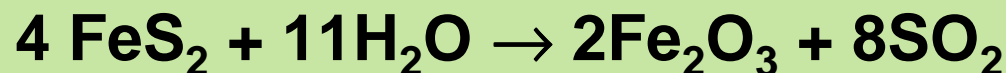
Vo vode sa sulfán dobre rozpúšťa a chová sa ako slabá kyselina:



Sulfidy väčšiny kovov sú vo vode nerozpustné a intenzívne sfarbené (ZnS, CdS, CuS, Ag₂S)

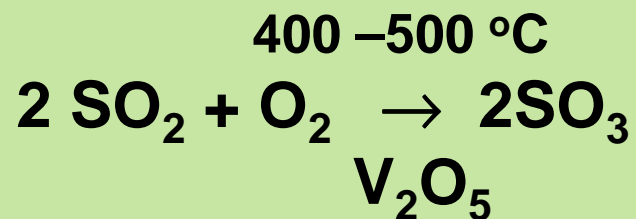
Kyslíkaté zlúčeniny síry

SO₂ - oxid siričitý je bezfarebný, zápachajúci, dusivý jedovatý plyn. Vzniká pri horení síry, pri pražení sulfidov



SO₂ rozkladá chlorofyl, zelené rastliny sa vplyvom SO₂ odfarbujú.

SO₃ – oxid sírový. Vyrába sa katalytickou oxidáciou SO₂



H_2SO_4 - kyselina sírová

H_2SO_3 - kyselina síričitá

Sírany - $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ modrá skalica

$\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ zelená skalica

$\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ biela skalica

$\text{CaSO}_4 \cdot 1/2\text{H}_2\text{O}$ sádra

$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ sádrovec

(jemnozrná odroda - alabaster)

BaSO_4 baryt

SÍRA

biologický význam

- Rastliny síru asimilujú len v podobe síranových aniónov SO_4^{2-}
- Rastliny však síru využívajú až po jej úplnej redukcii na sulfidové anióny S^{2-}
- U ľudí sa anorganické sírany menia na organické sírne aminokyseliny
- Organická síra sa u človeka a živočíchov látkovou premenou mení na sírany, estery kyseliny sírovej a v malom množstve na síru, ktorá sa vylučuje močom

Dusík

- Len N_2 modifikácia
- Je inertný ako molekula N_2
- Nereaguje s vodou, kyselinami, hydroxidmi
- Atómový dusík – veľmi reaktívny

DUSÍK

Môže sa vyskytovať v 9 oxidačných číslach:

od -III, -II, -I, 0, I, II, III, IV, V

NH_3	amoniak	(-III)
N_2		(0)
N_2O	oxid dusný	(I)
NO	oxid dusnatý	(II)
HNO_2	kyselina dusitá	(III)
NO_2	oxid dusičitý	(IV)
HNO_3	kyselina dusičná	(V)

Dusík

väzbové možnosti

Výskyt:

- vo vzduchu 78 obj. %
- v dusičnanech, NaNO_3 čínsky liadok
- v organických látkach (aminokyseliny, bielkoviny, nukleové kyseliny)

Výroba:

Destiláciou skvapalneného vzduchu.

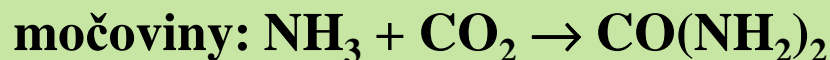
Priemyselne sa touto destiláciou získa

6 plynov: N_2 , O_2 , Ar, Ne, Kr, Xe

Zlúčeniny dusíka

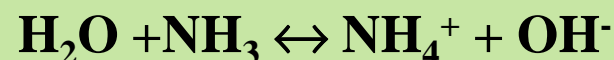
NH₃ amoniak = čpavok, dráždivý plyn (oči, dýchacie cesty)

- Je konečným produktom metabolizmu aminokyselín a bielkovín obsahujúcich dusík, vylučuje sa obličkami, časť sa zneškodňuje tvorbou močoviny:



- vo vode sa rozpúšťa dobre – vzniká NH₄OH (25%NH₃)

- NH₃ čiastočne reaguje s vodou protolytickou reakciou:



Zvyšok je hydratovaný

amónne soli - NH₄Cl, (NH₄)₂SO₄

Oxidy:

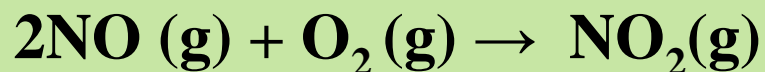
N₂O oxid dusný:

má narkotizačné účinky (rajský plyn), používa sa ako výplňový plyn v šľahačoch.

NO oxid dusnatý:

Oxid dusnatý je toxický !

Oxid dusnatý sa pri laboratórnej teplote oxiduje vzdušným kyslíkom na NO₂



Zlúčeniny dusíka

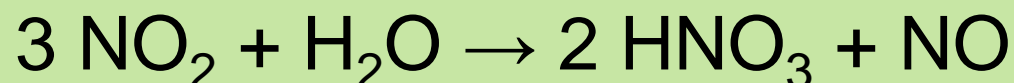
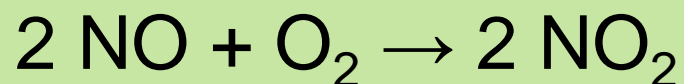
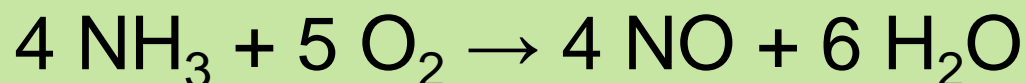
Oxidy NO_x (NO a NO_2) sú atmosferické polutanty produkované výfukmi zo spaľovacích motorov.

NO_2 je toxický, hnedočervený plyn. S vodou reaguje za tvorby kyseliny dusičnej.

Zlúčeniny dusíka

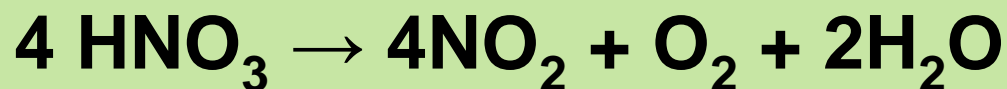
HNO₃ kyselina dusičná:

vyrába sa z amoniaku v prítomnosti katalyzátora (Pt)



Kyselina dusičná je za normálnych podmienok bezfarebná kvapalina.

Účinkom svetla a tepla sa čiastočne rozkladá



v dôsledku čoho sa sfarbuje do žltá až do hneda od rozpusteného NO₂.

Zlúčeniny dusíka

Soli:

KNO_3 (liadok draselný),

NH_4NO_3 (liadok amónny)

NaNO_3 (liadok sodný)

Použitie – ako hnojivá,

konzervačná látka ($\text{KNO}_3 + \text{NaNO}_2 + \text{NaCl} + \text{cukor}$)
dymovnice

Lúčavka kráľovská (aqua regia):

rozpúšťa zlato a platinu



Kolobeh dusíka:

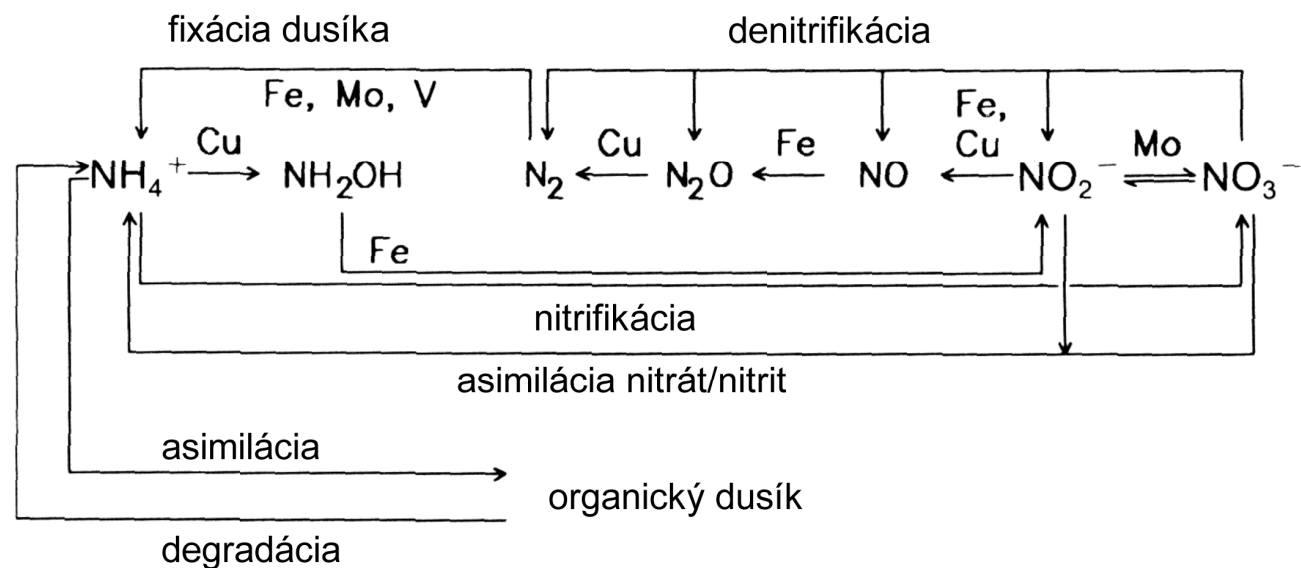
V biosfére je N_2 konečným produktom odbúravania dusíkatých organických látok.

Hlavným zdrojom dusíkatých látok v pôde sú mikroorganizmy fixujúce dusík, z ktorých najznámejšie žijú v symbióze na koreňoch bôbovitých rastlín.

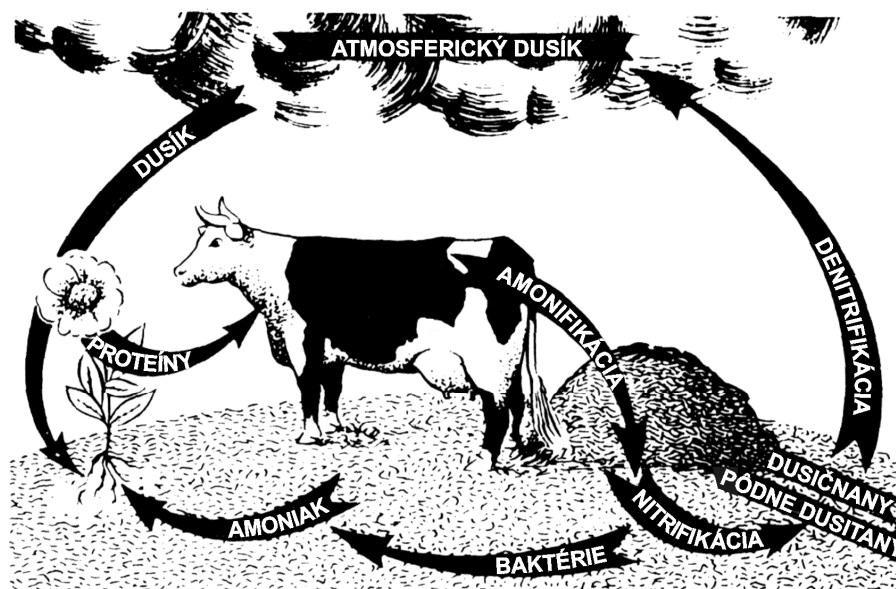
Fixáciu N_2 katalyzuje enzým nitrogenáza, ktorá obsahuje MoFe proteín (vo svojej štruktúre obsahuje molybdén a železo).

Kolobeh dusíka

(a)

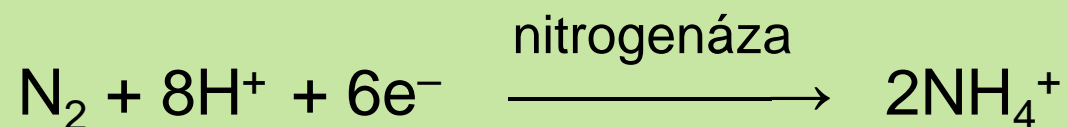


(b)



Kolobeh dusíka

- **biologická fixácia dusíka:**



- **nitrifikácia:**



- **denitrifikácia:**

