# Halogeny

1. **Základní charakteristiky:**

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Z | Značka | Latinský název | Elektronová konfigurace | Teplota tání oC[[1]](#footnote-1) | Teplota varu oC |
| 9 | F | Fluorum | [He] 2s2 2p5 | -219,6 | -188 |
| 17 | Cl | Chlorum | [Ne] 3s2 3p5 | -101,0 | -35 |
| 35 | Br | Bromum | [Ar] 3d10 4s2 4p5 | -7,3 | 59,8 |
| 53 | I | Jodum | [Kr] 4d10 5s2 5p5 | 113,6 | 184,4 |

*Halogeny* tvoří VII. A (17. skupinu) periodické soustavy prvků. Jedná se o prvky *fluor* (F), *chlor* (Cl), *brom* (Br), *jod* (I) a *astat* (At). Atomy těchto prvků mají ve valenční vrstvě, s konfigurací ns2 np5,sedm valenčních elektronů. K plnému obsazení valenční vrstvy jim chybí pouze jeden elektron, a proto jsou *silně* *reaktivní*. Chybějící elektron získávají nejčastěji sdílením jednoho vazebného elektronového páru, např. v molekulách F2, Cl2, Br2, I2 nebo vytvářením aniontů F-, Cl-, Br- a I-.

Při chemických reakcích halogeny projevují oxidační vlastnosti. Tyto účinky klesají s jejich hodnotou elektronegativity. Proto halogen s nižším protonovým číslem (vyšší elektronegativitou) je schopen vytěsnit z roztoku halogenidu halogen s vyšším protonovým číslem (nižší elektronegativitou).

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
|  | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
|  | | VII.A | | | | | | | | | | | | | | | |  | |
|  | |  |  | | | | | | | | | |  |  |  |  | F |  | | |  | |
|  | |  |  | | | | | | | | | |  |  |  |  | Cl |  | | |
|  | |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  | Br |  | | |
|  | |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  | I |  | | |
|  | |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  | At |  | | |
|  | |  |  |  |  | | | | | | | | | | | | | |

*Obrázek 1: Umístění halogenů v periodické tabulce*

1. **Výskyt:**

Elektronová konfigurace halogenů způsobuje, že se v přírodě vyskytují jen ve *sloučeninách* a to nejčastěji jako halogenidy. Nejrozšířenější jsou halogenidy Na, K, Ca a Mg. Velké množství halogenidových aniontů se nachází v *mořské* *vodě*. V přírodě je častým halogenem chlor (např. minerál *halit* NaCl, *sylvín* KCl aj.).

Fluor, chlor a jod jsou *biogenní* *prvky*.

1. **Vlastnosti**

Všechny halogeny jsou typické *nekovy*. Mají ze všech prvků periodické tabulky *největší* *elektronegativity* (nejvyšší elektronegativitu má fluor 4,1). Je to jeden z důvodů, proč jsou halogeny *nejreaktivnější* prvky periodické tabulky. Za normální teploty *reagují s kovy* a některými *nekovy* za vzniku halogenidů, s *vodíkem* tvoří halogenovodíky, reagují i s *vodou*.

Ve skupině halogenů se stoupajícím protonovým číslem rostou teploty tání a teploty varu (viz tabulka výše).

Halogeny jsou *barevné* *zapáchající* a *toxické* látky. Fluor a Chlor jsou žlutozelené plyny, brom je červenohnědá kapalina, jod fialová krystalická látka a astat je prvek radioaktivní.

1. **Fluor a jeho sloučeniny**

Fluor je žlutozelený jedovatý dráždivý plyn charakteristického zápachu. Nejreaktivnější ze všech prvků. Reaguje s většinou kovů i nekovů.

Fluor je biogenní prvek, vyskytuje se v kostech a zubech.

**Kyselina fluorovodíková HF**

Přechovává se jako 40% roztok v polyethylenových lahvích, protože leptá a rozpouští sklo. Toho se využívá ve sklářském průmyslu k leptání a matování skla.

**Freony**

Jsou organické sloučeniny fluoru a jiných halogenů (např. difluordichlormethan CF2Cl2). Byly používány jako chladící medium v chladničkách a klimatizačních jednotkách. V 70. letech minulého století byl objeven jejich negativní vliv na ochrannou ozonovou vrstvu Země a dnes jsou tyto sloučeniny nahrazovány jinými méně škodlivými látkami.

**Teflon**

Organická polymerní látka, jejíž složení lze vyjádřit vzorcem ~~[~~CF2-CF2~~]~~n. Teflon se vyznačuje vysokou tepelnou a chemickou rezistencí. Uplatňuje se při výrobě nádob odolávajících vysoké teplotě a chemickým agresivním látkám. Jeho výborných elektrických izolačních vlastností se využívá v elektronickém průmyslu.

1. **Chlor a jeho sloučeniny**

Zelený dráždivý jedovatý plyn charakteristického zápachu. Stejně jako fluor je velmi reaktivní. Vyrábí se elektrolýzou taveniny nebo vodného roztoku chloridu sodného NaCl – solanky. Laboratorně se připravuje reakcí chlorovodíku s vhodnými oxidačními činidly:

MnO2 + 4HCl → MnCl2 + Cl2 + 2H2O

2KMnO4 + 16HCl → 2KCl + 2MnCl2 + 5Cl2 + 8H2O

Chlor je důležitá surovina pro chemický průmysl (výroba HCl, CCl4, CH3 – CCl3, PVC), užívá se při bělení v papírenském a textilním průmyslu, při výrobě pesticidů a barviv. Pro své baktericidní účinky je nejrozšířenějším prostředkem k dezinfekci vody.

Chlor je biogenní prvek, je součástí žaludečních šťáv.

**Chlorid sodný NaCl**

V přírodě se vyskytuje v podobě nerostu halitu (kuchyňská sůl). Jeho největší uplatnění je v potravinářském průmyslu, kde se používá jako ochucovadlo nebo jako konzervační látka. Je důležitou surovinou chemického průmyslu.

Je součástí krve a krevní plasmy, ovlivňuje krevní tlak.

**Kyseliny chlorovodíková HCl**

Dodává se jako 35% vodný roztok. Jedná se o silnou kyselinu. Směs kyseliny chlorovodíkové a dusičné v poměru 3:1 se nazývá [lučavka](http://cs.wikipedia.org/wiki/Lu%C4%8Davka_kr%C3%A1lovsk%C3%A1) královská. Tato směs rozpouští i velmi odolné drahé kovy jako zlato a platina.

1. **Brom a jeho sloučeniny**

Brom je jedovatá hnědočervená kapalina. Stejně jako předchozí halogeny je velmi reaktivní a v přírodě se vyskytuje pouze ve sloučeninách. V mořské vodě se vyskytuje ve formě aniontů Br-. Brom se užívá při výrobě léčiv, barviv a fotografického materiálu (bromid stříbrný AgBr).

**Kyselina bromovodíková HBr**

Je to silná kyselina, která se dodává jako 65% vodný roztok. Na vzduchu je nestálá, rozkládá se za současného uvolňování bromu.

1. **Jod a jeho sloučeniny**

Jod je kovově lesklá fialová lehce sublimující krystalická látka. Je téměř nerozpustný ve vodě. Lehce se rozpouští ve většině organických rozpouštědel. V přírodě se vyskytuje vzácně. Největší množství je obsaženo v mořské vodě, v mořských řasách, chaluhách a v mořských živočiších.  
Jod je biogenní prvek. Má význam pro správnou funkci štítné žlázy.   
Jeho 5% etanolový roztok se používá jako jodová tinktura k dezinfekci ran.

**Kyselina jodovodíková HI**

Je nejsilnější z halogenovodíkových kyselin. Dodává se jako 57%. Stejně jako kyselina bromovodíková je na vzduchu nestálá a rozkládá se za současného uvolňování jodu.

1. **Cvičení:**
2. Chlor se vyrábí elektrolýzou taveniny NaCl. Napište chemický děj probíhající na anodě.
3. Rozhodněte, zda chemická reakce může proběhnout. Pokud může, dopište její pravou stranu, rovnici vyčíslete:  
   a) c →  
   b) I2 + MgBr2 →  
   c) AgF + I2 →  
   d) CaI2 + Br2 →
4. Zapište rovnice přípravy chloridu sodného a) přímou syntézou, b) reakcí příslušné halogenovodíkové kyseliny s oxidem kovu, c) neutralizací.
5. Pojmenujte sloučeniny: ClO2, HIO3, HIO4, H5IO6, HClO, HClO2, SnCl4, Ca(ClO)2, NaClO.
6. Napište vzorce: bromid fosforečný, jodid draselný, kyselina chlorečná, kyselina jodistá, kyselina trihydrogenjodistá, chloristan sodný, chlornan sodný.
7. Které hormony produkuje štítná žláza a kolik atomů jodu obsahují molekuly těchto hormonů?
8. Jak se projevuje hyperfunkce a hypofunkce štítné žlázy.
9. Které potraviny jsou bohaté na jod?
10. Jakým roztokem halogenu se provádí důkaz škrobu v neznámé látce. Jak se pozitivní nález škrobu projevuje?
11. Čím jsou pro zdraví člověka nebezpečné chlororganické sloučeniny - dioxiny a polychlorované bifenyly.

**Zdroje:**

**Literární:**

ŠRÁMEK, V. KOSINA, L. *Chemie obecná a anorganická.* Olomouc : FIN, 1996. ISBN 80–7182–003–2.

VACÍK, J. et al. *Přehled středoškolské chemie.* Praha: SPN, 1999. ISBN 80–7235–108–7.

BENEŠOVÁ,M. SATRAPOVÁ, H. *Odmaturuj z chemie.* DIDAKTIS, 2002. ISBN 80-86285-56-1

**Obrázky:**

Obrázek 1, vlastní zdroj

1. VACÍK, J. et al. *Přehled středoškolské chemie.* Praha : SPN, 1999. ISBN 80–7235–108–7.s.176 [↑](#footnote-ref-1)