

MO 5 PRVKY p⁵ a p⁶

- 1) Charakteristika na základě postavení v PSP.
- 2) Fyzikální a chemické vlastnosti.
- 3) Příprava halogenů v laboratoři, výroba chloru, použití.
- 4) Sloučeniny halogenů.
- 5) Vzácné plyny.

p⁶ prvky

- vzácné plyny
- VIII.A skupina, resp. 18 skupina
- He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn*
- **He není p-prvek** !!!

postavení v PSP a elektronová konfigurace:

- prvky VIII.A (18) skupiny
- v poslední valenční sféře vždy 8 valenčních elektronů

- ${}_2\text{He}: 1s^2$
- ${}_{10}\text{Ne} [{}_2\text{He}] 2s^2 2p^6$

- elektronová konfigurace helia je $1s^2$ - nevytváří el. oktet, neboť má ve svém obalu **pouze 2 elektrony**
- ostatní vzácné plyny jsou p⁶-prvky: **$ns^2 np^6$**
 - dosahují tzv. **elektronový oktet**

vlastnosti

- **plyny** za běžných podmínek
- jednoatomové molekuly – mezi atomy působí jen **Van der Waalovy s. v. i.** = nízké t_t a t_v
- za běžných podmínek jsou jedinými plyny, které nevytváří víceatomové molekuly

- **stabilní**
- **inertní = netečné** díky **elektronovému oktetu** - plně obsazené valenční orbitály = stabilní el. konfigurace (vysvětlit el. oktet ve vztahu k ostatním prvkům PSP)

- sloučeniny tvoří jen zřídka, ale mnohé sloučeniny již byly připraveny (XeF_2 , XeF_4 , XeF_6 , XeO_4) !!!!!!
- (vnikají reakcí xenonu s fluorem)

- vysoká hodnota **ionizační energie**
- bez barvy, chuti a zápachu
- **radon** je jako jediný vzácný plyn **radioaktivní**
- **v PSP se neudává jejich hodnota elektronegativity** !!!

- **helium:** je supravodivé a supratekuté
nižší hustota než vzduch

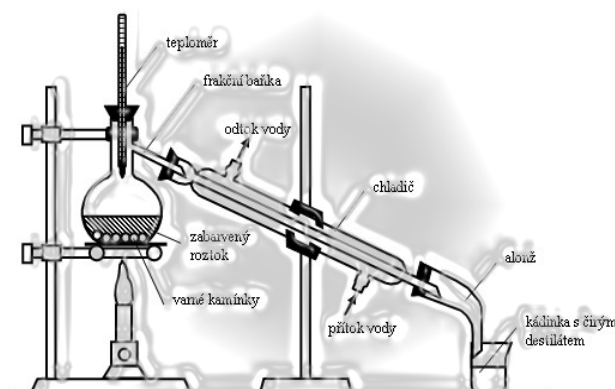
výskyt

- jednoatomové molekuly X_1
- součástí **vzduchu (do 1%)**, přičemž převažuje **argon** (0,93 %)
- následovaný **neonem** (0,002 %) a **heliem** (0,0005 %)
- vesmírný plyn je ze čtvrtiny své hmotnosti tvořen **heliem**

!!!

výroba

- jelikož se vzácné plyny vyskytují v zemské atmosféře, získávají se **frakční destilací zkapalněného vzduchu**
- **helium** je možné izolovat ze **zemního plynu**
- ilustrační obrázek **destilační aparatury**:



využití

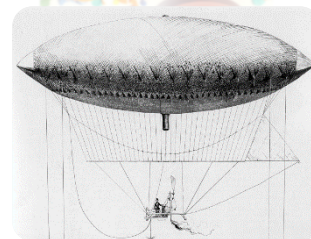
- plnidlo zářivek a výbojových trubic, neboť mají schopnost **zbarvovat** produkované světlo do různých odstínů – helium **červeně**, neon **oranžově**, argon **modře**, krypton **fialově**, xenon **modro-fialově**

He - helium

- dobře vede elektrický proud a září žlutě (ve výbojkách)
- **supravodivé a supratekuté**
- v přírodě se vyskytuje jen velmi vzácně, hojněji se nachází ve hvězdách
- získávání ze **zemního plynu** – methanu
- odděluje se následně destilací

využití

- plnění **balonů** a **vzducholodí**, kde nahradil hořlavý a výbušný vodík
- přídavek plnění **bomb** pro potápěče do větší hloubek
- ve spojení s neónem se používá do reklamních **osvětlovačů**, obloukových lamp a doutnavek
- spektroskopie
 - helium-neonový laser
 - helium-kadmiový laser



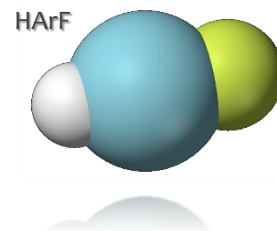
Ne – neón

- bezbarvý plyn, bez chuti a zápachu, nereaktivní, naprosto inertní
- neon má ve výbojkách šarlatovou (oranžově-červená)
- výskyt ve vzduchu: 0,0018%

- sloučeniny neonu nejsou známe
- získávání destilací kapalného vzduchu
- využití: v neonových světlech nejčastěji s héliem, dále pak neonové trubice jako pojistky, reduktory napětí atd.

Ar – argon

- bezbarvý plyn, bez chuti a zápachu, nereaktivní, úplně inertní
- je zastoupen hojně v zemské atmosféře, celkem asi 1%
- získává se zejména destilací kapalného vzduchu
- využití: svařování kovů, tavení slitin hliníku, titanu a mědi ve výbojkách má fialovou, modrou, bílou barvu podle koncentrace
používá se ve směsi s dusíkem jako ochranná atmosféra v pytlících například u brambůrek



Kr – krypton

- bezbarvý plyn, bez chuti a zápachu, nereaktivní, téměř inertní
- chemické sloučeniny tvoří pouze vzácně s fluorem a kyslíkem, všechny jsou velmi nestálé
- získávání: destilací zkapalněného vzduchu nebo jako jeden z prvků štěpení uranu
- použití: žárovky a zářivky, kde svítí od fialové po bílou

Xe – xenon

- bezbarvý plyn, bez chuti a zápachu, nereaktivní
- chemické sloučeniny tvoří pouze vzácně s fluorem, chlorem a kyslíkem, všechny jsou velmi nestálé
- získávání destilací kapalného vzduchu

sloučeniny:

- chlorid xenoničitý
- oxid xenonový
- oxid xenoničelý
- xenoničelan sodný

p⁵ prvky

- halogeny = halové prvky – F, Cl, Br, I, At
- z řec. *hals* = sůl, *gennaō* = tvořím = **solitvorné** prvky

charakteristika

- tvoří dvouatomové molekuly X₂
- 7 val. e.
- max. ox. č.: VII
- max. záp. ox. č.: -I
- velmi vysoká elektronegativita (X(F) = 4,1 – nejvyšší v PSP)
- elektronegativita klesá s rostoucím Z

obecná el. konfigurace



oxidační čísla

F	-I, 0 (HF ^I O – k. fluorná - lze připravit fluorací ledu za nízkých teplot: F ₂ + H ₂ O → HFO + HF; spíše monofluorid vody)
Cl, Br, I	-I, 0, I, III, V, VII

stabilizace

- přijetím 1 elektronu** za vzniku halogenidového aniontu – např.: F⁻, Cl⁻, Br⁻
- vytvořením **1 kovalentní vazby** – jsou jednovalné (v p orbitalu jeden nepárový elektron)

CV:

U uvedených sloučenin napište strukturní elektronové vzorce: HI, PCl₃, HClO₄, SF₆:

!!!

výskyt

- velmi reaktivní = pouze **vázané** (nikoli volné) ve **sloučeninách**

F

- CaF₂ – **kazivec**, fluorit
- Na₃AlF₆ – **kryolit**
- Ca₃PO₄·CaX₂ – apatit
- biogenní prvek (kosti, zuby)

Cl

- **NaCl** (mořská voda – w = 3 – 5%, sůl kamenná, **halit**, nerost; fyziologický roztok 0,9% ⊕ NaCl (infúze))
- **KCl (syln)**
- $MgCl_2$
- biogenní prvek (tělní tekutiny – pot, moč, plazma, slzy; HCl v žaludku)
- $Ca_3PO_4 \cdot CaX_2$ apatit

Br

- společně se sloučeninami Cl – bromidy v mořské vodě

I

- **mořská voda** – hnědé chaluhy
- biogenní prvek (štítná žláza – hormon thyroxin, trijodthyronin)
 - hyperfunkce štítné žlázy – Basedowova choroba (struma (vole), oftalmopatie = protruze bulbů, hypermetabolický syndrom))
- jodidovaná sůl, jodové tabletky – prevence kretenismu

fyzikální vlastnosti

- **toxické** (Cl – nervový plyn za 1. světové války (1915) u belgického města Yper – odtud yperit)
- **leptají** pokožku a sliznice, nepříjemně štiplavé (Cl – zpuchýřující látka)
- ostře **páchnou**
- dráždivé účinky
- dvouatomové molekuly v plynném stavu
- **ve vodě rozpustné** vyjma I_2 (Lugolův roztok – roztok I_2 v KI – důkaz škrobu)

F₂ - světlé žlutý plyn, leptá sliznice (digestoř)
 - nejnižší hustota z hlaogenů
 - nejtypičtější nekov
 - nejelektronegativnější prvek PSP

Cl₂ - žlutozelený plyn
 - 2,5x těžší než vzduch !!!

Br₂ - hnědočervená kapalina
 - plyny jsou jedovaté

I₂ - šedofialová pevná látka – krystalky kovového lesku
 - snadno **sublimuje**
 - nerozpustný ve vodě
 - rozpouští se v KI a vzniká tak **Lugolův roztok** (jodjodkalium = roztok I_2 v KI) = důkaz škrobu – škrob zmodrá
 - rozpouštěním v ethanolu vzniká **iodová tinktura** – 5% roztok (dezinfekce)

využití

F

- přípravky proti kazivosti zubů (pasty, ústní vody, fluorizace)
- výroba HF
- plasty (PTFE)

Cl

- příprava HCl
- plasty (**PVC**)
- čisticí a prací prostředky (**SAVO** – chlornany)
- **bělení** (chlorové vápno)
- **dezinfekce** (choroboplodné zárodky)
- **DDT** – insekticid
- **freony** (freon 12 – diflourdichlormethan) – MO 14

Br

- AgBr – fotografický průmysl
- léky (Bromhexin) proti kašli
- uklidnění nervové soustavy

I

- jodidvaná voda a sůl
- jodová tinktura = roztok KI v ethanolu (alkohol, líh)

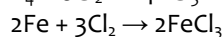
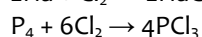
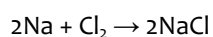
příprava v laboratoři

I_2	$HI + Br_2 \rightarrow I_2 + 2HBr$!!!
Br_2	$2HBr + Cl_2 \rightarrow Br_2 + 2HCl$ $2KBr + Cl_2 \rightarrow Br_2 + 2KCl$!!!
Cl_2	$KCl + Br_2 \rightarrow$ nereaguje (chlor má vyšší elektonegativitu) elektrolýza roztoku NaCl = solanky - vodný \ominus NaCl $4HCl + MnO_2 \rightarrow Cl_2 + 2H_2O + MnCl_2$ $2HCl + 16KMnO_4 \rightarrow 5Cl_2 + 2KCl + 2MnCl_2 + 8H_2O$ $14HCl + K_2Cr_2O_3 \rightarrow 3Cl_2 + 7H_2O + 2KCl + 2CrCl_3$!!! !!! (vyčíslit !!!)
F_2	extrémně reaktivní chemicky nelze připravovat – vybuchuje elektrolytick na anodě: $A: 2F^- - 2e^- \rightarrow F_2$!!!

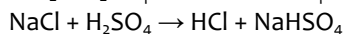
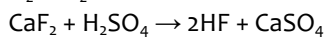
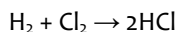
chemické vlastnosti

- **nejreaktivnější** nekovy
- se ↑Z jejich reaktivnost ↓ (u s prvků **opačně**)
- se ↑Z elektronegativita ↓

a) *slučují se přímo s většinou kovů (Fe, Mg, K, Na) i nekovů*



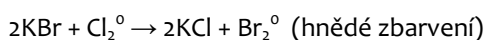
b) s $H_2 \rightarrow$ halogenvodíky



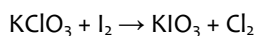
- bezbarvé, ostře **páchnoucí plyny**
- vodné roztoky jsou halogenovodíkové kyseliny - mimo HF jsou to **silné kyseliny**
- síla halogenovodíkových kyselin v PSP směrem dolů roste $HF < HCl < HBr < HI$
- **solí** HVK se nazývají **halogenidy**

c) halogen s nižším Z vytěsňuje/vyoxiduje z halogenidů halogen s vyšším Z

- příprava Br_2 a I_2 zavedením Cl_2 do roztoku bromidů a jodidů



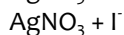
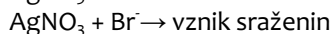
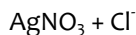
d) halogen s vyšším Z vyredukuje z kyslíkatých sloučenin halogen s nižším Z



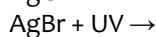
e) halogenace

- slučování halogenů s organickými sloučeninami
- Cl – výroba plastů

f) srážecí reakce



působení UV



změna barvy fialová

změna barvy hnědá \rightarrow FOTO

nic žlutá

chemické vlastnosti prvků

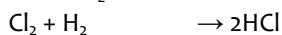
fluor

- $H_2 + F_2 \rightarrow$ výbuch
- vždy oxiduje elektronegativnější složku

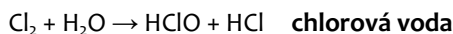


chlor

- nejběžnější
- reaguje se všemi prvky vyjma O_2 , N_2



rozpuštění HCl ve vodě



jod

rozpuštnost jodu v různých rozpouštědlech

I_2 + voda	- nerozpustný
I_2 + ethanal	- hnědý roztok
I_2 + chloroform	- fialový roztok

sloučeniny halogenů:

halogenovodíky

- ostře páchnoucí plyny, štiplavý zápach
- v molekulách je jedna kovalentní vazba (polarita se od HF k HI výrazně snižuje)
- vodné roztoky se nazývají *halogenovodíkové kyseliny*
- kromě HF jsou to velmi silné kyseliny ve vodném roztoku zcela disociované

příprava: - syntézou z prvků
- působením silných kyselin na halogenidy $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaHSO}_4 + \text{HCl}$

HCl

- kyselina chlorovodíková
- kyselina solná
- trávení masa (rozložení na lépe stravitelná vlákna) v žaludku (ochrana stěn žaludku mucinem)
- v chemickém průmyslu

halogenidy

- **solí** halogenovodíkových **kyselin**
- lineární sloučeniny halogenů s prvky s **menší elektronegativitou**
- atomové s d-prvky (střed PSP) (CdCl_2 , CuCl_2)

FeCl_3 – dimerní forma Fe_2Cl_6

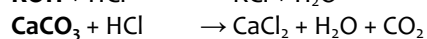
- iontové s kovy s malou elektronegativitou (NaCl , KCl), především u Cl a F
- molekulové se skládají z jednotlivých molekul, tvoří je nekovy, většina polokovů a některé kovy (TiCl_4 , PbCl_4 , SF_6)

příprava:

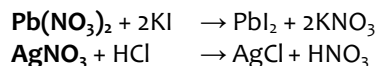
a) přímým slučováním prvků



b) reakcí **neušlechtilých kovů**, jejich **oxidů**, **hydroxidů** nebo **uhličitánů** s příslušnými **halogenovodíkovými kyselinami**



c) působení **halogenovodíkových** kyselin nebo roztoků rozpustných halogenidů na **roztoky solí** některých **kovů**



- většina se dobře rozpouští ve vodě
- mnohé z nich zcela nebo částečně hydrolyzují

CV:

!!!!!!!!!!!!

Napište rovnice přípravy těchto halogenidů :

- chlorid draselný z hydroxidu draselného
- chlorid zinečnatý ze zinku
- chlorid vápenatý z uhličitanu vápenatého
- chlorid hořečnatý z oxidu hořečnatého

sloučeniny

NaCl

- významná chemická surovina
- nezbytná složka potravy
- **elektrolýza taveniny a roztoku** chloridu sodného (viz MO 10)

KCl

- hnojivo

kyslíkaté sloučeniny halogenů

- halogeny se přímo s kyslíkem neslučují, musí se připravovat nepřímo

oxidy

- oxidy chloru - jsou většinou **nestálé**
- za obyčejné teploty se **rozkládají** (ClO_2 explozivně; **nejstálější** I_2O_5)
- ox. chloru: ox. č. I, IV, VI, VII
- iodu - nejstálější je oxid jodičný (I_2O_5), bílý, krystalický

kyslíkaté kyseliny

- s výjimkou pevných kyselin jodisté (HIO_4) a pentahydrogenjodisté (H_5IO_6) se vyskytují jen ve **vodných roztocích**
- soli jsou pevné krystalické látky

oxidační	chlor	brom	jod
----------	-------	------	-----

číslo						
VII	Cl ₂ O ₇	HClO ₄	Br ₂ O ₇	HBrO ₄	-	H ₅ IO ₆
VI	Cl ₂ O ₆	-	BrO ₃	-	-	-
V	-	HClO ₃	-	HBrO ₃	I ₂ O ₅	HIO ₃
IV	ClO ₂	-	BrO ₂	-	-	-
III	-	HClO ₂	-	-	-	-
II	-	-	-	-	-	-
I	Cl ₂ O	HClO	Br ₂ O	HBrO	-	HIO

stabilita:

!!!!

- HClO₄ – nejstálejší
- HClO – nejméně stálá

oxidační vlastnosti:

!!!!

- nejsilnější ox. vlastnosti má HClO
- oxidační vlastnosti závisí na oxidačním čísle halogenu
- klesají v řadě kyselina **chlorná** – chloritá – chlorečná – chloristá

síla kyselin:

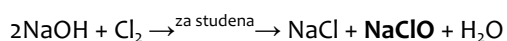
!!!!

- HClO₄ – nejsilnější k.
- roste v řadě kyselina chlorná – chloritá – chlorečná – **chloristá** (s oxidačním číslem)
- současně roste polarita vazby O-H

kyselina chlorná

- za běžná teploty nestálá
- slabá kyselina
- silné **oxidační** účinky !!!
- soli chlornany vznikají reakcí s hydroxidy s prvků

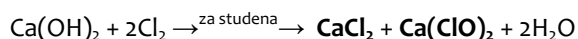
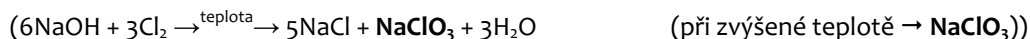
příprava chlornanů:



disproporcionace

- typ redox reakce
- oxidace i redukce chloru

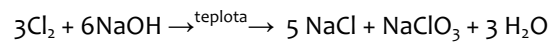
bělící louh = směs chloridu a chlornanu sodného – b ě l e n í



chlорové vápno = směs chloridu a chlornanu vápenatého - d e s i n f e k c e

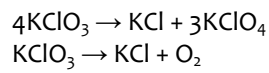
chlorečnany

- **soli** kyseliny chlorečné HClO₃
- vznikají tepelným rozkladem chlornanů nebo reakcí chloru s hydroxidy alkalických kovů při zvýšené teplotě



disproporcionace
KClO₃ - pyrotechnika

- používají se k výrobě **výbušnin** a **zápalek**



chloristany

- soli kyseliny chloristé **HClO₄**
 - nejsilnější k. k. chloru (silnější než
 - nejstálější k. k. chloru
 - ↓ oxidační vlastnosti
- vznikají pomalým tepelným rozkladem chlorečnanů (> 350°C)
- $4\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + 3\text{KClO}_4$
- používají se v pyrotechnice místo chlorečnanů