

Halogének I. (21. fejezet)

A halogének általános tulajdonságai

A **halogének** a periódusos rendszer **VII. főcsoportjában található**. Képviselőik között a **fluor (F), klór (Cl), bróm (Br), jód (I)** és asztácium található meg. Elnevezésüket a görög sóképző (halo és gennao) szavakból kapták. **Vegyértékelektron-szerkezetük az ns^2np^5** általános képlettel írható le, amin jól látszik, hogy a p alhéj telítettségéhez csak egy elektron hiányzik. Emiatt atomos állapotban rendkívül reakcióképesek, arra törekednek, hogy egy elektron megszerzésével telítsék a p alhéjukat, és ezzel elérjék az energetikailag stabilabb nemesgázszerkezetet. Ebből adódik az is, hogy **elemi állapotban csak egymással képzett kétatomos molekula formájában fordulnak elő** (F_2, Cl_2, Br_2, I_2).

A halogének általános jelölése kémiai reakciókban: **X. Ionizációs energiájuk nagy**, vagyis **anion képzésre hajlamosak**, ami a nemesgázszerkezet elérésével magyarázható. Meg kell azonban jegyezni, hogy nagyon sok halogéntartalmú molekula is ismert, vagyis a nemesgázszerkezetet akár kovalens kötés útján is hajlandóak elérni a nagyobb elektronegativitású elemekkel. A halogének csoportjába tartoznak a legnagyobb elektronegativitású elemek.

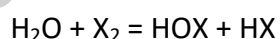
Atomsugaruk fentről lefele, vagyis növekvő rendszám szerint **nő**, **elektronegativitásuk azonban** ezzel fordítottan **csökken**, vagyis az atomsugár növekedésével romlik az elektronvonzó képességük. **Standard elektródpotenciáljuk szintén a rendszám növekedésével csökken.**

halogén vegyjele	E_N		standardpotenciál		atomsugár	szín	halmazállapot
F	4,0	↑ n_0	2,6	↑ n_0	↓ n_0	zöldessárga	gáz
Cl	3,5		1,3			sárgászöld	gáz
Br	2,8		1,0			vörösesbarna	folyékony
I	2,4		0,5			szürke	szilárd

Ahogy nő a rendszámuk, úgy nő a molekuláik mérete is, mivel a nagyobb rendszámú elemek nagyobb elektronfelhővel rendelkeznek. **A rendszám növekedésével polarizálhatóságuk mértéke is nő**, vagyis minél nagyobb egy halogénmolekula, annál jobban lehet őt polarizálni, az elektronfelhőjét torzítani. Ennek a későbbiekben lesz nagy jelentősége annak megértése céljából, hogy az ezüst halogenidek között miért vannak csapadékok.

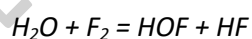
A szín intenzívebbé válásának az az oka, hogy a rendszám növekedésével egyre könnyebben gerjeszthetőek, vagyis egyre kisebb energiával lehet őket gerjeszteni. A fény hullámhossza fordítottan arányos annak energiájával, vagyis minél kisebb egy adott foton hullámhossza, annál nagyobb az energiája. A fluor a nagyobb energiájú ibolya, a jód pedig a lényegesen kisebb energiájú sárga színű fényt nyeli el. Fizikából talán már ismert, hogy a visszavert fény az elnyelt fény kiegészítő színe, emiatt a halogének színárnyalata a fluor zöldes színétől a jód szürke színe felé mélyül.

A halogének **kétatomos apoláris molekulaként léteznek elemi állapotban, molekularácsban kristályosodnak** (természetesen a gáz halmazállapotúakat a kristályosodáshoz eléggé le kell hűteni). Ebből adódóan **apoláris oldószerekben jól oldódnak, polárisban nem. Szénhidrogénekben a jód lilás, alkoholban barna színnel oldódik. A bróm szénhidrogénekben és alkoholokban barna színnel oldódik egyaránt.** Poláris oldószerek közül **vízben képesek kismértékben oldódni**, ennek az az oka, hogy reakcióba lépnek a vízzel (kémiai oldódás). Általánosan felírva az egyenlet:

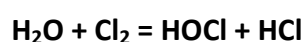


(Ahol X lehet F, Cl, Br, és I.)

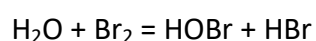
Ha nem általános képlettel (X), egységként kezelve jelöljük a 4 említett halogént, akkor a következő négy egyenlet írható fel:



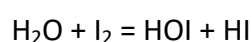
HOF: hipofluorossav



HOCl: hipoklórossav

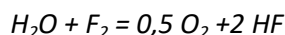


HOBr: hipobrómosav



HOI: hipojódossav

Érdemes megjegyezni, hogy a fluor esetében a reakció nem teljesen így megy végbe és nincsenek hipofluorossav molekulák a vízben. A fuor vízben való oldását a következő reakció jobban szemlélteti:



A klór esetében végbemenő reakció elég híres, ugyanis ezen alapul a **klór fehéritő és fertőtlenítő hatása**. Ennek az az oka, hogy a keletkező **HOCl erélyes oxidálószer**, mert a HOCl-ben a klór oxidációs száma +1, de neki a -1-es változat kedvezőbb, vagyis szívesen megválk az oxigéntől (**naszcents oxigén keletkezik**). **A naszcens oxigénatom önmagában egy durva oxidálószer és oxidálja a környezetét.**

A fluor

A fluor a halogének legelső képviselője.

- **zöldessárga színű**
- **szúrós szagú**
- **a levegőnél picivel nagyobb sűrűségű**
- **mérgező**
- **gáz**

A természetben csak egyetlen izotópja létezik. **Vegyértékelektron szerkezete $2s^2 2p^5$** Az összes elem közül neki a **legnagyobb az elektronegativitása**, emiatt és kis mérete miatt **erélyes oxidálószer**. Először 1886-ban elektrolízissel állította elő *Moissan*.

Hidrogén-fluorid és kálium-fluorid 2:1 keverékének az elektrolízisével történik az előállítás, ahol az anódon fluor gáz fejlődik, a katódon pedig hidrogén. Fontos az anód és a katódot egymástól térben elválasztani, ugyanis a fejlődő fluor hevesen reagálna a fejlődő hidrogénnel. Ipari és laboratóriumi előállítása ily módon történik egyaránt.

Kémia tulajdonságait tekintve megállapítható, hogy **szinte az összes elemmel reagál, nagyon erélyes oxidálószer. Fémek közül szobahőmérsékleten a platina ellenáll neki, de magasabb hőmérsékleten már nem. Néhány fém képes passzíválni oly módon, hogy a felületükön fluorid védőréteg alakul ki (pl.: Cu). Az elő szerkezetre nagyon veszélyes, mert a szöveteket azonnal elroncsolja, bőrön pedig égési nyomot hagy. Képes ionos és kovalens kötésű vegyületeket is létrehozni. Fémekkel például ionos kötésű vegyületet, míg nem fémekkel kovalens kötésű vegyületeket hoz létre. Vegyületeiben az oxidációs száma mindig -1, mert ő a legnagyobb elektronegativitású elem.**

A természetben ásványokban fordul elő. Leghíresebb ásványai a **fluorit (CaF₂)** a fluorapatitok (Ca₅(PO₄)₃F) és a topáz (Al₂SiO₄(OH,F)₂). Legfontosabb vegyülete a HF

A klór

Fizikai tulajdonságai és felfedezése

A klór a halogének második képviselője.

- sárgászöld színű
- szúrós szagú
- a levegőnél nagyobb sűrűségű
- mérgező
- gáz

Carl Wilhelm Scheele svéd tudós fedezte fel 1774-ben, nevét pedig Humphrey Davy angol kémikustól kapta 1810-ben, a klorosz görög szó után, aminek a jelentése sápadt zöld (nem meglepő név, ha megfigyeljük a színét).

A természetben csak két természetes izotópja létezik, a 35-ös és 37-es tömegszámú. Vegyértékelektron-szerkezete 3s²3p⁵. Az elektronegativitása nagy, 3,1. **Molekulája apoláris, ezért apoláris oldószerekben jól oldódik. Vízben is oldódik, azonban vízben való oldhatóságát** annak köszönheti, hogy reakcióba lép a vízzel. Vizes oldata is sárgászöld színű, ezt nevezik klóros víznek:



Élettani hatása

Rendkívül **mérgező, köhögésre ingerlő gáz**, belélegzése már kisebb mennyiségben is komoly egészségkárosodást, akár halált is okozhat. Roncsolja a tüdőt és a nyálkahártyát.

Az első világháborúban a németek 1915-ben, Ypres (Ypern) belga város közelében harci gázként vetették be a klórgázt. Az új fegyvernem bevált, elindítva ezzel a katonai fegyverkezés egy új korszakát. Ypres-ben körülbelül tízezer katona halálát okozta a klór, több ezer másik pedig súlyosan megsérült.

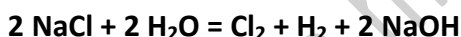
Előállítása



A klórgázt laboratóriumban kellő odafigyelés mellett viszonylag egyszerűen elő lehet állítani. Az előállítás vagy hipermangán (KMnO_4) + sósav, vagy barnakő (MnO_2) + sósav reakciójával lehetséges csiszolatos gázfejlesztő készülékben:



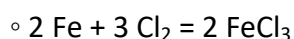
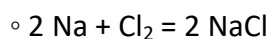
Az iparban kősó (NaCl) elektrolízisével állítják elő. A pozitív anódon fejlődik a klórgáz:



Kémiai tulajdonságai

A klór nagyon reaktív, szinte minden elemmel reagál. Erős oxidálószer. Oxidációs száma vegyületeiben a legtöbbször -1 . Ez azt mutatja, hogy szeret csak egy elektront felvenni és ionos kötést kialakítani. A kis elektronegativitású fémekkel ionos kötést alakít ki, a nagy elektronegativitású nemfémekkel azonban kovalens kötést. A kovalens kötésű vegyületeiben az oxidációs száma lehet -1 , $+1$, $+3$, $+5$, de akár a $+7$ oxidációs számú alakja is. További jellemzői:

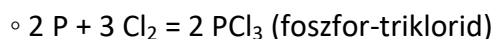
- fémekkel fém-kloridokat alkot:



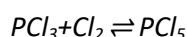
A reakciók kis mennyiségű víz (nedvesség is elég) jelenlétében a legtöbb esetben már szobahőmérsékleten is elég hevesek, az egyesülést fényjelenség kíséri.

Teljesen száraz körülmények között azonban a klór reakciókészsége fémekkel szemben csökken, olyannyira, hogy például vassal nem is reagál.

- **a nemfémes elemek többségét is oxidálja, foszforral például fényjelenség közben reagál:**



Érdekesség: A klór és a foszfor reakciójában valójában kétféle termék elegye keletkezhet: foszfor-triklorid és foszfor-pentaklorid, hiszen ezek egyensúlyi reakcióban átalakulhatnak egymásba a lenti egyenlet szerint:



Az, hogy mi lesz a főtermék, az alkalmazott körülményektől függ.

- a fluor kivételével más halogéneket is képes oxidálni (erről később)
- **vízzel hipoklórossavat** eredményez: $\text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2 = \text{HOCl} + \text{HCl}$
- **hidrogénnel fény hatására hevesen reagál** (Ennek a mechanizmusa olyan kémiai alapismeret, amelyről bővebben később, a hidrogén-halogenidekkel foglalkozó anyagrésznél lehet olvasni.)
- **lúgokban diszproporcionálódik:**
 - $\text{Cl}_2 + 2 \text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{NaOCl} + \text{H}_2\text{O}$

Diszproporcióról akkor beszélünk, amikor egy elem egy reakció folyamán egyből több oxidációs állapotba alakul át. Mondhatni, az egyik fele oxidálódik, a másik redukálódik. Nézzük a klór példáját! A Cl_2 -ben a klór oxidációs száma 0. A termékek között azonban a NaCl-ben már -1, a NaOCl-ben pedig +1 a klór oxidációs száma. Ez a diszproporció. Az eredeti oxidációs számnál mindig nagyobb lesz az egyik termékben az oxidációs szám, a másikban pedig kisebb.

Vegyületei

Rengeteg klórvegyület ismert a fém-kloridoktól egészen a hypóig. Az összes vegyületet természetesen nem kell ismerni, ebben a fejezetben csak néhányal fogunk megismerkedni, a későbbi fejezetekben azonban olyan vegyületek is feltűnnek, amelyek klórtartalmúak, de itt nem lettek megemlítve. Ezeket a megfelelő vegyületcsalád témakörénél célszerű megismerni, mindenkor szem előtt tartva természetesen, hogy klórvegyületekről van szó (pl. fém-kloridok, sósav stb.).

Ahogy előbb is láthattuk, a klór kémiája gazdag. A fluorral ellentétben ő nem csak egyfajta oxidációs állapotban létezhet. A különböző oxidációs állapotaira jó példaként szolgálnak a klór-oxosavak, amelyek a következők:

oxosav neve	oxosav képlete	oxosav ionjának neve	oxosav ionjának képlete	klór oxidációs száma
hipoklórossav	HClO	hipoklorit	ClO^-	+1
klórossav	HClO_2	klorit	ClO_2^-	+3
klórsav	HClO_3	klorát	ClO_3^-	+5
perklórsav	HClO_4	perklorát	ClO_4^-	+7

Az oxosavak molekuláiban a hipoklórossav kivételével az összesben olyan klóratomot találunk, amely egynél több kovalens kötést alakított ki. *Ez hogy lehet? Miért engedi ezt meg a klór, amikor neki csak egy elektron kell a nemesgázszerkezetig, és ahhoz egy kötés bőven elég lenne? A klór vegyértékelektronjai a harmadik héjon vannak. Ezen a héjon elvben már képes megnyílni a d alhéj, de alapállapotban nem fog, vagyis alapjában ott van neki egy d alhéj, amit nem használ ki, mert nincs rá szüksége.*

Amikor olyan atomokkal találkozik, mint az oxigén, akit kötelez az oktett szabály (nincs neki olyan alhéja, amit ne használna), akkor a klórnak kell engednie, és meg kell nyitnia az eddig nem használt d alhéját (hibridpályák) a többletelektronok számára, amelyeket kap, annak érdekében, hogy kialakulhasson az adott molekula. Így már érthető, hogy hogyan jön létre az egynél több kötés kialakítása: a klóratom kihasználja a meglévő, de nem használt d pályáit. Ez minden olyan atomra érvényes lesz, amelyekre már nem érvényes az oktett szabály.

Előfordulása

A klór nagy reaktivitásának köszönhetően elemi állapotban csak speciális helyeken fordul elő, mint például vulkáni gázokban. A természetben inkább vegyületeiben található meg. Leghíresebb vegyülete a kősó, amely a tengerek sósságát is okozza.

Felhasználása

A klór, vagyis inkább vegyületei széleskörűen használatosak. Az alábbi felsorolásban kiemelek néhány jelentősebb felhasználási területet, de ezek mellett még akad bőven:

- műanyagipar (PVC)
- fertőtlenítés
- fehérítés
- HCl és hypo előállítása

A bróm

Fizikai tulajdonságai és felfedezése

A bróm a halogének harmadik képviselője.

- vörösbarna színű
- kellemetlen szagú (csípősen büdös)
- nagy sűrűségű
- erősen mérgező
- folyadék

Felfedezése Antoine Jérôme Balard nevéhez kötődik (1826), de nevét csak később kapta Gay-Lussac, Valequelin és Thénard javaslatára a görög bromosz (bűzös, büdös) szóból.

A bróm az egyetlen nemfémes elem, amely **szobahőmérsékleten folyékony halmazállapotú**. Ezt a molekulái között lévő másodrendű kölcsönhatásoknak, illetve moláris tömegének köszönheti. **Halogénhez méltóan rendkívül reaktív, atomos állapotban nem fordul elő, elemi állapotban kétatomos brómmolekulát alkot, melyet lazább kovalens kötés tart össze.**

Molekulái apolárisak, közöttük diszperziós kölcsönhatás van, ami picivel erősebb, mint a fluor és klór esetén. Ennek az az oka, hogy a bróm a fluornál és a klórnál jóval nagyobb, emiatt könnyebben polarizálható, vagyis a szimmetrikus töltéeloszlása könnyen eltorzítható, ami miatt erősebb indukált dipóluskötések alakulnak ki anyagi halmazában. Moláris tömege is jóval nagyobb a felette lévő halogénekhez képest.

Vegyértékelektron-szerkezete $4s^24p^5$, neki is csak egy elektron hiányzik a zárt p alhéjhoz. Egy elektron felvételével azonban a klórhoz hasonlóan az ő vegyértékhéja sem lesz telített, mert neki a $4d$ mellett már egy $4f$ alhéja is van, amit alapállapotban nem használ, ezért nem is tüntetjük fel, de szükség esetén képes megnyitni őket.

Apoláris oldószerekben jól oldódik (barna színnel), polárisban nem. Vízben valamelyest képes oldódni. **Vízzel reakcióba lép és hipobrómosavat képez**. Forráspontja **moláris tömegéhez képest alacsony**, szobahőmérsékleten erősen párolog, a felette lévő légtérrel gőzei által vörösesbarnára festi. Lehűtve vörösesbarna kristályokban kristályosodik, ahol a molekularácsában Br_2 molekulák vannak.

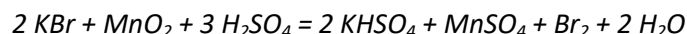
Élettani hatása

A bróm rendkívül **mérgező, maró folyadék**. A vele való munka során nagyon óvatosnak kell lenni, mert gőzei is maró hatásúak, erősen roncsolják a szövetet. A bőrön égési sérülést okoz.

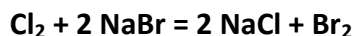
Előállítása

Előállítása bromidokból történik. Többféleképpen is előállítható:

- elektrolízissel valamilyen bromidból, ahol az anódon bróm fejlődik
- oxidációval sav jelenlétében, például KBr-ből (lehet NaBr is):



- klórral vagy fluorral oxidációval:



Kémiai tulajdonsága

A bróm szintén egy reaktív elem, de a klórnál és a fluornál kevésbé reaktív. A bróm szinte minden elemmel reagál. Erős oxidálószer. Oxidációs száma vegyületeiben a legtöbbször **-1**. Ez azt mutatja, hogy szeret csak egy elektront felvenni és ionos kötést kialakítani. A kis elektronegativitású fémekkel ionos kötést alakít ki, a nagy elektronegativitású nemfémekkel azonban kovalens kötést. A kovalens kötésű vegyületeiben az oxidációs száma lehet **-1, +1, +3, +5, de akár a +7** oxidációs számú alakja is. További jellemzői:

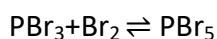
- reakciója fémekkel: néhány fém esetében kevésbé heves, mint a klór. **Száraz, vízmentes közegben az alumíniummal, higannyal és a titánnal tud egyesülni, már kis víz jelenlétében szinte az összes fémmel.** Kis elektronegativitású fémekkel **vízben jól oldódó** ionos kötésű **fém-bromidokat alkot**, nagyobb elektronegativitású fémekkel azonban átmeneti kötést tartalmazó bromid csapadékokat. A fémvegyületeiben az oxidációs száma **-1**.

- $2 \text{Al} + 3 \text{Br}_2 = 2 \text{AlBr}_3$ (heves, fényjelenség és tűz kíséri)
- $\text{Mg} + \text{Br}_2 = \text{MgBr}_2$ (a magnézium por elszínteleníti a brómos vizet)
- $\text{Zn} + \text{Br}_2 = \text{ZnBr}_2$ (a cink por elszínteleníti a brómos vizet)

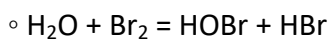
- **oxidálószer nemfémekkel szemben:**

Bróm reakciója foszforral:

A reakcióban jellemzően foszfor-tribromid keletkezik főtermékként, ugyanis a foszfor-pentabromid meglehetősen instabil vegyület (100°C feletti hőmérsékleten bomlik. A hőmérséklet a folyamat erősen exoterm jellege miatt ezt többnyire meghaladja). A két brómvegyület természetesen átalakulhat egymásba, a foszfor klórvegyületeihez teljesen hasonlóan:

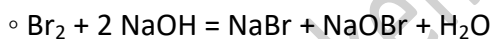


- **reakciója vízzel:**



- halogénnel is képes reakcióba lépni (ennek részletezése később)

- **lúgokban diszproporcionálódik**



- **hidrogénnel a klórhoz hasonló mechanizmus szerint reagál**, de jóval szelídebb és hosszabb a reakció, valamint melegítést igényel:



Vegyületei

Fontosabb vegyületei itt most nem kerülnek tárgyalásra. Néhány jelentősebb brómvegyületről a halogénvegyületek témakörében, a tananyag későbbi részeiben lesz alkalom olvasni.

Előfordulása

A bróm a klór kísérővegyülete, vagyis mindenhol előfordul, ahol a klór, csak jóval kisebb mennyiségben. Sói megtalálhatóak a földkéregben.

Felhasználása

A brómot elsősorban a gyógyszeriparban használják fel különböző gombaölő szerek alapanyagaként. Ezen kívül még használják a fotó-és festékiparban.

Jód

Fizikai tulajdonságai és felfedezése

A jód szürkés színű, fémesen csillogó, szobahőmérsékleten szilárd anyag. Molekularácsában kétatomos jódmolekulák vannak. Szobahőmérsékleten, vagy akár kis melegítés hatására (ekkor erélyesebben) a kristályai felett lévő légtérben lila szín fedezhető fel, ami nem más, mint a jódgőz színe (szublimál).

A jódgőz szúrós szagú és mérgező. A halogének között a jódnak van egy extrém tulajdonsága, mégpedig az, hogy a szobahőmérsékletű szilárd jód szublimál, vagyis a folyadékfázist átlépve alakul gázfázisúvá. Ennek ellenére nehézkesen, de lehet cseppfolyósítani. Szublimációs tulajdonságát a molekuláit összetartó gyenge diszperziós kölcsönhatásnak köszönheti.

Forrás- és olvadáspontja molekulatömegéhez képest – a többi halogénhez hasonlóan – alacsony. Csak egyetlen természetes izotópja van, a 127-es tömegszámú izotóp. **Vízben rosszul, de szerves oldószerekben jól oldódik. Szénhidrogénekben lila színnel, oxigéntartalmú szerves oldószerekben pedig barna színnel oldódik.**

Vízoldhatóságát nagymértékben fel lehet javítani, ha saját ionjait tartalmazó oldatban próbáljuk feloldani. Ha például kálium-jodidban jódot próbálunk oldani, akkor az meglepően könnyen megy. Ennek az az alapja, hogy a jód a jodidionokkal trijodid ionokat képez:



A kálium-jodidos jóddoldatot más néven **Lugol-oldatnak nevezik**. A Lugol-oldat barna színű. Reakciókban a jódot gyakran helyettesítik vele, mert az esetek többségében ugyanúgy viselkedik, hiszen a trijodid formájában jelen lévő jód könnyen vissza tud alakulni elemi jóddá.

A jódot 1811-ben Courtois, párizsi salétromfőző fedezte fel, amikor is tengeri moszatok elégetésével nyert hamut, vízben oldotta, majd savval reagáltatta. Szerencséjére a kellesténél több

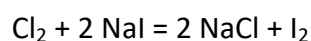
savat adott a hamuhoz és lila gőz fejlődését tapasztalta, ami hideg felületen szürkés színű kristályként vált le. Nevét 1814-ben Gay-Lussac adta, a görög ioeidész (ibolyaszínű) szóból.

Előállítása

- oxidációval sav jelenlétében, például KI-ből:



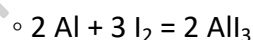
- halogénekkal a jodidok jóddá oxidálhatók:



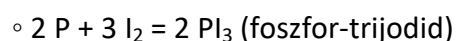
Kémiai tulajdonságai

A jód a halogének közül (az asztáciumot leszámítva) a legkevésbé reaktív elem. Ezt viszonylag nagy méretének és a többi halogénhez képest aránylag kisebb elektronegativitásának köszönheti. Ionos és kovalens kötés kialakítására egyaránt alkalmas. Ionos vagy ionos jellegű kötést kisebb elektronegativitású fémekkel hoz létre, melyben oxidációs száma -1. Emellett oxidációs száma kovalens kötésű vegyületeiben – a klórhoz és brómhoz hasonlóan – lehet még magasabb is. További jellemzői:

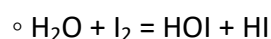
- **Fémekkel jodidokat alkot.** Ritka a szilárd fázisú reakció, de a jód por Al-porral már nagyon kis mennyiségű víz jelenlétében is hevesen reagál.



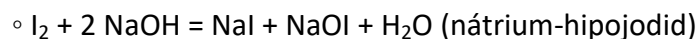
- **nemfémes elemek egy részével is (pl. foszfor) hevesen reagál:**



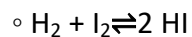
- vízben való oldásakor a vízzel reakcióba lép, ennek köszönheti kismértékű oldódását apoláris sajátosságának ellenére:



- A klórhoz és brómhoz hasonlóan lúgokban diszproporcionálódik:



- Hidrogénnel egyensúlyra vezető reakcióban reagál:



- oxidálódni is képes, mint a bróm:

- más halogének képesek őt oxidálni (lásd később)

Előfordulása

A jód, kis mennyiségbe ugyan, de előfordul tengervizekben. Ezen kívül nátrium-jodátban ($NaIO_3$), lantaritban [$CaIO_3$]₂ stb...

Felhasználása

Jódból több mint 11 ezer tonnát használnak fel évente különböző célokra. Ennek az 50 %-át szerves vegyületek előállítására használják. A gumiiparban katalizátorként funkcionál. A fotó- és festékipar is felhasználja (pigment vagy fotónegatív).