

Prvky a ich anorganické zlúčeniny

Osnova prednášky

1. Vodík – vlastnosti, zlúčeniny, využitie.
2. Kyslík – vlastnosti, zlúčeniny, využitie.
3. Síra – vlastnosti, zlúčeniny, využitie.
4. Dusík – vlastnosti, zlúčeniny, využitie.
5. Fosfor – vlastnosti, zlúčeniny, využitie.
6. Uhlík – vlastnosti, zlúčeniny, využitie.
7. Kontrolné otázky.

1. VODÍK

- **Umiestnenie v PTP:** 1. perióda, I.A podskupina
- **Elektrónová konfigurácia:** 1H: $(1s)^1$
- **Oxidačné čísla:** +I alebo -I
- **Väzby:** jednoväzbový,
- H₂ – kovalentná nepolárna
- H₂O a iné – polárne
- s O, F, N – vodíkový mostík
- **Výskyt:** prevládajúci prvok vo vesmíre, atmosféra, hydrosféra aj litosféra, organické zlúčeniny

Fyzikálne a chemické vlastnosti:

- bezfarebný plyn bez zápachu, nekov, rozpustný vo vode, nízka hustota
- zmes troch izotopov – prócium, deutérium, trícium



- slabo elektropozitívny, elektronegativita = 2,1
- dvojatómové molekuly.

Príprava a výroba:

- $\text{Zn} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$
- $\text{H}_2\text{O} + \text{C}$ (rozžeravený koks) $\rightarrow \text{CO} + \text{H}_2$

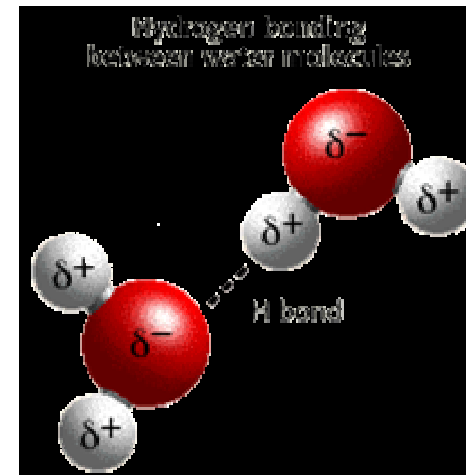
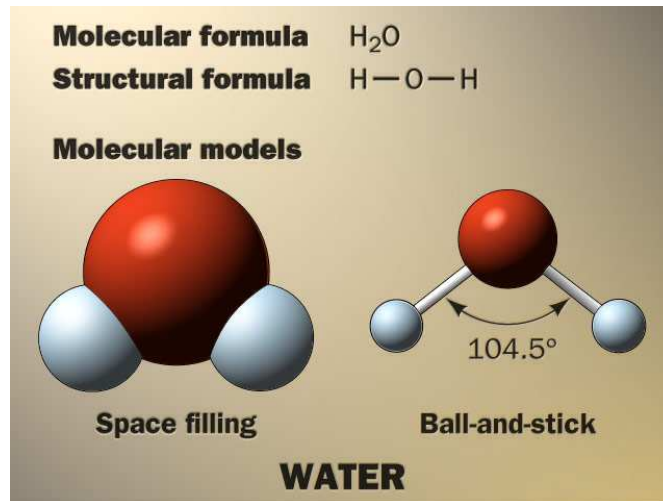
Zlúčeniny: binárne s takmer všetkými prvkami

- H_2O (voda)
- LiH (hydrid lítny) – iónový
- PH_3 (fosfán) – molekulový
- $(\text{BeH}_2)_x$ (hydrid berylnatý) – kovový, polymérny

Použitie: syntéza amoniaku, metanolu, organických látok, hydrogenácia uhlia (syntetický benzín), rastlinných olejov (pokrmové tuky), príprava kovov, zváranie a tavenie kovov

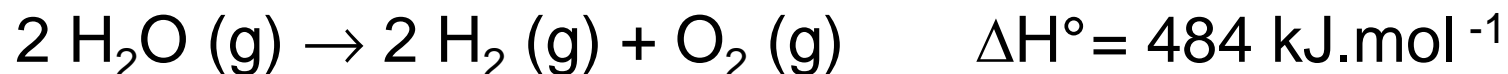
Voda

- Najdôležitejšia zlúčenina vodíka (aj kyslíka)



- asociácia molekúl vody do polymérnych útvarov $(\text{H}_2\text{O})_x \rightarrow$ kvapalné skupenstvo
- polárne rozpúšťadlo
- bezfarebná, v silnej vrstve modrastá kvapalina bez chuti a zápachu

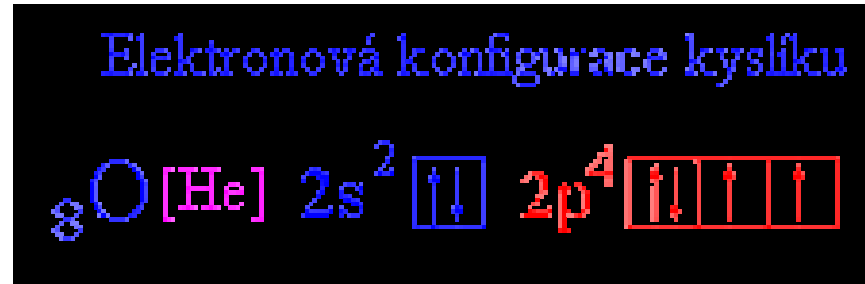
- Teplota topenia a varu vody tvorí základné hodnoty Celsiovej teplotnej stupnice
- Voda patrí medzi najstálejšie zlúčeniny, nepatrne sa rozkladá na vodík a kyslík až pri vysokej teplote. Napr. pri teplote 2000 °C a atmosferickom tlaku sa rozloží i na 1,8 % vody



- Vodíkové väzby spôsobujú aj veľkú hodnotu skupenského tepla topenia a vyparovania, prípadne varu vody
- Merná tepelná kapacita vody je najväčšia zo všetkých kvapalín. Na zahriatie 1 kg vody sa spotrebuje až 30-krát viac tepla ako na zahriatie 1 kg ortute.

- **Vysoká tepelná kapacita** → oceány, moria ap. regulujú teplotu na Zemi
- Voda – výborný akumulátor tepla – význam pri regulácii teplotných výkyvov v bunkách organizmov
- Vysoké merné vyparovacie teplo vody → ochladzovanie listov pri odparovaní
- Voda – malá elektrická vodivosť (malá ionizácia)
- Veľké povrchové napätie → vzlínavosť v pôdach ap.
- Voda:
 - Morská
 - Minerálna
 - Pramenitá, studničná, podzemná a riečna
 - Pitná
 - Destilovaná, redestilovaná, demineralizovaná
 - Odpadové vody

2. KYSLÍK



VÝSKYT A VÝZNAM

- jeden z 20 prvků nevyhnutných pro život, nejrozšířenější,
- v atmosféře O_2 , hydrosféře H_2O , litosféře SiO_2 ,
- tvoří asi 60 % hmotnosti zlúčenin živých organismů
- dýchání, oxidácia

PRÍPRAVA A VÝROBA

- skvapalňovaním prečisteného vzduchu – frakčná destilácia, elektrolýza vody – drahá,

VLASTNOSTI

- **FYZIKÁLNE VLASTNOSTI** – bezfarebný plyn, v kvapalnom a tuhom stave svetlomodrý
- $T_v = -183 \text{ }^\circ\text{C}$, $T_t = -218,4 \text{ }^\circ\text{C}$,
- **CHEMICKÉ VLASTNOSTI**
- izotopy kyslíka: prvý 99,7 %
- elektronegativita $X(\text{O}) = 3,5$
- dvojatómové molekuly,
- väzby: dvojitá, v molekule O_2 kovalentná nepolárna dvojitá, prevažne kovalentná alebo iónová v K_2O , CaO ; obsahuje 2 voľné elektrónové páry, môže sa viazať vodíkovým mostíkom,

OXIDAČNÉ ČÍSLA:

- -II v oxidoch, hydroxidoch, kyselinách,
-I v peroxidoch (slabé reťazenie –O–O–),

REAKCIE: silná reaktivita, priamo sa nezlučuje len so vzácnymi plynmi, Pt a Au, najdôležitejšia reakcia – horenie, v čistom kyslíku ľahšie než na vzduchu, hrdza

- $4 \text{ Fe} + 3 \text{ O}_2 \rightarrow 2 \text{ Fe}_2\text{O}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$
- reaguje so S na SO_2 , s C na CO_2 , s N na NO
- rozkladá $\text{CH}_4 + 2 \text{ O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{ H}_2\text{O}$
- $2 \text{ H}_2\text{S} + 3 \text{ O}_2 \rightarrow 2 \text{ SO}_2 + 2 \text{ H}_2\text{O}$

ZLÚČENINY

- **Oxidy - iónové** – s kovmi alkalickými a alkalických zemín, vysoké teploty topenia, s vodou odštiepujú OH- ióny, sú zásadotvorné



- - **molekulové** – kovalentná väzba, s väčšinou nekovov, sú kyselinotvorné, ľahko prchavé



- **H₂O₂ (*peroxid vodíka*)** – sirupovitá bezfarebná kvapalina, pred dosiahnutím varu sa explozívne rozkladá, oxidačné i redukčné činidlo,

- **O₃ (ozón)** – vzniká účinkom elektrického výboja v ozonizátore alebo v stratosfére UV žiarením, modrý plyn, prenikavého zápachu, mimoriadne jedovatý, silné oxidačné vlastnosti, rozrušuje gumu, farbivá, použitie – sterilizácia vody,

POUŽITIE:

- v priemysle – zváranie kovov, v medicíne, palivo raketových motorov,
- v živej prírode – oxidačné procesy (napr. oxidácia živín → zisk energie)

3. SÍRA

- používala sa na liečebné účely už pred našim letopočtom (Egypt)
- strelný prach – (Bacon, 1245): liadok, drevné uhlie, síra (75:15:10)
- **VÝSKYT**
- elementárna (USA, Mexiko, Poľsko)
- H_2S – zemný plyn, ropa, uhlie ($\rightarrow \text{SO}_2$)
- pyrity (FeS_2) a ďalšie rudy

POUŽITIE

- SO_2 ($\text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$; v USA až 88% vytlačenej síry sa používa na výrobu H_2SO_4)
- vulkanizácia kaučuku
- CS_2 (výroba umelého hodvábu)
- insekticídy, fungicídy, liečivá, chemikálie, farbivá ...

VLASTNOSTI

- 4 stabilné izotopy ^{32}S , ^{33}S , ^{34}S , ^{36}S (95,06 : 0,74 : 4,18 : 0,014 hm.%,)
- veľmi reaktívny prvok (ľahké štiepenie väzieb S-S), najmä za tepla
- teplota vzplanutia S na vzduchu: 250-260 °C

ZLÚČENINY

- **Sulfidy** – PbS , $\text{Na}_2\text{S} \rightarrow \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$
- **Sulfány** (hydridy síry) – H_2S (sulfán, sírovodík) – nepríjemný zápach (už od 0,02 ppm); pri vyšších koncentráciách znecitlivuje čuchové orgány (!), pri koncentrácii 100 ppm - smrť
- **Oxidy** – existuje ich 13, najdôležitejšie sú SO_2 , SO_3
- **SO_2** – výroba z H_2S , spaľovaním S, pražením FeS_2 ; exhaláty; používa sa na výrobu H_2SO_4 , ako bieliace činidlo, na dezinfekciu, na konzerváciu;
- - bezfarebný, jedovatý, dusivý zápach;
- - pre rastliny škodlivý od 1 ppm, pre človeka od 5 ppm
- **SO_3** – vzniká oxidáciou SO_2 , vyrába sa z neho H_2SO_4

- **Oxokyseliny** - H_2SO_4 – bezvodá – hustá, viskózna kvapalina, miešateľná s vodou (exotermická reakcia); použitie na výrobu hnojív, náterových farieb, mydiel...
- **Sírany** – väčšinou rozpustné vo vode, použitie v poľnohospodárstve ako hnojivá, BaSO_4 – analytická chémia (stanovenie), $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ – modrá skalica
- **Prírodné látky** – aminokyseliny, bielkoviny

4. DUSÍK

- najrozšírenejší prvok
v nezlúčenej forme – vzduch:
78,1 obj.%
- v podobe zlúčenín tvorí 15 hm.%
bielkovín

VÝSKYT

- - ovzdušie 78 %, liadok KNO_3 ,
čínsky liadok NaNO_3 , esenciálny
prvok (nevyhnutný pre život)

VÝROBA

- frakčná destilácia vzduchu

$$T_v(\text{N}_2) = - 196 \text{ } ^\circ\text{C};$$

$$T_v(\text{O}_2) = - 183 \text{ } ^\circ\text{C};$$

VLASTNOSTI

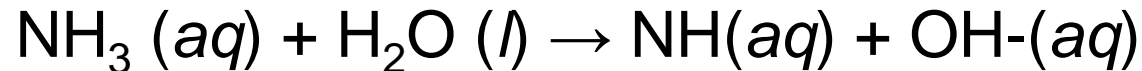
- **oxidačné čísla:** -3 (NH_3), -2 (N_2H_4) hydrazín, -1 (NH_2OH) hydroxylamín, 0 (N_2), 1 (N_2O), 2 (NO), 3 (HNO_3), 4 (NO_2), 5 (HNO_3)
- väzby: N_2 – kovalentná, nepolárna, trojitá
- s inými prvkami – väčšinou kovalentné polárne väzby
- vo všetkých skupenstvách tvorí dvojatómové molekuly, vo vode menej rozpustný než kyslík
- 2 izotopy ^{14}N a ^{15}N , zastúpenie 272:1
- chemická inertnosť molekulového dusíka – veľká energia väzby $\text{N}\equiv\text{N}$ 946 kJ/mol

→

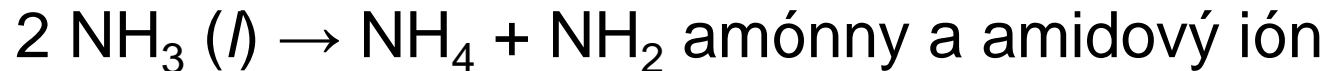
ZLÚČENINY

- **amoniak** NH_3 bezfarebný plyn s prenikavým zápachom
 $\text{NH}_4\text{Cl} (aq) + \text{NaOH} (aq) \rightarrow \text{NaCl} (aq) + \text{H}_2\text{O} (l) + \text{NH}_3 (g)$

- silná Brönstedova zásada



- podlieha autoionizácii



- rozpúšťa alkalické kovy a kovy alkalických zemín
- **N_2O** bezfarebný plyn sladkej chuti, spôsobuje povznesenú náladu, zubárske anestetikum, vzniká aj horením, náplň bombičiek na výrobu šľahačky,
- **NO** bezfarebný, slabo toxický plyn, **NO_2** vysoko toxický žltohnedý plyn, kyselinotvorný oxid



- **HNO_3** silné oxidačné činidlo, výroba hnojív NH_4NO_3 , liečiv, výbušnín

5. FOSFOR

- kľúčová úloha v biochémii – nukleotid = nukleozid + esterová väzba s kyselinou fosforečnou, ATP je kyselina adenzíntrifosforečná, je to makroergická zlúčenina, primárny zdroj energie v bunke
- obsah P v kostiach určuje pevnosť živých organizmov
- vysoký obsah P v mozgu
- fosforové zápalky – červené hlavičky, zapalovanie o podrážky
- horiaci P_4 vzniká P_4O_{10} , vznáša sa vo vzduchu ako ťažká hmla, dymové clony pri vojenských operáciách

viaceré alotropické modifikácie:

- **biely fosfor** – samostatné tetraedrické molekuly, bezfarebný, mäkký, nerozpustný vo vode, uchováva sa pod ňou, rozpustný v organických rozpúšťadlách (chloroform CHCl_3), toxický, svetielkovanie, spontánne sa vznieti na vzduchu
- **červený fosfor** – polymérna štruktúra, stabilnejší, v amorfnom stave neusporiadané reťazce, nie je jedovatý
- **čierny fosfor** – zahrievanie bieleho pod tlakom 1200 MPa, kryštalická, tmavo sivá látka, dobrá tepelná a elektrická vodivosť, nereaktívny, na vzduchu stály
- **elektronegativita:** $X(\text{P}) = 2,1$
- **väzby:** prevažne kovalentné, P_4 a difosfán P_2H_4 nepolárne, inak polárne, často hybridizácia sp^3 , do hybridizácie sa môžu zapojiť aj d orbitály, neviaže sa vodíkovými väzbami
- **výroba:** z fosforečnanu v elektrických peciach

ZLÚČENINY:

- **oxidy:** $\underline{P}_4\underline{O}_6$ fosforitý, biela kryštalická jedovatá látka, kyselinotvorný
- P_4O_{10} fosforečný, silné dehydratačné činidlo, kyselinu dusičnú a sírovú mení na anhydridy, kyselinotvorný
- **kyseliny:** ortofosforečná $\underline{H}_3\underline{P}\underline{O}_4$ trojsýtna
- **použitie:** hnojivá, detergenty, retardéry horenia, zubné pasty, udržiavanie stáleho pH v nápojoch, esenciálny prvok, 1 hm.% ľudského tela, $Ca_3(PO_4)_2$ v kostiach, dôležitý komponent genetických materiálov DNA, RNA,
- **retardéry horenia** – amónne soli fosforečnanov – zriedenie horľavých plynov, $K_3PO_4 \cdot n H_2O$ – kryštalická voda je hasiaci prostriedok,

6. UHLÍK

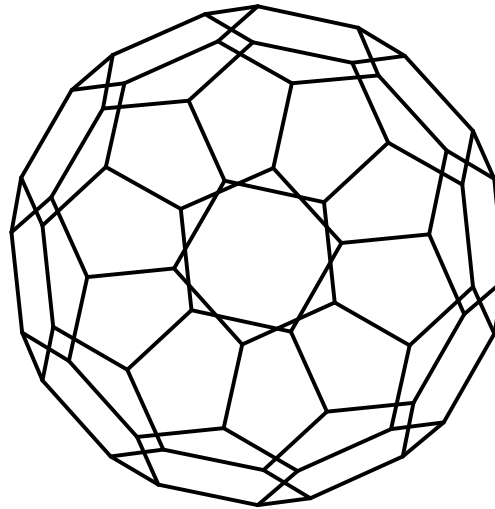


- známy už v praveku (drevené uhlie, sadze), že sa jedná o prvok, potvrdené až v 18. st., diamant a grafit ako modifikácie známe od konca 18. st., vtedy určené vzťahy medzi uhlíkom, uhličitami, oxidom uhličitým, fotosyntézou v rastlinách a dýchaním živočíchov
- pomerné zastúpenie 1 % zemskej kôry, esenciálny prvok nevyhnutný pre život
- organická chémia = chémia uhlíka
- podiel uhlíka v živej hmote 10 %
- vápence, krieda, mramor –zvyšky kostier

VÝSKYT A VÝZNAM

- vo voľnom stave: 2 alotropické modifikácie - kryštalické formy: – **diamant** – z roztavenej horniny pri vysokých tlakoch, **tuha** – vzniká rozkladom CO₂ pri výlevoch lávy, premenou uhlia
- diamant – kubická sústava, bezfarebný, priehľadný, elektricky nevodivý, nízka chemická reaktivita
- C (*diamant*) → C (*grafit*) 1800 – 2000 °C, bez prístupu vzduchu
- C (*grafit*) → C (*diamant*) 2000 – 3000 °C, 6,5-9,0 GPa
- grafit – vrstevnatá štruktúra, anizotropia vlastností, elektrická a tepelná vodivosť, menšia hustota než diamant, použitie – zmiešanie s hlinou a lisovanie – do ceruziek 5 % tuhy, hlavne – elektródy do vysokých pecí, formy v zlievárňach
- amorfný stav: uhlie, (ropa, plyn) – rastlinný pôvod, steny buniek (z rastlinných semien, z tukov a olejov), aktívne uhlie – veľká adsorpčná schopnosť,

Fullerén

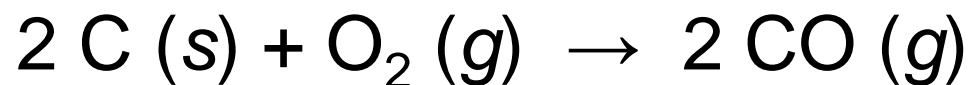


- **oxidačné čísla:** -IV až IV
- **väzby:** kovalentné väzby,
 $X(C) = 2,5$
- sp^3 , sp^2 , sp hybridizácia,
 σ a π väzby
- neviaže sa vodíkovými
väzbami
- veľká pevnosť C-C
väzieb, viaže sa do
dlhých reťazcov
- delokalizované systémy
 π väzieb – aromatické
zlúčeniny
- **uhlíkový cyklus:** proces
začína fotosyntézou

ZLÚČENINY

- s vodíkom – uhľovodíky
- karbidy $[:C\equiv C:]^{2-}$, alebo C^{4-} , iónové zlúčeniny s kovmi
- s halogénmi (CCl_4 – tetrachlórmetán)
- s kyslíkom

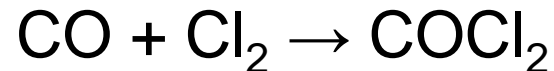
CO – bezfarebný, bez zápachu, vzniká nedokonalým spaľovaním, veľmi slabo rozpustný vo vode



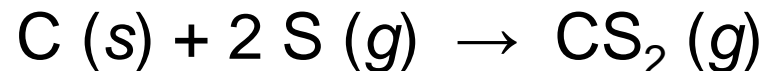
relatívne nereaktívny, ale veľmi jedovatý

CO₂ – slabé oxidačné činidlo, bezzápachový netoxický plyn, vzniká pri spaľovaní v nadbytku kyslíka

- H_2CO_3 – stredne silná kyselina, rozkladá sa zahrievaním vodného roztoku
- **fosgén** COCl_2 – chlorid karbonylu – halogénderivát kyseliny uhličitej, bezfarebný plyn dusivého zápachu, veľmi jedovatý



- **so sírou** – sírouhlík CS_2 , dobré rozpúšťadlo aj extrakčné činidlo



- **s dusíkom** – $\text{HCN} (g)$ – ochrnutie dýchacieho centra nervovej sústavy, plyn plynových komôr, vysoká prchavosť – $T_v = 26 \text{ }^\circ\text{C}$, zápach horkých mandlí
- **kyselina kyanovodíková** – veľmi slabá kyselina
- **kyanidy** – extrémne toxické, lebo ión $[\text{:C}\equiv\text{N:}]^-$ sa nevratne viaže na ión Fe^{III} v cytochrómoxidáze, kľúčovom enzýme metabolických procesov

7. Kontrolné otázky

1. Vodík – vlastnosti, zlúčeniny, využitie.
2. Kyslík – vlastnosti, zlúčeniny, využitie.
3. Síra – vlastnosti, zlúčeniny, využitie.
4. Dusík – vlastnosti, zlúčeniny, využitie.
5. Fosfor – vlastnosti, zlúčeniny, využitie.
6. Uhlík – vlastnosti, zlúčeniny, využitie.