

12. p⁵ prvky, p⁶ prvky

- p⁵ prvky

- VII. A skupina – halogeny
- Elektronová konfigurace: ns²np⁵
- Zástupci: fluor chlor, brom, jod, astat
- **Vlastnosti**
 - Tvoří dvouatomové molekuly ve všech skupenských stavech
 - Pro svou značnou reaktivitou se vyskytují pouze ve sloučeninách
 - Rozpouštějí se dobře v nepolárních rozpouštědlech a s výjimkou jodu se rozpouštějí ve vodě
 - Teploty tání i varu stoupají od fluoru k jodu
 - Mají vysokou elektronegativitu, oxidační účinky a jsou velmi reaktivní
 - Tyto vlastnosti klesají od fluoru k jodu
 - Tvoří jednu kovalentní vazbu
 - Halogeny (vyjma fluoru), mohou tvořit sloučeniny v nichž jejich oxidační čísla nabývají hodnoty -I až VII
 - Halogeny s nižším Z vytěsňují z halogenidů halogeny s vyšším Z
 - Reagují s mnoha prvky a sloučeninami
 - S kovy a některými nekovy tvoří halogenidy
 - S vodíkem tvoří halogenovodíky
 - Připravují se oxidací halogenidů či halogenovodíků silnými oxidačními činidly
- **Halogenovodíky**
 - Dvouprvkové sloučeniny s obecným vzorcem HX
 - Bezbarvé, ostře páchnoucí, snadno zkapalnitelné plyny
 - Polarita a pevnost vazby se od HF k HI výrazně snižuje
 - Vznikají přímou syntézou z prvků nebo reakcích silných netěkavých kyselin s některými halogenidy kovů za tepla
 - Dobře se rozpouštějí ve vodě, jejich roztoky se označují jako halogenovodíkové kyseliny
 - Jejich síla roste od HF k HI
- **Halogenovodíkové kyseliny**
 - Kyselina fluorovodíková – HF
 - Středně silná kyselina
 - Koncentrovaná je 40%
 - Leptá sklo, proto se přechovává v plastových nádobách
 - Obsahuje velmi silné vodíkové vazby, což způsobuje vysokou teplotu tání a varu
 - Kyselina chlorovodíková – HCl
 - Silná kyselina
 - Koncentrovaná je 36%
 - Těkává kapalina, patří mezi žíraviny
 - Je důležitou složkou žaludečních šťáv
 - Chlorovodík, základní surovina na výrobu kyseliny chlorovodíkové, se vyrábí spalováním vodíku v chloru

- Kyselina bromovodíková – HBr
 - Silná kyselina
 - Koncentrovaná je 48%
 - Podléhá oxidaci vzdušným kyslíkem a uvolňuje se elementární brom, z tohoto důvodu roztoky této kyseliny časem tmavnou
 - Používá se k přípravě organických bromderivátů, anorganických bromidů a jako katalyzátor v organické chemii
- Kyselina jodovodíková – HI
 - Nejsilnější bezkyslíkatá kyselina
 - Koncentrovaná je 57%
 - Podléhá oxidaci vzdušným kyslíkem a uvolňuje se elementární jod, z tohoto důvodu roztoky této kyseliny časem tmavnou

○ Halogenidy

- Soli halogenovodíkových kyselin, sloučeniny halogenů s elektropozitivnějšími prvky
 - Vznikají přímou syntézou prvků nebo reakcí halogenovodíkových kyselin s neušlechtilými kovy, oxidy a hydroxidy kovů
- Převážně dobře rozpustné ve vodě
- Iontové halogenidy
 - Jsou sloučeniny halogenů s prvky s nízkou elektronegativitou (typickými kovy)
 - Mají vysoké teploty tání a varu
 - V roztoku nebo tavenině vedou elektrický proud
- Polymerní halogenidy
 - Jsou sloučeniny halogenů a d-prvků
 - Tvoří kovalentní vazby do řetězců nebo vrstev
 - Mají nižší teploty tání a varu
- Molekulové halogenidy
 - Jsou sloučeniny halogenů s polokovy a nekovy (a kovy ve vyšších oxidačních stupních)
 - Jsou spojeny kovalentními vazbami do molekul
 - Jsou těkavé a často jsou to plynné nebo kapalné látky

- Fluor – ${}_{9}\text{F}$

- Biogenní prvek
- Světle žlutý plyn
- Elementární fluor se používá především při výrobě uranu a k separaci jeho izotopů, dále pak na výrobu plastů (teflon) a freonů
- **Výskyt**
 - Vyskytuje se v kostech a zubní sklovině živočichů
 - Je součástí minerálů
 - Kazivec – CaF_2 – fluorit
 - Kryolit – $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$
 - Apatit – $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)\text{F}$

○ Vlastnosti

- Má největší elektronegativitu, nejtypičtější nekov
- Nabývá oxidačního čísla pouze -I
- Monoizotopický prvek
- Je nejreaktivnějším prvkem halogenů
 - To způsobuje poměrně nízká energie vazby v molekule F_2 a vysoké energie vazeb vznikajících mezi ním a atomy ostatních prvků v průběhu chemických reakcí
 - S většinou prvků se slučuje přímo
 - S vodíkem explozivně reaguje již za teploty $-250\text{ }^{\circ}\text{C}$
 - S Br, I, S, P, Si a některými dalšími kovy reaguje za vzniku plamene
 - Měď a nikl se jeho vlivem pasivují
 - Oxiduje elektronegativní složky většiny sloučenin
- Tvoří vodíkové můstky

○ Výroba

- Vyrábí se výhradně elektrolýzou taveniny $KF \cdot nHF$, prováděnou v ocelových reaktorech vyložených tzv. Monelovým kovem (slitina niklu a mědi se stopovým množstvím manganu a železa)
- Anoda, na které se fluor vylučuje je z grafitu a katodu tvoří vlastní nádoba reaktoru

○ Sloučeniny

- Fluorid uhličitý – CF_4
 - Vysoce inertní plyn
- Difluorid kyslíku – OF_2
 - Žlutý, jedovatý plyn
 - Vzniká rychlým zaváděním fluoru do roztoku NaOH
 - Má silné oxidační účinky
- Difluorid dikyslíku – O_2F_2
 - Slabě hnědý plyn
 - Připravuje se účinkem elektrického výboje na směs kyslíku a fluoru
 - Je nestabilní, jelikož se rozkládá již při teplotě $-50\text{ }^{\circ}\text{C}$
 - S řadou látek reaguje explozivně
- Kyselina fluorná - HOF
- Kazivec – CaF_2 – fluorit
- Kryolit – $Na_3[AlF_6]$
- Apatit – $Ca_5(PO_4)F$

- **Chlor** – $_{17}\text{Cl}$

- Žlutozelený plyn
- Biogenní prvek
- Používá se na výrobu plastů PVC a HCl
- Má bělicí účinky a používá se jako dezinfekční prostředek
- **Výskyt**
 - Je obsažen v krevní plazmě a v žaludečních šťávách
 - Je součástí minerálů
 - Halit – NaCl
 - Sylvín – KCl
 - Karnalit – $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$
- **Vlastnosti**
 - Je toxický a korozivní
 - Velmi reaktivní, s většinou prvků se slučuje přímo
 - Neslučuje se přímo s kyslíkem, dusíkem a uhlíkem
- **Výroba**
 - Vyrábí se elektrolýzou taveniny chloridu sodného nebo solanky
 - Laboratorně se připravuje reakcí HCl s burelem nebo KMnO_4
- **Sloučeniny**
 - Oxidy chloru nelze připravit přímou syntézou z prvků a všechny jsou nestálé
 - Oxid chlorný – Cl_2O
 - Žlutohnědý plyn
 - Má silné oxidační účinky
 - Rozpouští se dobře ve vodě a je anhydridem kyseliny chlorné
 - Oxid chloričitý – ClO_2
 - Žlutozelený plyn
 - Silné oxidační činidlo
 - Kondenzuje na hnědočervenou explozivní kapalinu s t_v 11 °C
 - Oxid chlorový – Cl_2O_6
 - Tmavočervená kapalina
 - Oxid chloristý – Cl_2O_7
 - Bezbarvá olejovitá kapalina
 - Z oxidu chloru je nejstálější
 - Při zahřátí prudce vybuchuje
 - Je anhydridem kyseliny chloristé
 - Kyselina chlorná – HClO
 - Velmi slabá, nestálá kyselina
 - Silné oxidační činidlo
 - Její soli, chlornany, jsou silnými oxidovadly
 - Směs chloridu a chlornanu sodného, tzv. bělicí louh, se používá k bělení
 - Směs chloridu a chlornanu vápenatého, tzv. chlorové vápno, se používá jako bělicí a dezinfekční prostředek

- Kyselina chlorečná – HClO_3
 - Silná, nestálá kyselina
 - Silné oxidační činidlo
 - Její soli, chlorečnany, mají oxidační účinky
 - Oxidační účinky chlorečnanů jsou slabší než chlornanů
 - Používají se na výrobu výbušnin a zápalek
 - Kyselina chloristá – HClO_4
 - Velmi silná kyselina
 - Nejstálější z oxokyselin chloru
 - Není velmi silným oxidovadlem
 - Chloristany se používají v pyrotechnice
 - Chlorečnan draselný – KClO_3
 - Používá se při výrobě třaskavin
 - Chlorečnan sodný – NaClO_3 – travex
 - Používá se jako herbicid
 - Chloristan sodný – NaClO_4
 - Používá se v pyrotechnice
 - Je hygroskopický
 - Chloristan draselný – KClO_4
 - Silné oxidační činidlo
- **Brom** – ^{35}Br
- Červenohnědá kapalina nepříjemného zápachu
 - Používá se na výrobu léčiv, barev a fotografického materiálu
 - **Výskyt**
 - V malém množství doprovází sloučeniny chloru
 - Je obsažen v mořské vodě ve formě bromidů
 - Je součástí minerálů
 - Bromargyrit – AgBr
 - Minerál s nejvyšším obsahem bromu
 - Bromkarnalit – $\text{KBr} \cdot \text{MgBr}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$
 - **Vlastnosti**
 - Podobá se se svými vlastnostmi chloru
 - Ochotně reaguje s většinou prvků
 - S kyslíkem tvoří nestabilní oxidy (Br_2O , BrO_2) a 4 jednosytné oxokyseliny, které jsou schopné existence pouze ve vodných roztocích
 - **Výroba**
 - Průmyslově se vyrábí vytěsňováním okyselených vodných roztoků bromidů
 - **Sloučeniny**
 - Bromičnan draselný – KBrO_3
 - Analytické činidlo ke stanovení látek redukční povahy – bromatometrie
 - Methylbromid – CH_3Br
 - Používá se jako fungicid a insekticid
 - Fluorid bromitý BrF_3

- Silné fluorační činidlo v organické chemii

- **Jod** – ^{53}I

- Fialovočerná pevná krystalická látka
- Biogenní prvek
- Používá se na výrobu léčiv a barev
- 5% ethanolový roztok jodu se nazývá jodová tinktura
- **Výskyt**
 - Je součástí mořských hub, chaluh a korálů
 - Je součástí hormonu štítné žlázy
 - Jeho nedostatkem dochází k hypofunkci štítné žlázy
- **Vlastnosti**
 - Po zahřátí sublimuje
 - Velmi špatně rozpustný ve vodě, velmi dobře rozpustný v nepolárních rozpouštědlech
- **Výroba**
 - Vyrábí se z popelu mořských řas, ve kterých je obsažen
- **Sloučeniny**
 - Oxid jodičný – I_2O_5
 - Bílá hygroskopická krystalická látka
 - Silné oxidační účinky
 - Nejstálější z oxidů halogenů
 - Kyselina jodičná – HIO_3
 - Nejstálější z kyselin jodu
 - Za normálních podmínek v pevném stavu
 - Dobře rozpustná ve vodě
 - Kyselina pentahydrogenjodistá – H_5IO_6

- **Astat** – ^{85}At

- Radioaktivní prvek
- Poprvé objeven v roce 1940
- Kvůli svému krátkému poločasu rozpadu nebyl dostatečně prozkoumán

- **p⁶ prvky**

- VIII. A skupina – vzácné plyny
- Elektronová konfigurace ns^2np^6 (helium má pouze valenční orbital $1s^2$)
- Zástupci: helium, neon, argon, krypton, xenon a radon
- Dříve byli označovány jako inertní nebo netečné plyny, jelikož byli považováni za kompletně nereaktivní
 - Až do počátku 60. let 20. století, kdy byli připraveny první sloučeniny
- **Výskyt**
 - V nepatrném množství jsou součástí atmosféry
 - Největší zastoupení má argon
 - Často produkty radioaktivních rozpadů nerostů, zejména helium
 - Helium je součástí zemního plynu
- **Vlastnosti**
 - Jejich valenční elektrony zcela zaplňují poslední vrstvu elektronového obalu, což způsobuje jejich mimořádnou nereaktivnost

- Mají vysokou ionizační energii

- **Helium** – ${}_2\text{He}$

- Bezbarvý plyn, bez chuti a zápachu
- V kapalném stavu je supratekutý a supravodivý – má velmi nízkou viskozitu a výborně vede elektrický proud
- Použití
 - K dosažení velmi nízkých teplot ($t_v = -269\text{ °C}$)
 - K plnění balónů a vzducholodí, kvůli jeho nízké hustotě
 - Postupně ho nahradil lehčí, ale hořlavý vodík
 - K přípravě vzduchu pro potápěče
 - Spolu s argonem tvoří ochranný plyn při svařování některých kovů

- **Neon, argon, krypton, xenon**

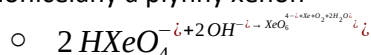
- Používají se k plnění žárovek, osvětlovacích trubic a výbojek
- Argon je ze všech vzácných plynů nejrozšířenější

- **Radon** – ${}_{86}\text{Rn}$

- Je radioaktivní
- Používal se k léčbě rakoviny
 - Vzhledem k jeho krátkému poločasu rozpadu, byl ale nahrazen vhodnějšími zářiči

- **Sloučeniny vzácných plynů**

- Nejlépe je prostudována chemie xenonu
- Oxid xenonový – XeO_3
 - V pevném stavu je velmi explozivní
 - Jeho účinnost je srovnatelná s TNT
 - Jeho vodný roztok je velmi silným oxidačním činidlem
 - Reakcí vodného roztoku XeO_3 se zásadami vznikají soli kyseliny xenonové – hydrogenxenonany HXeO_4^-
 - Některé xenonany se podařilo izolovat i navzdory tomu, že jejich alkalické roztoky nejsou stálé a zvolna se disproportionují na xenoničelany a plynný xenon



- Oxid xenoničelý – XeO_4
 - Nestabilní plyn
- Fluorid xenonový – XeF_2
- Fluorid xenoničitý – XeF_4
- Fluorid xenonový – XeF_6