

Halogeni elementi

Halogeni – izravno s metalima daju soli

- fluor i klor su plinovi
- brom je tekućina
- jod i astat su krutine
- svi su **nemetali**
- astat je radioaktivan
- $ns^2 np^5$
- prave dvoatomne molekule tipa X_2

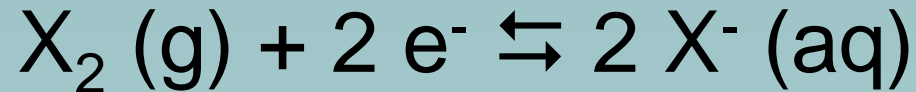
	talište / °C	vrelišče / °C	kova- lentni radijus / nm	van der Waalsov radijus / nm	ionski radijus / nm
fluor	-223	-187	0.072	0.135	0.136
klor	-102	-34.6	0.099	0.180	0.181
brom	-7.3	58.78	0.114	0.195	0.195
jod	114	183	0.133	0.215	0.216
astat	-		-	-	-

	energija ionizacije / eV				koeficijent elektro- negativnosti	redoks potencial $X_2 + 2e \rightarrow 2X^-$ / V	elektronski afinitet / kJ mol ⁻¹	molarna energija veze / kJ mol ⁻¹
	I	II	III	IV				
fluor	17.42	35.1	55.1	87.5	4.0	2.87	-327.8	159.0
klor	13.01	23.9	40	53.5	3.0	1.36	-348.7	242.3
brom	11.88	21.6	36.3	-	2.8	1.09	-324.5	190.0
jod	10.44	19.2	-	-	2.5	0.54	-295.2	151.0
astat	-	-	-	-	2.2	0.20	-	-

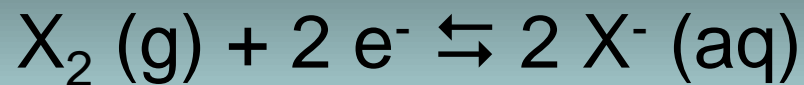
	talište / °C	vrelište / °C	Energija ionizacije / eV				kova- lentni radijus / nm	Van der Waalsov radijus / nm	ionski radijus / nm	koeficijent elektro- negativno- sti	redoks potencijal $X_2 \rightarrow 2X^-$ / V	molarna energija veze / kJ mol ⁻¹
			I	II	III	IV						
fluor	-223	-187	17.42	35.1	55.1	87.5	0.072	0.135	0.136	4.0	2.87	159.0
klor	-102	-34.6	13.01	23.9	40	53.5	0.099	0.180	0.181	3.0	1.36	242.3
brom	-7.3	58.78	11.88	21.6	36.3	-	0.114	0.195	0.195	2.8	1.09	190.0
jod	114	183	10.44	19.2	-	-	0.133	0.215	0.216	2.5	0.54	151.0
astat	-		-	-	-	-	-	-	-	2.2	0.20	

- veze među molekulama – van der Waalsove veze između induciranih (trenutnih) dipola: fluor i klor plinovi, brom tekućina, a jod krutina
- fluor ima niže vrelište od klora
- kovalentni (atomska) radijus F 64 pm, Cl 99 pm
- neočekivano je mala energija veze F_2 : mala veličina fluorovih 2p orbitala uzrokuje neobično veliko elektron-elektron odbijanje

- Fluor ima najveći redoks potencijal (težnju da prelazi u halogenid ion)



- reakcija se može rastaviti u 3 stupnja
- $X_2 (g) \rightleftharpoons 2 X (g)$ **disocijacija** (energija veze)
- $2X (g) + 2 e^- \rightleftharpoons 2 X^- (g)$ **elektronski afinitet**
- $2X^- (g) \rightleftharpoons 2 X^- (aq)$ **energija hidratacije**



	energija veze kJ/mol	elektronski afinitet kJ/mol	entalpija hidratacije kJ/mol	entalpija ukupne reakcije kJ/mol	E^0 / V
F	154	-327.8	-524	-1549.6	2.87
Cl	239	-348.7	-378	-1214.4	1.36
Br	193	-324.5	-348	-1152.0	1.09
I	149	-295.2	-308	-1057.4	0.54

- Fluor radi najveće energije hidratacije ima najpozitivniji redoks potencijal te je fluor najjače poznato oksidacijsko sredstvo
- suhi fluor može npr. oksidirati NaCl(s)

$$2 \text{NaCl}(s) + \text{F}_2(g) \rightleftharpoons 2 \text{NaF}(s) + \text{Cl}_2(g)$$

- Sposobnost fluorovog atoma da uzme elektrone atomima s kojima je u vezi povećava Bronstedovu i Lewisovu kiselost tim spojevima, HSO_3CF_3 $pK_a = 3$, HSO_3CH_3 $pK_a = 6$, SbF_5 je puno kiseliji od SbCl_5
- Fluorid stabilizira visoke stupnjeve oksidacije, IF_7 , PtF_6 , KAgF_4 , PbF_4
- isto tako fluorid ne radi spojeve s elementima u niskom stupnju oksidacije,
- npr. ne postoji CuF , a CuCl , CuBr i CuI postoje

Spojevi halogenih elemenata

- Maksimalni stupanj oksidacije +7
- Minimalni stupanj oksidacije -1
- Stabilni spojevi s neparnim stupnjem oksidacije

Stupanj oksidacije (-1)

- F^- , Cl^- , Br^- , I^- ; **halogenidi** – soli halogenidnih kiselina
- HF, HCl, HBr, HI (fluorovodična kiselina, klorovodična kiselina, bromovodična kiselina, jodovodična kiselina)
- Kiseline se odводе od odgovarajućih halogenovodika HF (g), HCl (g), HBr (g), HI (g) – fluorovodik, klorovodik

- Halogenovodici se dobivaju

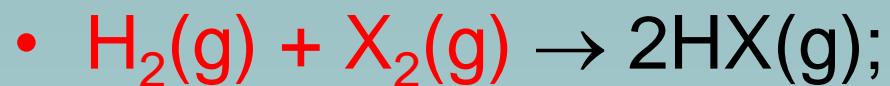
1) ako na halogenid djeluje jaka nehlapljiva kiselina

- $\text{NaCl(s)} + \text{H}^+ + \text{HSO}_4^- \rightarrow \text{HCl(g)} + \text{NaHSO}_4\text{(s)}$
- $\text{NaF(s)} + \text{H}^+ + \text{HSO}_4^- \rightarrow \text{HF(g)} + \text{NaHSO}_4\text{(s)}$

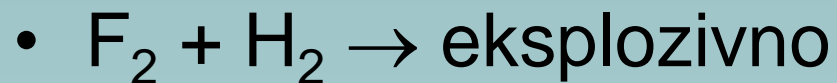
H_2SO_4 je oksidacijsko sredstvo i može oksidirati I^- i Br^- :

- $2\text{HI(s)} + \text{H}^+ + \text{HSO}_4^- \rightarrow \text{I}_2\text{(g)} + \text{SO}_2\text{(g)} + \text{H}_2\text{O}$
- $2\text{HBr(s)} + \text{H}^+ + \text{HSO}_4^- \rightarrow \text{Br}_2\text{(g)} + \text{SO}_2\text{(g)} + \text{H}_2\text{O}$
- Za njih se koristi H_3PO_4 – bez oksidacijskog djelovanja
 $\text{NaI(s)} + \text{H}^+ \rightarrow \text{HI(g)} + \text{Na}^+$
 $\text{NaBr(s)} + \text{H}^+ \rightarrow \text{HBr(g)} + \text{Na}^+$

2) direktna sinteza



$\text{X} = \text{Cl}, \text{Br}, \text{I}$



- Jakost kiseline

Halogenovodik	Molarna energija veze kJ mol^{-1}	Stupanj disocijacije α u otopini $c = 0,1 \text{ mol dm}^{-3}$, %	Talište $^{\circ}\text{C}$	Vrelište $^{\circ}\text{C}$
HF	564,8	8,0	- 83	+20
HCl	431,0	92,6	-112	-84
HBr	359,4	93,5	- 88	-67
HI	294,6	95,0	- 51	-35

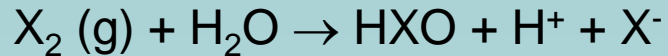
HF – Slaba kiselina – zbog vodikove veze molekule su mu asocirane

Stupanj oksidacije (+1)

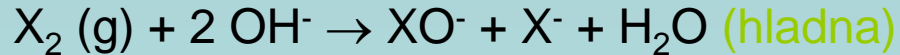
kiselina	formula	anion	formula
hipoklorasta	HClO	hipoklorit	ClO ⁻
hipobromasta	HBrO	hipobromit	BrO ⁻
hipojodasta	HIO	hipojodit	JO ⁻

sve tri su jako slabe kiseline

nastaju djelovanjem vode na odgovarajući halogen



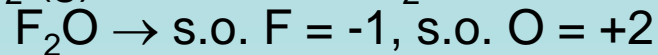
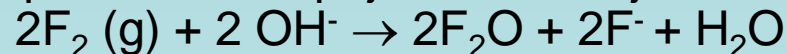
soli nastaju dijelivanjem hladne lužine na odgovarajući halogen



oksidacijska su sredstva

IO⁻ se vrlo brzo disproportionira na IO₃⁻ i I⁻

fluor ne radi spojeve s pozitivnim stupnjem oksidacije



Stupanj oksidacije (+3)

kiselina	formula	anion	formula
klorasta	HClO_2	klorit	ClO_2^-
bromasta	HBrO_2	bromit	BrO_2^-
jodasta	HIO_2	jodit	JO_2^-

sve tri kiseline su jako slabe i nestabilne, kao i njihove soli predstavljaju međuspojeve u disproporcioniranju HXO i XO^-

Stupanj oksidacije (+5)

kiselina	formula	anion	formula
klorna	HClO ₃	klorat	ClO ₃ ⁻
bromna	HBrO ₃	bromat	BrO ₃ ⁻
jodna	HIO ₃	jodat	JO ₃ ⁻

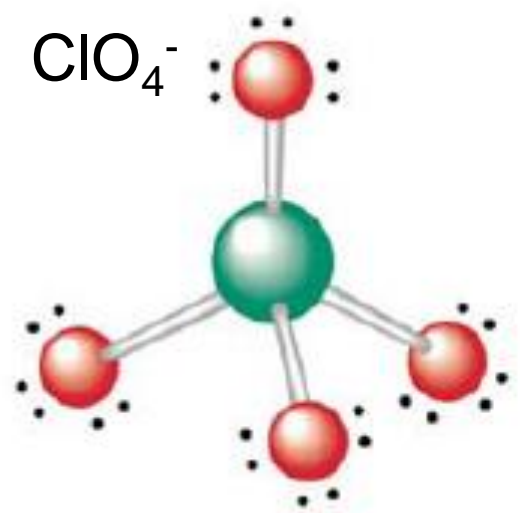
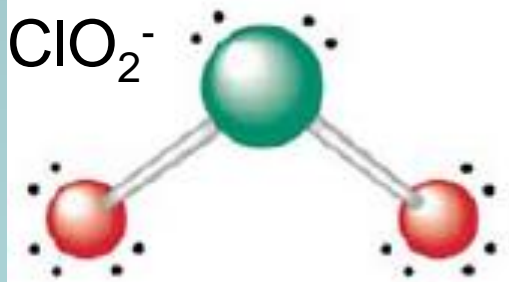
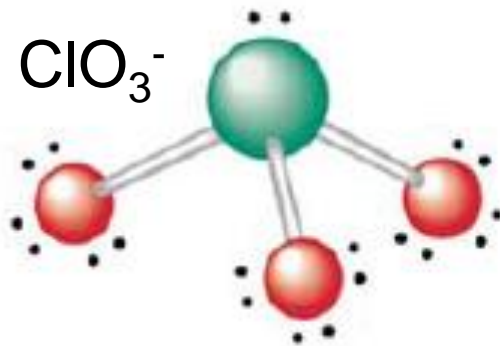
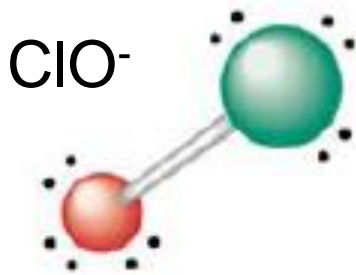
- Nastaju:
 - zagrijavanjem spojeva stupnja oksidacije +1
$$3XO^- \rightarrow 2X^- + XO_3^-$$
 - uvođenjem halogena u vruću lužinu
$$3X_2 (g) + 6OH^- \rightarrow XO_3^- + 5X^- + 3H_2O$$
 - vrlo su jaka oksidacijska sredstva
 -

Stupanj oksidacije (+7)

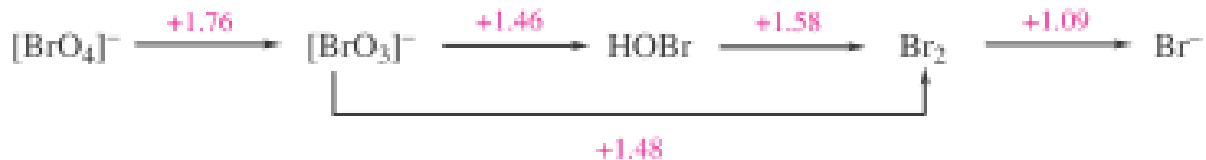
kiselina	formula	anion	formula
perklorna	HClO_4	perklorat	ClO_4^-
perbromna	HBrO_4	perbromat	BrO_4^-
metaperjodna	HIO_4	metaperjodat	JO_4^-
ortoperjodna	H_5IO_6	ortoperjodat	H_5IO_6

- Perjodna kiselina postoji u dva oblika:





Redoks potencijali za pH = 0



Hipoklorasta kiselina je jače oksidacijsko sredstvo i od Cl_2 i od MnO_4^- . Perbromati i perjodati u praksi nisu oksidacijska sredstva radi kinetičkih ograničenja (jako spore reakcije).

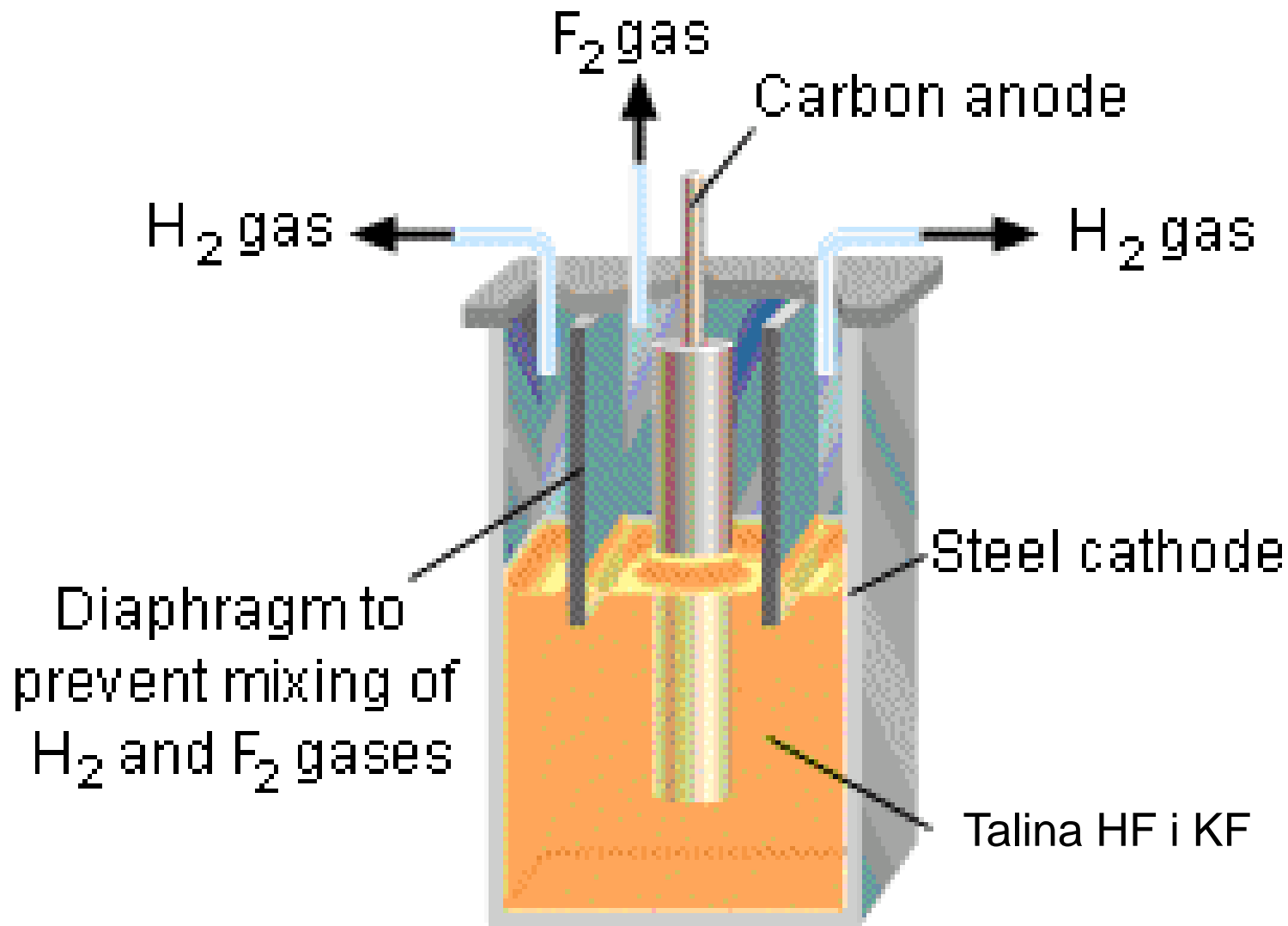
Vrijedi pravilo da što centralni atom ima izraženiji metalni karakter to su mu spojevi s višim stupnjem oksidacije jača oksidacijska sredstva

Fluor

- Plin, svjetložute boje, otrovan
- U prirodi minerali: *fluorit* (CaF_2) i *kriolit* (Na_3AlF_6)
- Nije rijedak element (u prirodi polovina Cl_2), ali se s njegovim spojevima rijetko susrećemo jer su otrovni i opasni uslijed reaktivnosti

Dobivanje fluora

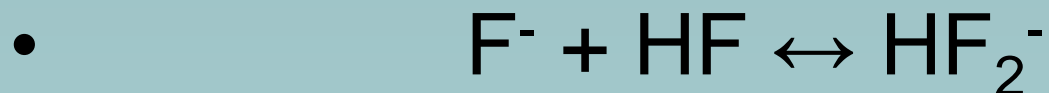
- Fluor nije moguće dobiti elektrolizom vodene otopine natrijevog ili kalijevog fluorida
- Bezvodni fluorovodik ne vodi električnu struju. Vodljivost bezvodnog fluorovodika reda je veličine čiste vode.
- Za dobivanje fluora koristi se otopina kalijevog fluorida u bezvodnom fluorovodiku.
- Francuski kemičar Henry Moissan prvi je izolirao fluor elektrolizom (1886.) i za što je dobio Nobelovu nagradu iz kemije (1906.)



Anodni i katodni prostor moraju biti odvojeni: smjesa H₂ i F₂ je eksplozivna

Reakcije dobivanja fluora elektrolizom:

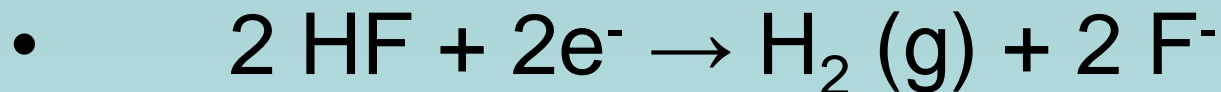
- Ravnoteža u smjesi:



- Reakcija na anodi:



- Reakcija na katodi



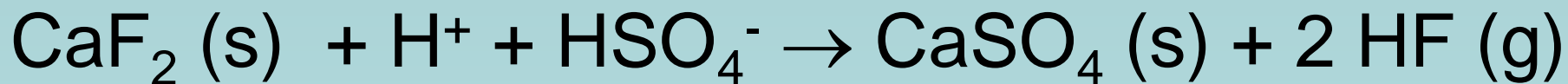
fluor se može dobiti i reakcijom antimonovog(V) fluorida s kalijevim heksafluoromanganatom(IV) (na 420°C)



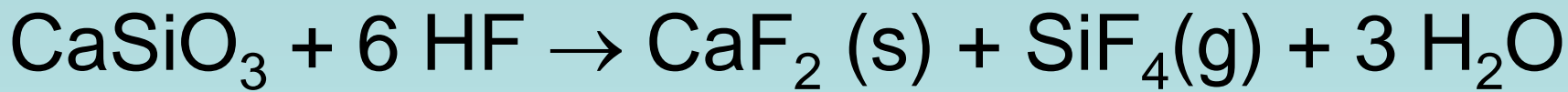
Spojevi fluora

- HF – fluorovodik; kod normalnih uvjeta plin, lako se može prevesti u tekućinu.
- Tekući HF je asociran; $(\text{HF})_n$; $n \approx 2 - 6$ pa je i otopina HF kiselina, puno slabija od ostalih halogenih kiselina

- Dobivanje:



- Nagriza staklo (sadrži SiO_2)



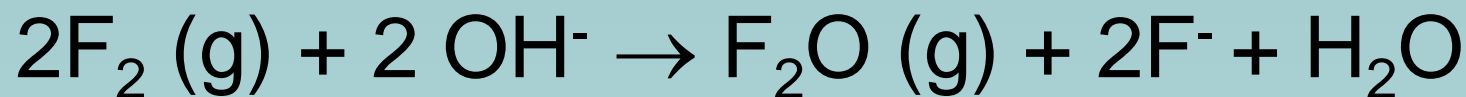
- Fluoridi – soli slabe kiseline, pa je F^- ion u vodenoj otopini jaka baza; hidrolizira
- $F^- + H_2O \rightarrow HF + OH^-$
- Fluoridni ion pravi veliki broj kompleksa
- Fluoridi se po topljivost razlikuju od ostalih halogenida:
- $AgCl$, $AgBr$, AgI su netopljivi, a AgF je topljiv
- Hg_2Cl_2 , Hg_2Br_2 , Hg_2I_2 su netopljivi, a Hg_2F_2 je topljiv

Spojevi metana s fluorom i klorom

- Freon 11 ; CFCl_3 triklorofluorometan
- Freon 12 ; CF_2Cl_2 diklorodifluorometan
- Freon 22 ; CHF_2Cl difluoroklorometan
- Koristili se u hladnjacima; napušta se
- **Plastična masa:** *politetrafluoretilen* (teflon)
- $(\text{C}_2\text{F}_4)_n$

Oksidi fluora

- F_2O i F_2O_2
- Stupanj oksidacije fluora je -1, a kisika +2 i +1; pa bi se ovi spojevi **trebali zvati fluoridi**



KLOR

- Najrasprostranjeniji od svih halogena, u prirodi dolazi u obliku klorida: kamena sol, morska voda (NaCl), silvin (KCl)...



Laboratorijsko dobivanje

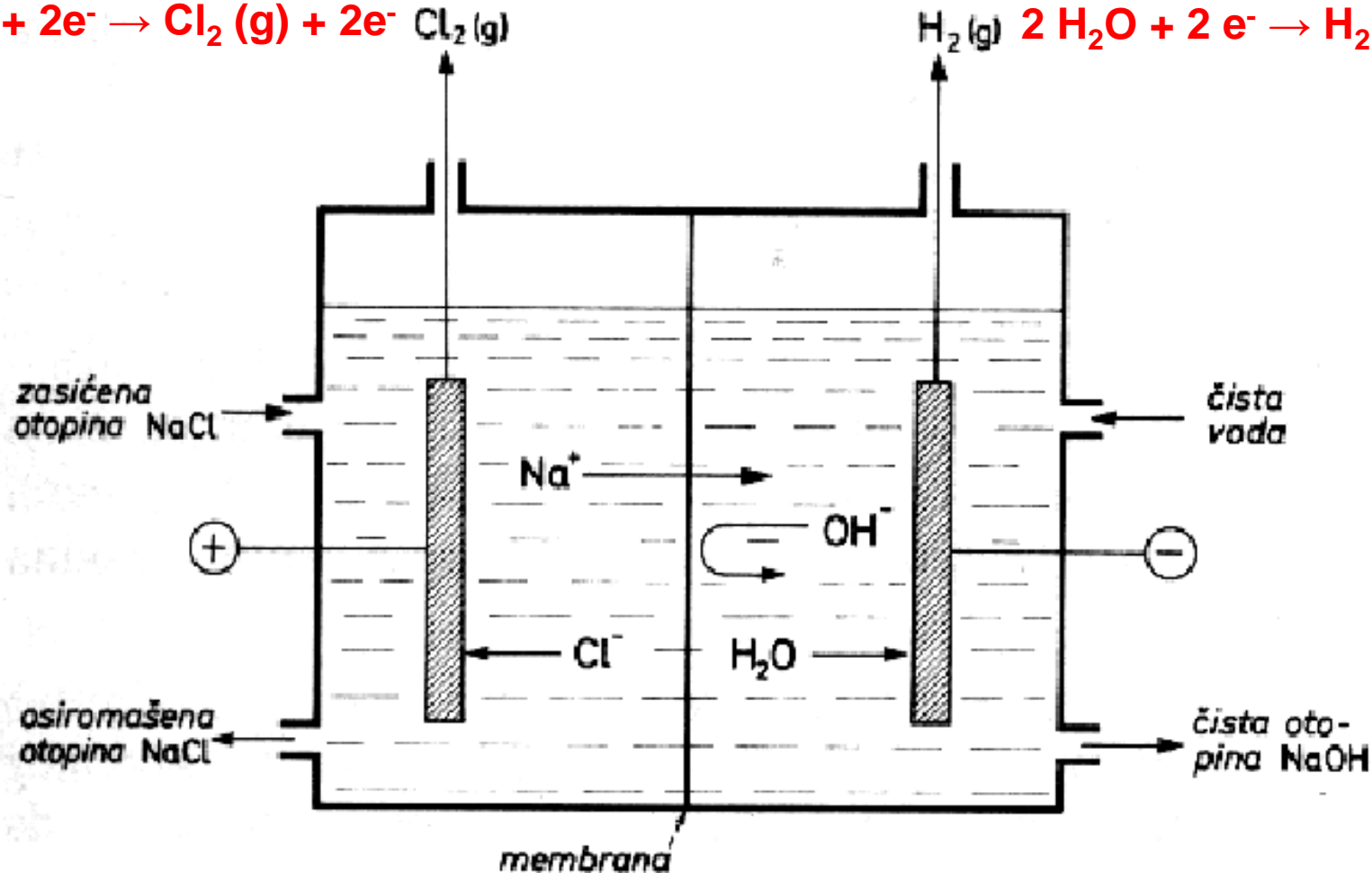
- Dobivanje se temelji na oksidaciji klorid iona jakim oksidacijskim sredstvom.
- Kao izvor klorida najčešće se koristi koncentrirana klorovodična kiselina
- $\text{MnO}_2 (\text{s}) + 2 \text{Cl}^- + 4 \text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{Cl}_2 (\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}$
- $2 \text{MnO}_4^- + 10 \text{Cl}^- + 16 \text{H}^+ \rightarrow 2 \text{Mn}^{2+} + 5 \text{Cl}_2 (\text{g}) + 8 \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 6 \text{Cl}^- + 14 \text{H}^+ \rightarrow 2 \text{Cr}^{3+} + 3 \text{Cl}_2 (\text{g}) + 7 \text{H}_2\text{O}$

Industrijsko dobivanje Cl_2

Industrijski klor se dobiva elektrolizom otopine natrijevog klorida

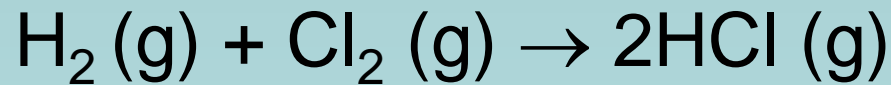
Postoji nekoliko tehnoloških rješenja od kojih su najpoznatiji postupak sa živom, postupak s dijafragmom i **postupak s membranom**

Dobivanje klora elektrolizom otopine natrijevog klorida membranskim postupkom



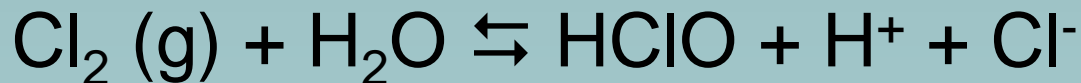
Spojevi klora

- **HCl – klorovodik, plin;**
- $\text{NaCl (s)} + \text{H}^+ + \text{HSO}_4^- \rightarrow \text{HCl (g)} + \text{NaHSO}_4 \text{ (s)}$
- $\text{NaCl (s)} + \text{NaHSO}_4 \text{ (s)} \rightarrow \text{HCl (g)} + \text{Na}_2\text{SO}_4 \text{ (s)}$
- Industrijski - izgaranje vodika u kloru – direktna sinteza



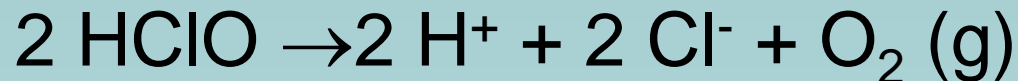
- vodena otopina HCl je jaka kiselina
- Cl⁻ ion je slaba baza i ne hidrolizira u vodi
- U vodi teško topljivi kloridi su AgCl, Hg₂Cl₂, CuCl
- Slabo topljivi PbCl₂, TiCl
- Ostali metalni kloridi su topljivi u vodi

- **Hipoklorasta kiselina HClO** i soli hipokloriti OCl⁻
- Nastaje uvođenjem klora u vodu



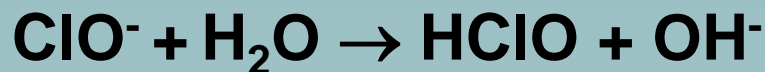
dodatak Ag₂O pomiče ravnotežu u desno

- HClO poznata samo u vodenim otopinama
- Nepostojana je i razlaže se

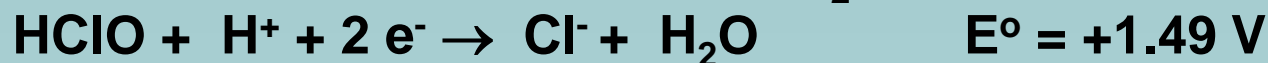


- Hipoklorasta kiselina i hipokloriti koriste se za dezinfekciju vode (bunari, bazeni)) i bijeljenje („varikina”)

- Slaba je kiselina ($K_{\text{dis}} = 3.2 \times 10^{-8}$), pa je ClO^- je jaka baza i hidrolizira



- Vrlo je jako oksidacijsko sredstvo



- ClO_2 – klorov dioksid;
- Dobije se redukcijom klorata
$$2 \text{ClO}_3^- + \text{H}^+ + \text{SO}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{ClO}_2 (\text{g}) + \text{HSO}_4^-$$
- Ekstremno opasan i lako eksplozivan. Rapada se na klor i kisik. Uskladištenje: razrjeđuje se inertnim plinom dok mu koncentracija ne padne ispod 10%.
- Koristi se za izbjeljivanje visokokvalitetnih papira.

- **Klorna kiselina HClO_3** i klorati ClO_3^-
- Dobivanje:
 - 1) disproporcioniranje hipoklorita
 - $3 \text{ClO}^- \rightarrow \text{ClO}_3^- + 2\text{Cl}^-$
 - 2) oksidacija hipoklorita hipoklorastom kiselinom
 - $2 \text{HClO} + \text{ClO}^- \rightarrow \text{ClO}_3^- + 2 \text{Cl}^- + 2 \text{H}^+$
 - 3) uvođenje klora u vruću otopinu lužine
 - $3 \text{Cl}_2 (\text{g}) + 6 \text{OH}^- \rightarrow \text{ClO}_3^- + 5 \text{Cl}^- + 3 \text{H}_2\text{O}$
- Praktično – elektroliza NaCl na $50 - 60^\circ\text{C}$

- Klorna kiselina HClO_3 poznata je isključivo u vodenim otopinama. U čistom stanju eksplodira. Jako je oksidacijsko sredstvo.
- Najvažnije soli su NaClO_3 i KClO_3 .

Pregled spojeva stupnja oksidacije (+7)

- Perklorna kiselina HClO_4 i perklorat ion ClO_4^-
- Dobiva se disproporcioniranjem krutog KClO_3 – niže temp.
- $$4 \text{KClO}_3 \rightarrow 3\text{KClO}_4 (\text{s}) + \text{KCl} (\text{s})$$
- Perklorna kiselina HClO_4 isključivo se dobiva anodnom oksidacijom klorata:
- $$\text{ClO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{ClO}_4^- + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^-$$

- **Perklorna kiselina HClO_4** u čistom stanju eksplozivna. Kao vodena otopina nije opasna prema eksploziji.
- U vodenim otopinama je potpuno ionizirana i najjača je anorganska kiselina.
- Perklorat ion je najslabija baza i ne pravi s metalnim ionima kompleksne spojeve.
- Perklorat je potencijalno dobro oksidacijsko sredstvo, ali zbog stabilnosti ne pokazuje u vodenim otopinama oksidacijsko djelovanje.
- Redukcija perklorata je tako spora da se ne može primjetiti.

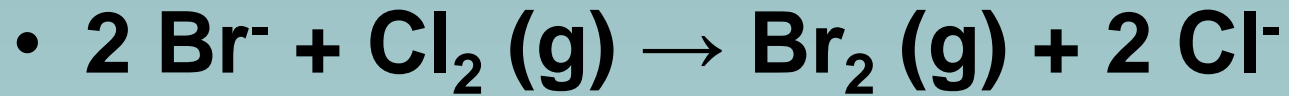
BROM

- U prirodi se javlja u obliku **bromida**.
- Bromidi su topljivi u vodi – javlja se uglavnom u obliku otopina. Ima ga u moru.
- Zastupljen manje od fluora i klora
- Na sobnoj temperaturi tekućina, tamnosmeđe boje, neugodna mirisa.
- Napada kožu, rane teško zacjeljuju. Koristi se u farmaceutskoj industriji, fotografiji.



- Otapa se u vodi – 3,4 g / 100 g vode na 25°C
bromna voda
- U svim omjerima miješa se s alkoholom, eterom, benzenom, kloroformom, octenom kiselinom i ugljikovim disulfidom

Br₂ dobiva se oksidacijom bromida:



- **HBr – bromovodik, plin; bromovodična kiselina**
- 3 načina dobivanja:
- 1) Djelovanje neoksidirajuće kiseline na bromide
- **$3 \text{KBr (s)} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow 3 \text{HBr (g)} + \text{K}_3\text{PO}_4 \text{(s)}$**
- **neoksidirajuća kiselina**
- 2) Izgaranje vodika u bromu – direktna sinteza
- **$\text{H}_2 \text{(g)} + \text{Br}_2 \text{(g)} \rightarrow 2\text{HBr (g)}$**
- Bromidni spojevi, a naročito kalij bromid, često su se koristili kao opći sedativi u 19. i početkom 20. vijeka. Bromidi u obliku jednostavnih soli se i danas koriste kao antiepileptici u veterini ali i u medicini, mada je njihova upotreba u medicini različita od države do države.

- 3) Laboratorijska metoda: **protoliza PBr_3**
- $2 \text{P (s)} + 3 \text{Br}_2 \text{ (l)} \rightarrow 2 \text{PBr}_3$
- $2 \text{PBr}_3 + 3 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 3 \text{HBr (g)} + \text{H}_2\text{PHO}_3$
- Bromovodična kiselina jače je kiselina od HCl
- Pod utjecajem zraka i Sunčeva svjetla može se oksidirati do Br_2
- $4 \text{HBr} + \text{O}_2 \text{ (g)} \rightarrow 2 \text{Br}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
- Većina bromida topljiva je u vodi. Iznimke su AgBr , Hg_2Br_2 , PbBr_2
- AgBr se koristi u fotografiji

JOD

- Jedini od halogena koji se u prirodi javlja s pozitivnim stupnjem oksidacije (jodati) i s negativnim stupnjem oksidacije (jodid ion – u morskoj vodi).
- najrasprostranjeniji od svih halogena
- Guy-Lussac mu je dao ime po grčkoj riječi *ioedes* – ljubičasto
- U ljudskom organizmu nalazi se u sastavu svih tjelesnih stanica – ima ga oko 50 mg, od čega 10 mg u štitnoj žlijezdi u sastavu njezinog hormona tiroksina

- I_2 je na sobnoj temperaturi kruta tvar, kristalizira u crnim ljuskama, nešto metalnog sjaja.
- Električna vodljivost mu je mala.
- Vodljivost tekućeg joda opada s porastom temperature kao kod metala, što ukazuje da su mu metalne osobine izvanredno slabo izražene.
- Zagrijavanjem kristali joda **sublimiraju** dajući ljubičaste pare
- Para se sastoji se od molekula joda: molekule joda su ljubičaste boje



- U vodi je jod slabo topljiv.
- vodena otopina joda je žuto-smeđe boje
- Dipolne molekule vode polariziraju molekule joda – boja je smeđa
- isto je s alkoholom
- Za dokazivanje joda osjetljivi reagens je škrob – daje **plavu** boju.
- Topljivost joda u vodi je mala. Povećava se u prisutnosti I⁻ iona zbog nastajanja trijodid iona I₃⁻
- $I^- + I_2 \rightarrow I_3^-$

Dobivanje I₂

- redukcijom jodata IO₃⁻
- $2 \text{IO}_3^- + 5 \text{HSO}_3^- + 2 \text{H}^+ \rightarrow \text{I}_2 (\text{s}) + 5 \text{HSO}_4^- + \text{H}_2\text{O}$
- točna količina HSO₃⁻ jer u protivnom:
- $\text{I}_2 (\text{s}) + \text{HSO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{I}^- + 5 \text{HSO}_4^- + 2 \text{H}^+$
- Druga metoda je oksidacija I⁻ s Cl₂ ili Br₂

Spojevi joda

- Jodovodik, jodovodična kiselina, jodid ion
- Dobivanje: kao i HBr
- $3 \text{KI (s)} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow 3\text{HI (g)} + \text{K}_3\text{PO}_4 \text{ (s)}$
- Direktna sinteza
- $\text{H}_2 \text{ (g)} + \text{I}_2 \text{ (g)} \rightarrow 2\text{HI (g)}$
- **protoliza PI_3**
- $2 \text{PI}_3 + 3 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 3 \text{HI (g)} + \text{H}_2\text{PHO}_3$

- Jodovodična kiselina - najjača halogenidna kiselina, ne hidrolizira
- Oksidacija I⁻ kisikom odvija se lako
- $4 \text{H}^+ + 4 \text{I}^- + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{I}_2 (\text{s}) + 2 \text{H}_2\text{O}$
- Jod se može ukloniti strugotinama bakra
- $2 \text{Cu} (\text{s}) + \text{I}_2 \rightarrow 2 \text{CuI} (\text{s}) \rightarrow 2 \text{Cu}_2\text{I}_2 (\text{s})$
- Jodidi su u vodi topljivi, osim AgI, Hg₂I₂ i CuI.

Stupanj oksidacije (+7)

- Perjodna kiselina koja postoji u dva oblika:
- ortoperjodna kiselina H_5IO_6
- metaperjodna kiselina HIO_4
- postoji ravnoteža:
- $\text{H}_5\text{IO}_6 \leftrightarrow \text{HIO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$
- Zagrijavanjem ortoperjodati prelaze u metaperjodate
- Daljnjim zagrijavanjem
- $2\text{HIO}_4 \rightarrow 2 \text{HIO}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{I}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O (g)}$

Međusobni spojevi halogenih elemenata

- AB_n ; $n = 1, 3, 5, 7$
- $n > 1$; B je uvijek F ili Cl
- $n > 3$; B je uvijek F
- Dobivanje (direktna sinteza):
- $Cl_2 (g) + F_2 (g) \rightarrow 2 ClF (g)$
- $Cl_2 (g) + 3 F_2 (g) \rightarrow 2 ClF_3 (g)$
- $Cl_2 (g) + Br_2 (g) \rightarrow 2 ClBr (g)$
- $Cl_2 (g) + I_2 (g) \rightarrow 2 ICl (g)$

najzanimljiviji ICl ; ukazuje na postojanje kationa I^+

- Jod jedini pravi AB_7 interhalogeni spoj (s fluorom)

