

HALOGENY – prvky p^5 17.sk - VII.A sk

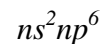
F, Cl, Br, I, At

- HALS gr. = *sol'* (schopnosť tvoriť celý rad solí)

CHARAKTERISTIKA

Z	Značka prvku	A _r	Elektrónová konfigurácia	Teplota		Elektro-negativita	Ox. číslo	Oxidy	Oxokyseliny
				topenia °C	varu °C				
9	F	19,00	2s ² 2p ⁵	-219,6	-187,5	4,0	-I, O	—	—
17	Cl	35,45	3s ² 3p ⁵	-101,0	-34,1	3,0	-I, O, I, III, IV, V, VII	Cl ₂ O, ClO ₂ , Cl ₂ O ₆ , Cl ₂ O ₇	HClO, HClO ₂ , HClO ₃ , HClO ₄
35	Br	79,90	4s ² 4p ⁵	-7,3	+58,8	2,8	-I, O, I, III, V, VII	Br ₂ O, BrO ₂ , BrO ₃	HBrO, HBrO ₃
53	I	126,90	5s ² 5p ⁵	+113,7	+184,5	2,45	-I, O, I, III, V, VII	I ₂ O ₅	HIO, HIO ₃ , H ₅ IO ₆
85	At	—	6s ² 6p ⁵	—	—	2,2	-I, O, I, III, V, VII	—	—

- 7 valenčných elektrónov - el. konfigurácia valenčnej vrstvy je $ns^2np^5 \rightarrow$ **nestála el. konfigurácia** \rightarrow **veľmi reaktívne** \rightarrow snaha prijať jeden elektrón a získať konfiguráciu najbližšieho vzácneho plynu:



- s rastúcim Z klesá elektronegativita (*F najelektronegatívnejší prvok PT*)

s klesajúcou hodnotou elektronegat. sa menia vlastnosti halogénov a ich zlúčenín, klesá ich reaktivita

- vo všetkých skupenských stavoch tvoria dvojatómové molekuly – **X₂** (**F₂, Cl₂, Br₂, I₂**)

- jediná skupina PT, v ktorej sa nachádzajú prvky všetkých 3 skupenstiev

VÝSKYT v prírode

- **voľné sa nevyskytujú** (nestabilná el. konfigurácia, veľmi reaktívne) \rightarrow viazané v zlúčeninách, najčastejšie v halogenidoch

F - CaF₂ – kazivec (fluorit), Na₃AlF₆ – kryolit

- **biogénny prvok** - zložka kostí a zubnej skloviny

Cl – NaCl – kamenná soľ (halit), KCl – sylvín, KCl·MgCl₂·6H₂O – karnalit

- **biogénny prvok** - v krvnej plazme, žalúdočnej šťave

Br - v malom množstve sprevádza zlúčeniny Cl

- v morskej vode, chaluách, slaných jazerách

I - v morskej vode (morská voda obsahuje 3 – 5 % rozpustných halogenidov)

- **biogénny prvok** - tvorí súčasť hormónu štítnej žľazy

FYZIKÁLNE A CHEMICKÉ VLASTNOSTI

Cl_2 , F_2 = jedovaté žltozelené prchavé plyny

Br_2 = červenohnedá kvapalina

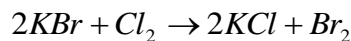
I_2 = fialové šupinaté kryštáliky s kovovým leskom, *sublimuje*

- nie je rozpustný vo vode
- I_2 sa rozpúšťa v KI = *Lugolov roztok*
- 5% roztok I_2 v etanole = *jódová tinktúra*

- všetky sú jedovaté, majú dráždivé účinky, tvoria molekuly X_2
- okrem I_2 sú všetky rozpustné vo vode
- všetky sú **veľmi reaktívne** - s rastúcim Z ich reaktivnosť klesá

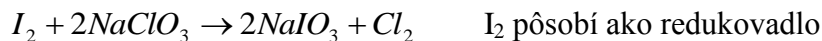
zlučujú sa priamo s väčšinou kovov aj nekovov :
 $2\text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{NaCl}$
 $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{HCl}$

halogén s nižším Z vytláča z halogenidov halogén s vyšším Z (je reaktívnejší)



preto lebo: Cl má vyššiu elektronegativitu → má väčšiu snahu získať elektrónový oktet Cl

halogén s vyšším Z redukuje halogén s nižším Z z jeho kyslíkatých solí

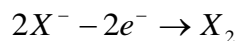


- stabilnú el. konfiguráciu nasledujúceho vzácneho plynu získajú:-

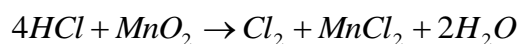
- prijatím e^- : $\text{X} + 1e^- \rightarrow \text{X}^-$ **halogenidový anión**
- vytvorením 1 kovalentnej väzby
- okrem F môžu mať ox. čísla od -I do +VII (F vždy iba -I)
- tvoria vodíkové mostíky (najmä F, najmenej I)

PRÍPRAVA

Halogény sa vyrábajú oxidáciou halogenidov alebo halogenvodíkov silnými ox. činidlami :



- oxidáciu je možné vykonať pôsobením ox. činidiel (napr.: KMnO_4 , MnO_2 , CaOCl_2)



VÝROBA

- elektrolýzou roztokov / tavenín ich solí

napr. Cl sa vyrába elektrolýzou taveniny alebo *takmer nasýteného vodného roztoku NaCl* - tzv. **sol'anka** (Cl_2 sa vylučuje na anóde)

POUŽITIE

F - výroba *freónov* (napr. CCl_2F_2) - chladiace kvapaliny, hnacie plyny v sprejoch

- výroba *plastov* (teflón) , zubných pást,

Cl - výroba *plastov* (PVC) , HCl, *bieliacich a dezinfekčných prostriedkov*, napr. dezinfekcia vody

Br - výroba liečiv, farieb, fotografického materiálu

I - výroba liečiv a farieb, **jódová tinktúra** - 5% etanolový roztok jódu , Lugolov roztok

Halogény sú obsiahnuté v *bojových otravných látkach* (fosgén, yperit)

ZLÚČENINY HALOGENOV

Bezokyslíkaté zlúčeniny

➤ Halogénvodíky



- *dvojprvkové zlúčeniny halogénov s vodíkom*

- bezfarebné, ostro páchnuce, ľahko skvapalniteľné plyny

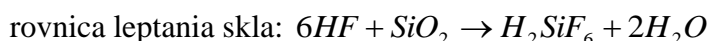
- **HF** – vysoká teplota varu a topenia – silné vodíkové väzby

- *sú dobre rozpustné vo vode a ich roztoky sa označujú ako* ▲ Halogénvodíkové kyseliny

- sila kyselín rastie s rastúcim Z → $HF < HCl < HBr < HI$

(kys. fluorovodíková je najslabšia kyselina - vodíkové mostíky)

HF – stredne silná kyselina, 40%, *leptá sklo* (uchovávať v plastových nádobách)



HCl – triv. kys. soľná, silná kyselina, nemá oxidačné účinky, 36%, *zložka žalúdočnej šťavy*

HBr, HI – v styku so vzduchom sú nestále a uvoľňujú bróm a jód

➤ Halogenidy

- *soľ halogénvodíkových kyselín* = zlúčeniny halogénov s elektropozitívnejšími prvkami, prevažne dobre rozpustné vo vode

ROZDELENIE:

- **iónové** - halogenidy s prvkami s nízkou elektronegativitou (napr. NaCl, KBr), majú vysoké teploty topenia a varu, v roztoku / tavenine vedú el. prúd

- **polymérne (s atómovou štruktúrou)**- s kovmi zo strednej časti PT, kovalentnými väzbami sú spojené do reťazcov alebo vrstiev, majú nižšie teploty top. a varu, napr. $CoCl_2$

molekulové – s nekovmi a polokovmi (príp. kovmi vo vyššom ox. stupni), napr. PCl_5 , väčšinou prechavé, často plynné alebo kvapalné

Výroba halogenidov

- a) priamou syntézou z prvkov : $2Na + Cl_2 \rightarrow 2NaCl$
b) rozpúšťaním kovov v kyselinách : $Fe + 2HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2$
c) zrážaním : $Pb(NO_3)_2 + 2HCl \rightarrow PbCl_2 + 2HNO_3$

ANALYTICKÝ DÔKAZ halogenidových aniónov Cl^- , Br^- , I^- - pomocou $AgNO_3$:



Výroba HCl

- 1. fáza:** výroba plynného chlorovodíka: $H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$ - exotermická reakcia, nutné chladit'
2. fáza: vyrobený chlorovodík sa najskôr schladí a potom sa **rozpúšťa vo vode**

POUŽITIE

- NaCl** - kuchynská soľ, cesty, fyziologický roztok
AgBr - fotografická emulzia
KI - jódometria, prísada do kuchynskej soli **KI₃** - Lugolov roztok, analytická chémia

Kyslíkaté zlúčeniny

➤ Oxidy

!!! OF_2 – fluorid kyslíka !!!

- sú veľmi reaktívne, nestále, najstálejší je kryštalický I_2O_5
 Cl_2O_7 - olejovitá kvapalina

➤ Oxokyseliny:

a) **chlóru:**

HClO – kys. chlórna

- veľmi slabá, nestála, silné oxidačné činidlo
- vzniká spolu s kys. chlorovodíkovou pri reakcii: $Cl_2 + H_2O \rightarrow HClO + HCl$
- jej soli – **chlórnan** – silné oxidačné činidlá
zmes chloridu a chlórnanu sodného – **bieliaci lúh** – na bielenie
zmes chloridu a chlórnanu vápenatého – **chlórové vápno** – bieliaci a dezinfekčný prostriedok
(papier, textil)

HClO₃ – kys. chlorečná

- silná, nestála, silné oxidačné činidlo
- jej soli – **chlorečnan** – slabšie ox. účinky ako chlórnan, **výroba výbušnín a zápaliek**

NaClO_3 — ox. činidlo, ničenie buriny

KClO_3 - výroba výbušnín

HClO_4 – kys. chloristá

- veľmi silná = najsilnejšia z oxokyselín chlóru, patrí medzi najsilnejšie kyseliny vôbec
- slabšie ox. činidlo
- jej soli – **chloristany** – v *pyrotechnike*

KClO_4 , NH_4ClO_4 - používané v pyrotechnike, kde nahradzujú nebezpečné chlorečnany

Sila oxokyselín chlóru a ich oxidačných účinkov závisí od počtu atómov kyslíka v molekule — zvyšuje sa polarita väzby (*sila kyselín rastie a oxidačné účinky klesajú s oxidačným číslom chlóru*)

b) **brómu:** HBrO , HBrO_3 - tvoria soli brómny, bromičnany - **ox. činidlá**

c) **jódu:** HIO_3 , H_5IO_6 - sú stabilnejšie ako HClO_3 , HBrO_3

- tvoria bezfarebné kryštáliky, rozplývajú sa na vlhkom vzduchu

HIO_3 – najstálejšia z kys. jódu, pevná, dobre rozpustná vo vode, jej soli – *jodičnany*

Vzájomné zlúčeniny halogénov

Halogeny tvoria rozmanité zlúčeniny, a to **tým ochotnejšie, čím sú od seba v PSP viac vzdialené**

- napr. BrF_3 , IF_5 , IF_7 ,