

# HALOGENY

- prvky 17. skupiny : fluor (*Fluorum*), chlor (*Chlorum*), brom (*Bromum*), jod (*Iodum*), astat (*Astatium*)
- tvoří biatomické molekuly  $X_2$  ve všech skupenských stavech
- mají 7 valenčních elektronů
- jsou jedovaté s dráždivými účinky
- dobře rozpustné ve vodě, kromě jodu, který se rozpouští v KI
- mají vysokou elektronegativitu
- mimořádně reaktivní
- mohou nabývat hodnot od  $-I$  do VII (kromě fluoru)
- používají se na výrobu PVC, teflonu, freonů
- stříbrné halogenidy se využívají ve fotografickém průmyslu

## VÝSKYT

- v přírodě se halogeny vyskytují pouze ve sloučeninách:  $CaF_2$  (kazivec), NaCl (sůl kamenná), KCl (sylvín)
- všechny halogeny jsou biogenními prvky
- obsah fluoru v zemské kůře je 0,03%, chloru 0,2%, bromu 0,001% a jodu 0,0001%
- izotopy astatu, které jsou součástí přirozených radioaktivních řad, mají velmi krátké poločasy rozpadu a v přírodě se mohou vyskytovat jen ve stopových množstvích

## Fluor

- elektronová konfigurace:  $[2He] 2s^2 2p^5$
- nekovový prvek
- značně toxický
- zelenožlutý plyn
- charakteristický zápach
- těkavý
- chemicky mimořádně reaktivní
- nejlehčí prvek z řady halogenů
- na Zemi se vyskytuje pouze ve sloučeninách v nevelkém množství
- nejelektronegativnější prvek tabulky
- má vždy oxidační číslo  $-I$
- je obsažen ve formě fluoridových aniontů v zubních pastách na posílení zubní skloviny
- příprava a výroba:

- o vyrábí se elektrolýzou taveniny KF nHF (n=1,2,3) v ocelových reaktorech vyložených tzv. Monelovým kovem (slitina Ni, Cu a stopy Mn a Fe), anoda je grafitové – na ní se vylučuje fluor, katoda je nádoba reaktoru
- o v laboratoři se prakticky nepřipravuje pro svoji vysokou toxicitu a reaktivitu

## Chlor

- elektronová konfigurace: [10Ne] 3s<sup>2</sup> 3p<sup>5</sup>
- nekovový prvek
- toxický
- zelenožlutý plyn
- charakteristický zápach
- chemicky mimořádně reaktivní
- na Zemi se vyskytuje pouze ve formě sloučenin (většina z nich rozpuštěna v mořské vodě a v některých jezerech)
- používá se k dezinfekci vody:
- Cl<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O → HCl + HClO (HClO je nestabilní a rozpadá se na HCl + O, O ničí mikroorganismy)
- příprava a výroba:
  - o vyrábí se elektrolýzou nasyceného vodného roztoku NaCl (získáme NaOH, H<sub>2</sub> a Cl<sub>2</sub>) nebo elektrolýzou taveniny (získáme Na a Cl<sub>2</sub>)
  - o v laboratoři se vyrábí reakcí kyseliny chlorovodíkové s oxidačním činidlem (burelem nebo manganistanem)
 
$$2 \text{KMnO}_4 + 16 \text{HCl} \rightarrow 5 \text{Cl}_2 + 2 \text{KCl} + 8 \text{H}_2\text{O}$$

$$\text{MnO}_2 + 4 \text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{MnCl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$$

## Brom

- elektronová konfigurace: [18Ar] 3d<sup>10</sup> 4s<sup>2</sup> 4p<sup>5</sup>
- nekovový prvek
- značně toxický
- červenohnědá kapalina
- těkavý
- chemicky mimořádně reaktivní
- na Zemi se vyskytuje pouze ve formě sloučenin (biogenní prvek – nachází se v mořské vodě a je součástí chaluhy)
- výroba a příprava:
  - stejný způsob jako chlor
  - oxidací halogenidů chlorem

## Jod

- elektronová konfigurace:  $[36\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^5$
- nekovový prvek
- toxický
- fialové krystalky kovového lesku, které snadno sublimují
- chemicky mimořádně reaktivní
- na Zemi se vyskytuje pouze ve formě sloučenin (biogenní prvek – nachází se v mořské vodě a je součástí hormonů štítné žlázy)
- 5% roztok  $\text{I}_2$  v ethanolu = jodová tinktura využívaná k desinfekci
- $\text{I}_2$  v  $\text{KI}$  = Lugolův roztok
- výroba a příprava:
  - stejný způsob jako chlor
  - oxidací halogenidů chlorem

## Astat

- radioaktivní pevná látka
- krátký poločas rozpadu (8,3 hod)
- nejstabilnější je izotop  $\text{At}^{210}$

## SLOUČENINY

### - HALOGENVODÍKY $\text{HX}$

- všechny jsou bezbarvé, ostře páchnoucí, snadno zkapalnitelné plyny
- vodné roztoky halogenvodíků se označují jako kyseliny halogenvodíkové, do prodeje přicházejí roztoky o koncentracích 40 %  $\text{HF}$ , 36 %  $\text{HCl}$ , 48 %  $\text{HBr}$  a 57 %  $\text{HI}$

### - KYSELINA FLUOROVODÍKOVÁ

- je slabou kyselinou
- ostatní halogenvodíkové kyseliny jsou silné a jejich síla se zvyšuje od kyseliny chlorovodíkové k jodovodíkové, kyselina bromovodíková a jodovodíková jsou ve styku se vzduchem nestálé a uvolňují elementární halogen

## - HALOGENIDY

- jsou sloučeniny halogenů s elektropozitivnějšími prvky
- jsou známy fluoridy všech prvků mimo helia, neonu a argonu
- podle struktury se halogenidy dělí do tří skupin
  - iontové halogenidy
  - polymerní halogenidy
  - molekulové halogenidy

## - DIFLUORID TETRAKYSLÍKU $O_4F_2$

- všechny oxidy chloru jsou nestálé, endotermické, často explozivní látky, které nelze připravit přímo z prvků

## - OXID CHLORNÝ $Cl_2O$

- je žlutohnědý plyn, který se velmi dobře rozpouští ve vodě za vzniku kyseliny chlorné (je jejím anhydridem)

## - OXID CHLORIČITÝ $ClO_2$

- je žlutozelený plyn kondenzující na hnědočervenou explozivní kapalinu

## - OXID CHLOROVÝ $Cl_2O_6$

- tmavočervený kapalný

## - OXID CHLORISTÝ $Cl_2O_7$

- je bezbarvá olejovitá kapalina

## - OXID BROMNÝ $Br_2O$ A BROMIČITÝ $BrO_2$

- oba jsou stálé jen při nízkých teplotách

## - OXID JODIČNÝ $I_2O_5$

- jediný oxid halogenů vznikající exotermickou reakcí

## - KYSELINA FLUORNÁ HOF

- byla ve važitelném množství připravena fluorací ledu (1971)
- její molekula je lomená
- těkavostí se podobná fluorovodíku, který často obsahuje jako příměs

## - KYSELINA CHLORNÁ $HClO$

- vzniká spolu s kyselinou chlorovodíkovou reakcí chloru s vodou

- je silným oxidačním činidlem oxidujícím chlorovodík na chlor, sirouhlík na oxidy uhličitý a sírový, sulfidy na sírany a soli chromité na chromany

#### - KYSELINA BROMNÁ $\text{HBrO}$

- vzniká spolu s kyselinou bromovodíkovou reakcí bromu s vodou, rovnováha této reakce je však posunuta více vlevo než při analogické reakci chloru
- je slabší kyselinou než kyselina chlorná ( $\text{pK}_a = 8,69$ )

#### - KYSELINA JODNÁ $\text{HIO}$

- se tvoří analogicky jako kyseliny chlorná a bromná a je v této trojici nejslabší kyselinou ( $\text{pK}_a = 10,64$ ) schopnou ionizace i jako velmi slabá zásada ( $\text{pK}_b = 9,49$ )

#### - KYSELINA CHLORITÁ $\text{HClO}_2$

- je nejméně stálou oxokyselinou chloru existující jen ve zředěných vodných roztocích (kyselina bromitá a joditá, pokud vůbec existují, pak jen krátce ve zředěných vodných roztocích)

#### - KYSELINA CHLOREČNÁ $\text{HClO}_3$

- vzniká rozkladem chlorečnanu barnatého kyselinou sírovou.
- její koncentrace v roztoku může dosáhnout nejvýše 40 %, je silným oxidačním činidlem i silnou kyselinou

#### - KYSELINA BROMIČNÁ $\text{HBrO}_3$

- vzniká oxidací bromu ve vodném roztoku kyselinou chlornou nebo rozkladem bromičnanu vápenatého kyselinou sírovou
- podobá se kyselině chlorečné

#### - KYSELINA JODIČNÁ $\text{HIO}_3$

- je nejstálější z oxokyselin jodu, kterou lze získat i v krystalickém stavu
- připravuje se oxidací jodu ve vodném prostředí
- dobře se rozpouští ve vodě, má slabší oxidační účinky než kyselina bromičná

#### - KYSELINA CHLORISTÁ $\text{HClO}_4$

- je bezbarvá olejovitá kapalina, která se připravuje působením kyseliny sírové na chloristan draselný
- je nejstálější oxokyselinou chloru

#### - KYSELINA BROMISTÁ $\text{HBrO}_4$

- byla připravena z bromistanu sodného pomocí ionexu

**- KYSELINA HYDROGENJODISTÁ  $\text{HIO}_4$**

- lze připravit opatrnou vakuovou dehydratací ( $100\text{ }^\circ\text{C}$ ) kyseliny pentahydrogenjodisté (další dehydratací nevzniká  $\text{I}_2\text{O}_7$ , ale uvolňuje se kyslík a tvoří se oxid jodičný)
- v roztoku přechází opět na  $\text{H}_4\text{IO}_6^{4-}$
- její soli vznikají oxidací jodičnanů alkalických kovů v zásaditém prostředí chlornany