1. **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 halogenvodíky
		- Připravují se oxidací halogenidů či halogenvodíků 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** – 9F
	+ 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 – CaF2 – fluorit
			* Kryolit – Na3[AlF6]
			* Apatit – Ca5(PO4)F
	+ **Vlastnosti**
		- Má největší elektronegativitu, nejtypičtější nekov
		- Nabývá oxidačního čísla pouze -I
		- Monoizotopický prvek
		- Je nejreaktivnějším prvkem halogenů
			* To způsobuje poměrné nízká energie vazby v molekule F2 a vysoké energie vazeb vznikajících mezi ním a atomy ostatní prvků v průběhu chemických reakcí
			* S většinou prvků se slučuje přímo
				+ S vodíkem explozivně reaguje již za teploty -250 °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 . 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 – CF4
			* Vysoce inertní plyn
		- Difluorid kyslíku – OF2
			* Žlutý, jedovatý plyn
			* Vzniká rychlým zaváděním fluoru do roztoku NaOH
			* Má silné oxidační účinky
		- Difluorid dikyslíku – O2F2
			* Slabě hnědý plyn
			* Připravuje se účinkem elektrického výboje na směs kyslíku a fluoru
			* Je nestabilní, jelikož se rozkládá již při teplotě -50 °C
			* S řadou látek reaguje explozivně
		- Kyselina fluorná - HOF
		- Kazivec – CaF2 – fluorit
		- Kryolit – Na3[AlF6]
		- Apatit – Ca5(PO4)F
* **Chlor** – 17Cl
	+ Žlutozelený plyn
	+ Biogenní prvek
	+ Používá se na výrobu plastů PVC a HCl
	+ Má bělící 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 – KCl . MgCl2 . 6 H2O
	+ **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 KMnO4
	+ **Sloučeniny**
		- Oxidy chloru nelze připravit přímou syntézou z prvků a všechny jsou nestálé
		- Oxid chlorný – Cl2O
			* Žlutohnědý plyn
			* Má silné oxidační účinky
			* Rozpouští se dobře ve vodě a je anhydridem kyseliny chlorné
		- Oxid chloričitý – ClO2
			* Žlutozelený plyn
			* Silné oxidační činidlo
			* Kondenzuje na hnědočervenou explozivní kapalinu s tv 11 °C
		- Oxid chlorový – Cl2O6
			* Tmavočervená kapalina
		- Oxid chloristý – Cl2O7
			* Bezbarvá olejovitá kapalina
			* Z oxidu chloru je nejstálejší
			* 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. bělící louh, se používá k bělení
				+ Směs chloridu a chlornanu vápenatého, tzv. chlorové vápno, se používá jako bělící a dezinfekční prostředek
		- Kyselina chlorečná – HClO3
			* 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 – HClO4
			* Velmi silná kyselina
			* Nejstálejší z oxokyselin chloru
			* Není velmi silným oxidovadlem
			* Chloristany se používají v pyrotechnice
		- Chlorečnan draselný – KClO3
			* Používá se při výrobě třaskavin
		- Chlorečnan sodný – NaClO3 – travex
			* Používá se jako herbicid
		- Chloristan sodný – NaClO4
			* Používá se v pyrotechnice
			* Je hygroskopický
		- Chloristan draselný – KClO4
			* Silné oxidační činidlo
* **Brom** – 35Br
	+ 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 – KBr . MgBr2 . 6 H2O
	+ **Vlastnosti**
		- Podobá se se svými vlastnostmi chloru
		- Ochotně reaguje s většinou prvků
		- S kyslíkem tvoří nestabilní oxidy (Br2O, BrO2) a 4 jednosytné oxokyseliny, které jsou schopné existence pouze ve vodných roztocích
	+ **Výroba**
		- Průmyslově se vyrábí vytěsňováním okyselených vodných roztoků bromidů
	+ **Sloučeniny**
		- Bromičnan draselný – KBrO3
			* Analytické činidlo ke stanovení látek redukční povahy – bromatometrie
		- Methylbromid – CH3Br
			* Používá se jako fungicid a insekticid
		- Fluorid bromitý BrF3
			* Silné fluorační činidlo v organické chemii
* **Jod** – 53I
	+ 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 – I2O5
			* Bílá hygroskopická krystalická látka
			* Silné oxidační účinky
			* Nejstálejší z oxidů halogenů
		- Kyselina jodičná – HIO3
			* Nejstálejší z kyselin jodu
			* Za normálních podmínek v pevném stavu
			* Dobře rozpustná ve vodě
		- Kyselina pentahydrogenjodistá – H5IO6
* **Astat** – 85At
	+ Radioaktivní prvek
	+ Poprvé objeven v roce 1940
	+ Kvůli svému krátkému poločasu rozpadu nebyl dostatečně prozkoumán
* **p6 prvky**
	+ VIII. A skupina – vzácné plyny
	+ Elektronová konfigurace ns2np6 (helium má pouze valenční orbital 1s2)
	+ Zástupci: helium, neon, argon, krypton, xenon a radon
	+ Dříve byli označovány jako inertní nebo netečné plyny, jelikož byli považovány 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** – 2He
	+ Bezbarvý plyn, bez chuti a zápachu
	+ V kapalné stavu je supratekuté a supravodivé – má velmi nízkou viskozitu a výborně vede elektrický proud
	+ Použití
		- K dosažení velmi nízkých teplot (tv = -269 °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** – 86Rn
	+ 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 – XeO3
		- V pevném stavu je velmi explozivní
			* Jeho účinnost je srovnatelná s TNT
		- Jeho vodný roztok je velmi silným oxidačním činidlem
		- Reakcí vodného roztoku XeO3 se zásadami vznikají soli kyseliny xenonové – hydrogenxenonany HXeO4-
			* Některé xenonany se podařilo izolovat i navzdory tomu, že jejich alkalické roztoky nejsou stálé a zvolna se disproporcionují na xenoničelany a plynný xenon
				+ $2 HXeO\_{4}^{-}+2 OH^{-}\rightarrow XeO\_{6}^{4-}+Xe+O\_{2}+2 H\_{2}O$
	+ Oxid xenoničelý – XeO4
		- Nestabilní plyn
	+ Fluorid xenonatý – XeF2
	+ Fluorid xenoničitý – XeF4
	+ Fluorid xenonový – XeF6