

Flokkar lotukerfisins

Kaflar 7.6 til 7.8

Þessir kaflar eru lesnir lauslega og ekki teknir fyrir í tíma.

Það munu koma skiladæmi úr þessum köflum.

7.6 : Málmar, hálfmálmar og málmleysingjar

- ▶ Mjög gróflega má flokka lotukerfið í:
- ▶ **Málma**
 - ▶ Langstærstur hluti lotukerfisins
- ▶ **Hálfmálma**
 - ▶ Lítill hluti sem sker á milli málma og málmleysingja. Ekki eru allar stofnanir sammála um hvaða frumefni eiga að vera hálfmálmar og hverjir ekki.
- ▶ **Málmleysingja**
 - ▶ Öll efni sem sýna enga málmeiginleika og finnast bara sem gös, vökvar eða eins og kolefni, fast efni sem hefur enga málmeiginleika

TABLE 7.3 ■ Characteristic Properties of Metals and Nonmetals

Metals	Nonmetals
Have a shiny luster; various colors, although most are silvery	Do not have a luster; various colors
Solids are malleable and ductile	Solids are usually brittle; some are hard, some are soft
Good conductors of heat and electricity	Poor conductors of heat and electricity
Most metal oxides are ionic solids that are basic	Most nonmetal oxides are molecular substances that form acidic solutions
Tend to form cations in aqueous solution	Tend to form anions or oxyanions in aqueous solution

Málmeiginleikar

- ▶ Málmeiginleiki er einfalt hugtak og er í raun hversu mikið frumefni hegðar sér eins og málmur.
 - ▶ Rafleiðni
 - ▶ Hitaleiðni
 - ▶ Málmgljái
 - ▶ Eiginleiki til að mynda katjónir
 - ▶ Basísk málmoxíð
- ▶ Málmeiginleiki eykst til vinstri frá málmleysingjunum og niður eftir lotukerfinu.

		← Increasing metallic character																	
Increasing metallic character ↓	1A 1																	8A 18	
	1 H	2A 2											3A 13	4A 14	5A 15	6A 16	7A 17	2 He	
	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne	
	11 Na	12 Mg	3B 3	4B 4	5B 5	6B 6	7B 7	8B 8 9 10			1B 11	2B 12	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar	
	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr	
	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe	
	55 Cs	56 Ba		71 Lu	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
87 Fr	88 Ra		103 Lr	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112	113	114	115	116		118	
			Metals																
			Metalloids																
			Nonmetals																
			57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb			
			89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No			

Málmar

- ▶ Eru mjúkir og mótanlegir (t.d. Hægt að berja í plötur og draga í víra)
- ▶ Leiða vel hita og rafmagn
- ▶ Allir eru á föstu formi nema kvikasilfur
 - ▶ Bæði Sesium og Gallíum eru samt vökvar rétt undir 30°C
- ▶ Flestir hafa annars mjög hátt bræðslumark (Króm bráðnar við 1900°C)
- ▶ Málmar hafa lága jónunarorku og mynda auðveldlega katjónir
- ▶ Því oxast (missa e^{-}) málmar í efnahvörfum
 - ▶ Klassísk oxun málma værið ryð í járni.

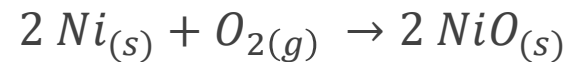
Oxunartölur málma

1A	2A	Transition metals										3A	4A	5A	6A	7A	8A
H ⁺														N ³⁻	O ²⁻	H ⁻	
Li ⁺												Al ³⁺		P ³⁻	S ²⁻	F ⁻	N O B L E
Na ⁺	Mg ²⁺	Sc ³⁺	Ti ⁴⁺	V ⁵⁺ V ⁴⁺	Cr ³⁺	Mn ²⁺ Mn ⁴⁺	Fe ²⁺ Fe ³⁺	Co ²⁺ Co ³⁺	Ni ²⁺	Cu ⁺ Cu ²⁺	Zn ²⁺				Se ²⁻	Br ⁻	G A S E S
K ⁺	Ca ²⁺								Pd ²⁺	Ag ⁺	Cd ²⁺		Sn ²⁺ Sn ⁴⁺	Sb ³⁺ Sb ⁵⁺	Te ²⁻	I ⁻	
Rb ⁺	Sr ²⁺																
Cs ⁺	Ba ²⁺								Pt ²⁺	Au ⁺ Au ³⁺	Hg ²⁺ Hg ²⁺		Pb ²⁺ Pb ⁴⁺	Bi ³⁺ Bi ⁵⁺			

▲ **Figure 7.18 Representative oxidation states.** Oxidation states found in ionic compounds, including some examples of higher oxidation states adopted by *p*-block metals. Notice that the steplike line that divides metals from nonmetals also separates cations from anions.

Efnahvörf málma

- ▶ Málmar mynda oftast jónaefni með málmleysingjum



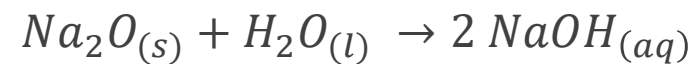
- ▶ Sameindir eins og NiO kallast málmoxíð (málmar með súrefnisatómi)

- ▶ Málmoxíð eru langflest basísk

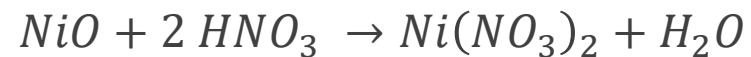


Efnahvörf málmoxíða

- ▶ Málmoxíðin verða síðan að hydroxíðum í vatni:



- ▶ Þegar málmoxíð og sýrur hvarfast saman myndast alltaf jónaefni og vatn.

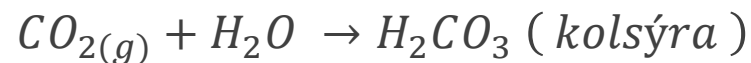


Málmleysingjar

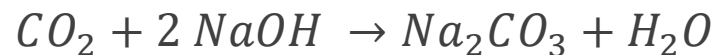
- ▶ Málmleysingjar öfugt á við málma líta mjög mismunandi út.
 - ▶ Finnast sem vökvar, gös eða föst efni
- ▶ Hafa lægri bræðslumörk en málmar
- ▶ Flestir leiða bæði hita og rafmagn illa
- ▶ **Málmleysingjar hafa háa jónunarorku og mynda því frekar anjónir með því að taka til sín rafeindir í stað þess að gefa þær frá sér.**
 - ▶ Sækjast eftir því að fylla p svgrúmin og hafa sömu rafeindaskipan og eðalgas.
- ▶ Sjö málmleysingjar mynda tvíatóma sameindir
- ▶ O_2 Cl_2 N_2 I_2 Br_2 F_2 og H_2

Sameindir og efnahvörf málmleysingja

- ▶ Sameindir gerðar úr málmleysingjum eru langflest sameindaefni.
- ▶ Langflest þeirra eru lífræn efni (gerð úr aðallega C og H en einnig N og O)
- ▶ Oxíð málmleysingja eru súr



- ▶ Eins og aðrar sýrur þá mynda oxíð málmleysingja jónaefni og vatn við það að hvarfast við basa:



	13	14	15	16	17
2	B Boron	C Carbon	N Nitrogen	O Oxygen	F Fluorine
3	Al Aluminium	Si Silicon	P Phosphorus	S Sulfur	Cl Chlorine
4	Ga Gallium	Ge Germanium	As Arsenic	Se Selenium	Br Bromine
5	In Indium	Sn Tin	Sb Antimony	Te Tellurium	I Iodine
6	Tl Thallium	Pb Lead	Bi Bismuth	Po Polonium	At Astatine

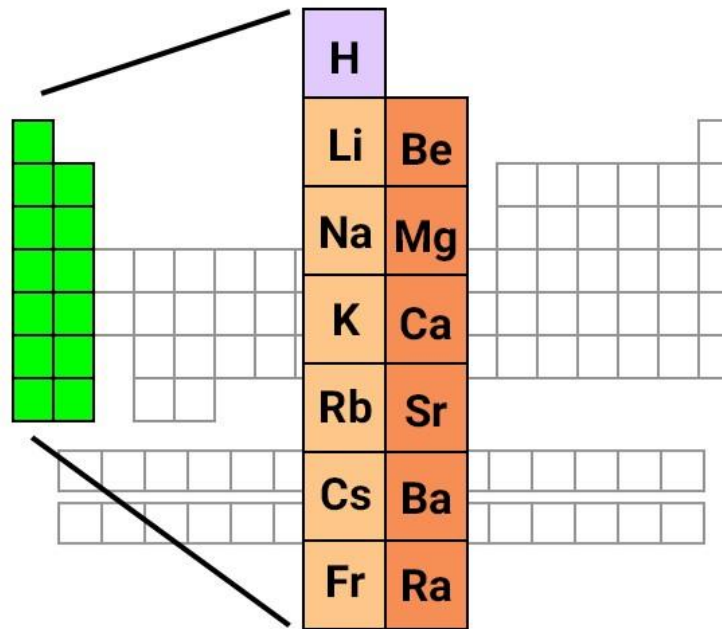
- Commonly recognized (86–99%): B, Si, Ge, As, Sb, Te
- Irregularly recognized (40–48%): Po, At
- Less commonly recognized (24%): Se
- Rarely recognized (8–10%): C, Al
- (All other elements cited in less than 6% of sources)
- Arbitrary metal-nonmetal dividing line: between Be and B, Al and Si, Ge and As, Sb and Te, Po and At

Hálfmálmar

- ▶ Eins og sjá má eru menn ekki sammála um hvað séu hálfmálmar og hvað ekki.
- ▶ Hafa allir sameiginlegt að deila sumum eiginleikum með málum og öðrum með málmeleysingjum.
- ▶ Mjög margir þeirra eru því mjög hentugir í tölvugerð og tækni!
 - ▶ Ge í alla innrauða tækni
 - ▶ Kísill í tölvuþróun

7.7 - Alkalí og jarðalkalímálmar

- ▶ Staðsetning í lotukerfinu segir mikið um eiginleika efna.
- ▶ Við getum því sagt mikið til um efni eftir því hvar það raðast óháð því hvort það sé mikið til af því í alheiminum.
 - ▶ Eða hvort það sé nothæft.
- ▶ Skoðum þess tvo flokka sérstaklega



H	
Li	Be
Na	Mg
K	Ca
Rb	Sr
Cs	Ba
Fr	Ra

Flokkur 1 - alkalímálmar

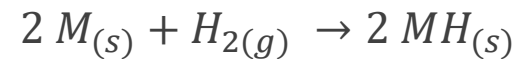
- ▶ Alkalímálmar eru mjúkir og með málmgljáa.
- ▶ Leiða mjög auðveldlega hita og rafmagn.
- ▶ Lágt bræðslumark og lágur eðlismassi
- ▶ Lág jónunarorka svo þeir missa mjög auðveldlega katjónir.
 - ▶ Eru því líka mjög hvarfgjarnir!

TABLE 7.4 ■ Some Properties of the Alkali Metals

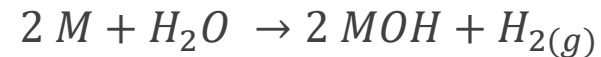
Element	Electron Configuration	Melting Point (°C)	Density (g/cm ³)	Atomic Radius (Å)	<i>I</i> ₁ (kJ/mol)
Lithium	[He]2s ¹	181	0.53	1.34	520
Sodium	[Ne]3s ¹	98	0.97	1.54	496
Potassium	[Ar]4s ¹	63	0.86	1.96	419
Rubidium	[Kr]5s ¹	39	1.53	2.11	403
Cesium	[Xe]6s ¹	28	1.88	2.25	376

Hvörf alkalímálma

- ▶ Finnast bara sem sameindir í náttúrunni.
 - ▶ Aldrei sem stakt frumefni eins og t.d. Járnklumpur.
- ▶ Geta myndað hýdríð með vetnisjónum þar sem vetnið tekur til sín rafeind.



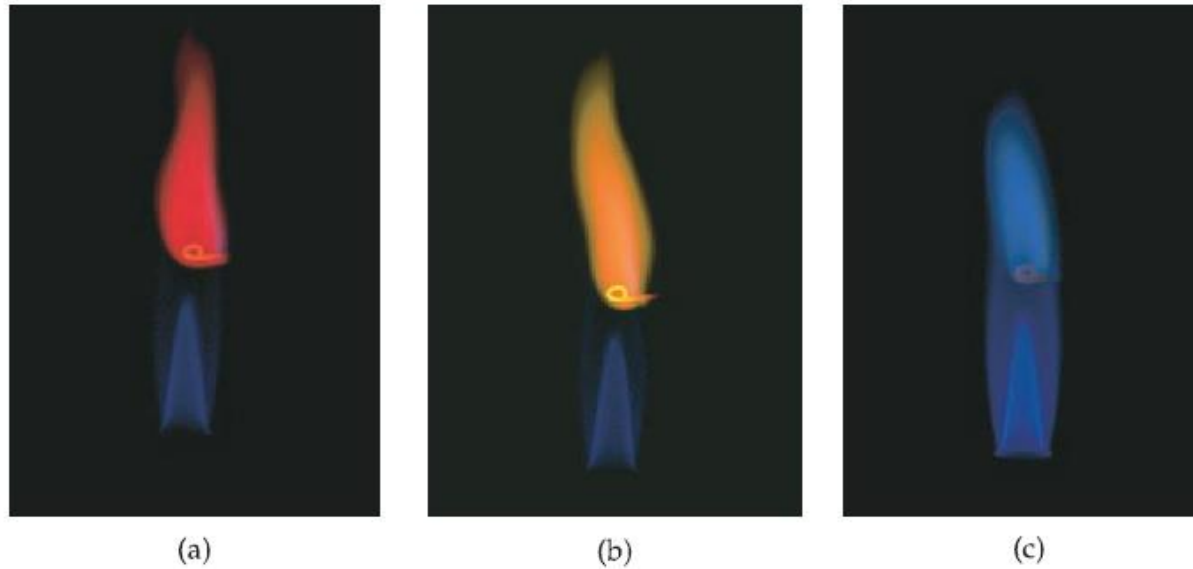
- ▶ Alkalímálmar eru mjög hvarfgjarnir og hvarfast kröftuglega við vatn (springur)



- ▶ Þessi hvörf eru mjög útvermin og öflugri því þyngri sem alkalímálmurinn er
 - ▶ T.d er hvarf Kalíums mun öflugri sprenging en natríums.

Alkalímálmar brenna í mjög auðþekkjanlegum lit

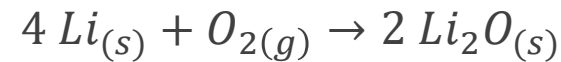
► **Figure 7.26 Flame tests.** (a) Li (crimson red), (b) Na (yellow), and (c) K (lilac).



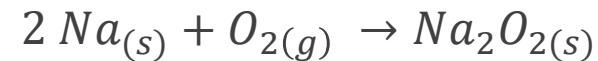
Natríum ljósið er einmitt lýsingin sem er mikið nýtt í götulýsingar og er einkennandi gul. Það er orkar þegar rafeindir hoppa frá 3p niður í 3s.

Fleiri hvörf alkalímálma

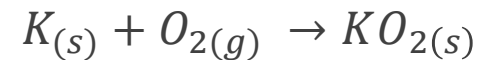
- ▶ Hvörf alkalímálma við súrefni eru flókin. Oftast myndast málmoxíð:



- ▶ Í öðrum tilfellum myndast peroxíð með O_2^{2-} jóninni:



- ▶ En einnig getur myndast súperoxíð með jóninni O_2^-



- ▶ En málmoxíð er langalgengasta niðurstaðan og alkalímálmar hvarfast mjög auðveldlega við súrefni
 - ▶ Svo það þarf að geyma þá í olíu eða geli, burt frá andrúmslofti.

Flokkur 2 - Jarðalkalímálmar

- ▶ Allir föst efni með mikla málmeiginleika
- ▶ Eru harðari og þéttari en alkalímálmar og hafa hærri bræsðlumark.
- ▶ Hærri jónunarorka en hjá alkalímálmum svo þeir eru ekki jafn hvarfgjarnir
- ▶ Jarðalkalímálmarnir verða hvarfgjarnari niður flokkinn.

TABLE 7.5 ■ Some Properties of the Alkaline Earth Metals

Element	Electron Configuration	Melting Point (°C)	Density (g/cm ³)	Atomic Radius (Å)	I_1 (kJ/mol)
Beryllium	[He]2s ²	1287	1.85	0.90	899
Magnesium	[Ne]3s ²	650	1.74	1.30	738
Calcium	[Ar]4s ²	842	1.55	1.74	590
Strontium	[Kr]5s ²	777	2.63	1.92	549
Barium	[Xe]6s ²	727	3.51	1.98	503

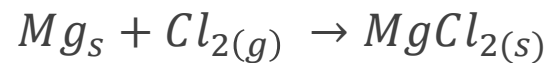
Hvörf jarðalkalímálma



- ▶ Alkalímálmar hvarfast við vatn en alls ekki jafn kröftuglega



- ▶ Almennt séð mynda jarðalkalímálmar 2+ jónir með því að missa gildisrafeindir sínar á s svigrúmi og myndað auðveldlega jónaefni.



- ▶ Jarðalkalímálmar gefa frá sér mjög einkennandi liti við hitun þegar s svigrúms rafeindirnar örvast.
 - ▶ Strontíum er rauði liturinn
 - ▶ Baríum er grænn

Lífvirkni jarðalkalímálma

- ▶ Jarðalkalímálmar eru mjög víða en mjög algengir í lífkerfinu.
 - ▶ Sérstaklega magnesíum og kalk
- ▶ Við geymum gífurlegt magn kalks í tennum og beinum sem hydroxýapatít $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}$
- ▶ Magnesíum er í mörgum lyfjum og selt sem bætiefni.
- ▶ Lífríkið er mjög háð kalki og viðkvæmt fyrir breytingum á því (súrnun sjávar)
- ▶ Kórallar, perlur, sniglar, kísilpörungar nýta öll kalk
- ▶ Kalksteinn og stór meirihluti bergtegunda innihalda kalk.

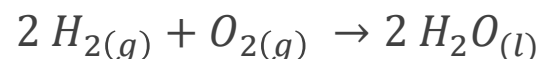
7.8 - Valdir flokkar málmleysingja

Vetni

- ▶ Er með eina rafeind sem er gildisrafeind og ætti því heima í flokki 1.
- ▶ Á samt í raun og veru ekki heima í neinum flokki í sumum eldri lotkerfum svífur það yfir lotukerfinu og drottnar yfir því.
- ▶ Það er nefnilega ekki málmur eins og alkalímálmar flokks 1 heldur málmleysingi og finnst sem gastegundin H_2 við staðalaðstæður.
- ▶ Rafeind vetnisatóms er fast haldið þar sem engin skermun verður frá kjarnanum og vetni hefur frekar háa jónunarorku.
 - ▶ Rafeind vetnisatómsins losnar því ekki svo auðveldlega.

Hvörf vetnis

- ▶ Vetni getur hvarfast við aðra málmleysingja og deilir rafeindinni með þeim



- ▶ Vetni getur einnig myndað hydrið jónina H^- í hvörfum með málum
- ▶ Sem gerir vetni enn meira ólíka alkalímálmunum og að mörgu leyti ætti H betur heima fyrir ofan F í lotukerfinu og við hliðina á Helíumi.
- ▶ Vetni myndar samt mun oftast katjónina H^+ og efnafræði vatnslausna snýst að mörgu leyti í kringum hana.
- ▶ Sýrur t.d gefa frá sér H^+ jónir



Flokkur 6 - súrefnisflokkurinn

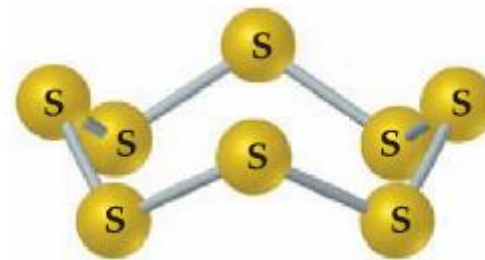
- ▶ Þegar við förum niður flokkinn sjáum við miklar breytingar
- ▶ Súrefni, Brennisteinn og Selenium eru týpískir málmleysingjar
- ▶ Telluríum er hálfmálmur og Poloníum er bæði geislavirkur og sjaldgæfur málmur
- ▶ Súrefni er samt eina efnið sem er á gasformi við staðalaðstæður og finnst sem O_2 og O_3
- ▶ O_3 eða óson er mun óstöðugra og í mun minna magni en O_2 sem er um 21% af andrúmslofti en óson safnast aðallega saman í himinhvolfinu nánar tiltekið ósonlaginu og ver okkur fyrir útfjólublárri geislun.
- ▶ Súrefni er síðan afar rafsækið og finnst víða með málmmum sem O^{2-} jónin.

Eiginleikar súrefnisflokksins

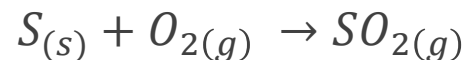
TABLE 7.6 ■ Some Properties of the Group 6A Elements

Element	Electron Configuration	Melting Point (°C)	Density	Atomic Radius (Å)	I_1 (kJ/mol)
Oxygen	[He] $2s^2 2p^4$	−218	1.43 g/L	0.73	1314
Sulfur	[Ne] $3s^2 3p^4$	115	1.96 g/cm ³	1.02	1000
Selenium	[Ar] $3d^{10} 4s^2 4p^4$	221	4.82 g/cm ³	1.16	941
Tellurium	[Kr] $4d^{10} 5s^2 5p^4$	450	6.24 g/cm ³	1.35	869
Polonium	[Xe] $4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^4$	254	9.20 g/cm ³	—	812

Meira um súrefnisflokkinn



- ▶ Skoðum brennistein.
- ▶ Brennisteinn finnst stöðugastur sem S_8 og er hringsameind
- ▶ Eins og súrefni þá hefur brennisteinn tilhneigingu til þess að mynda S^{2-} jónina með málum og finnst oftast sem slík jón.
- ▶ Brennisteinn er samt ekki jafn rafsækin og súrefni og getur t.d. Brunnið í súrefni og myndað afar mengandi sameindina súrefnisdíoxíð



- ▶ Brennisteinssambönd eru víða og sum afar mikilvæg, brennisteinssýra er mikið notuð í rannsóknarstarfi og brennisteinn er víða í íslenskri náttúru þar á meðal í heita vatninu okkar.

Restin af floknum

► Seleníum

- Nauðsynlegt flest öllum dýrum þar á meðal okkur en sérstaklega þeim sem lifa á heyi. T.d þurfa hestar oft að fá seleníum í fæðuköggjum ef þeir fá bara þurrt hey.
- Nýtist víða til dæmis í glersmíði, rafmagnsöryggjum og litarefnum.

► Telluríum

- Helsta notkun Telluríums er sem aukaafurð í sumu stáli sem eykur notagildi þess og hversu auðvelt er að vinna með það
- Mikil framþróun er í notkun Te í sólarsellum, hálfleiðurum og er frumefnið flokkað sem ómissandi í tækni framtíðarinnar
- Telluríum hefur enga lífvirkni

► Polonium

- Einstaklega geislavirkt og hættulegt.

Flokkur 7 - halógenar

- ▶ Halógenar kemur úr grísku orðunum *halos* og *gennao* og merkið þeir sem mynda sölt.
- ▶ Sem er mikið réttnefni því að algengustu söltin (jónaefnin) sem við þekkjum eru einmitt gerð úr halógenum og alkalí/jarðalkalímálmum.
- ▶ Þrátt fyrir að vera við hliðina á flokki 6 í lotukerfinu þá eru halógenarnir ekki jafn margvísir og eru hefðbundnir málmleysingjar
 - ▶ Astat er það sjaldgæft að við getum ekki sagt mikið til um eiginleika þess.
- ▶ Flúor og klór eru gös
- ▶ Bróm er vökvi við staðalaðstæður og jóð er fast efni.

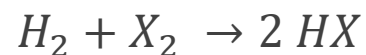
Eðliseiginleikar halógena

TABLE 7.7 ■ Some Properties of the Halogens

Element	Electron Configuration	Melting Point (°C)	Density	Atomic Radius (Å)	I_1 (kJ/mol)
Fluorine	[He]2s ² 2p ⁵	−220	1.69 g/L	0.71	1681
Chlorine	[Ne]3s ² 3p ⁵	−102	3.12 g/L	0.99	1251
Bromine	[Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁵	−7.3	3.12 g/cm ³	1.14	1140
Iodine	[Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁵	114	4.94 g/cm ³	1.33	1008

Hvörf halógena

- ▶ Hegðun halógena er mjög háð rafsækni þeirra og þeim vantar bara eina rafeind í að hafa 8 gildisrafeindir og full s og p svigrúm.
- ▶ Hvarfgirni fer upp flokkinn og flúor er það hvarfgjarnt að það rífur rafeindir frá flest öllu og það þarf mjög sérhæfðan búnað til að vinna með F₂ gas.
- ▶ Klór er mun rólegra og mikið nýtt, en milljón tonna klörgass eru framleidd árlega.
 - ▶ T.d. Nýtt sem hreinsiefni í sundlaugar og þá sem HOCl
- ▶ Halógenar mynda sambönd með flest öllum málum og mynda halíð með vetni.
 - ▶ Þessi halíð eru rammar sýrur sem klofna auðveldlega í vatni



Flokkur 8 - eðalgös

TABLE 7.8 ■ Some Properties of the Noble Gases

Element	Electron Configuration	Boiling Point (K)	Density (g/L)	Atomic Radius* (Å)	I_1 (kJ/mol)
Helium	$1s^2$	4.2	0.18	0.32	2372
Neon	$[\text{He}]2s^22p^6$	27.1	0.90	0.69	2081
Argon	$[\text{Ne}]3s^23p^6$	87.3	1.78	0.97	1521
Krypton	$[\text{Ar}]3d^{10}4s^24p^6$	120	3.75	1.10	1351
Xenon	$[\text{Kr}]4d^{10}5s^25p^6$	165	5.90	1.30	1170
Radon	$[\text{Xe}]4f^{14}5d^{10}6s^26p^6$	211	9.73	1.45	1037

*Only the heaviest of the noble-gas elements form chemical compounds. Thus, the atomic radii for the lighter noble-gas elements are estimated values.

- ▶ Eðalgösin finnast ekki sem sameindir heldur sem laus atóm.
- ▶ Enda mynda þau ekki svo auðveldlega sameindir.
- ▶ Lengi vel vissu við ekki af þeim því að efnafræði þess tíma var byggð bara á efnahvörfum og breytingum.

Hvörf eðalgastegunda

- ▶ Við höfum getað myndað nokkrar sameindir með eðalgösum og þá bara þeim í þyngri kantinum.
- ▶ Árið 1962 fengu menn fyrstu hugmyndir að reyna að smíða slíkar sameindir og fljótlega náðist að smíða XeF_4 , XeF_2 og XeF_6
- ▶ Tökum eftir að þarna erum við með Flúor sem er einmitt afar rafsækið og nægilega frekt til að geta deilt rafeindum eðalgassins.
- ▶ Síðan þá hefut tekist að mynda t.d. KrF_2 og HArF en þessar sameindir eru ekki náttúrulegar og flokkast undir *ég-geri-það-því-ég-get-það vísindi* sem oftast en ekki fylgja frábærar framfarir!