


CHEMISTRY
The Central Science
9th Edition

Kaflí 7
Lotubundnir eiginleikar frumefna

David P. White

Prentice Hall © 2003
Þýtt MR 2004

Kaflí 7
Glera 1




Þróun lotukerfisins

- Árið 2002 voru þekkt 115 frumefni.
- Flest frumefnin voru uppgötvuð á árunum 1735 til 1843.
- Hvernig má flokka þessi 115 mismunandi frumefni þannig að spá megi fyrir um eiginleika frumefna sem ekki hafa verið uppgötvuð?

Prentice Hall © 2003
Þýtt MR 2004

Kaflí 7
Glera 2



Þróun lotukerfisins

- Raða má frumefnunum upp eftir efna- og eðliseiginleikum.
- Fyrsta viðleitni í þessa veru var að raða frumefnunum eftir vaxandi atómmassa. (Mendelejeff og Meyer)
- Ákveðin frumefni vantaði í töfluna.

Dæmi: Árið 1871 tók Mendelejeff eftir því að As hafði svipaða eiginleika og P en var frábrugðið Si. As átti því heima í sama dálki og P við það skapaðist autt sæti fyrir neðan Si. Hann spáði fyrir um eiginleika þessa frumefnis sem vantaði. Árið 1886 var Ge uppgötvuð og eiginleikar þess pössuðu við það sem Mendelejeff hafði spáð.

Prentice Hall © 2003
Þýtt MR 2004

Kaflí 7
Glera 3



Þróun lotukerfisins

- Nú er frumefnum raðað í lotukerfið eftir hækkanði sætistölu.


Virk kjarnahleðsla

- Virk kjarnahleðsla er hleðslan sem verkar á gildisrafeindir í atómi með margar rafeindir.
- Virka kjarnahleðslan er ekki jöfn hleðslu kjarnans vegna áhrifa innri rafeinda.

 D-drif

Prentice Hall © 2003
Þýtt MR 2004

Kaflí 7
Glera 4




Virk kjarnahleðsla

- Rafkraftur frá kjarnanum togar í rafeind en hún hrindist frá rafeindum sem eru fyrir innan hana og skerma kjarnann.
- Krafturinn, sem verkar á rafeind, er háður fjarlægð hennar frá kjarnanum og fjölda innri rafeinda.
- Þegar rafeindum, sem skerma (S), fjölga þá minnkar virk kjarnahleðsla (Z_{eff}).
- Með vaxandi fjarlægð frá kjarna fjölga S og Z_{eff} minnkar.

Prentice Hall © 2003
Þýtt MR 2004

Kaflí 7
Glera 5

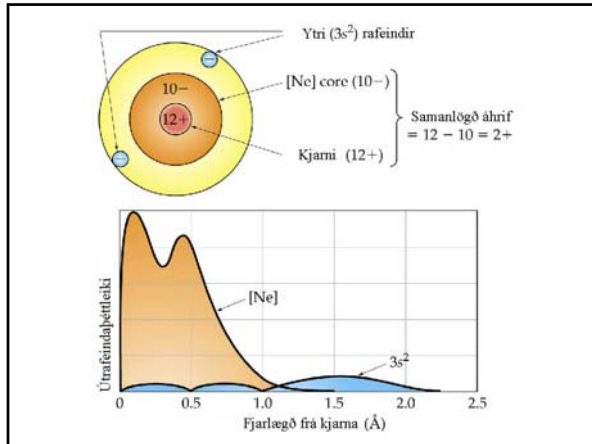


Virk kjarnahleðsla

- Öll s-svigrúmin hafa sömu lögun en mismunandi stærð.
- Athugaðu: He: $1s^2$, Ne: $1s^2 2s^2 2p^6$, og Ar: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.
- Útrafeindabættleiki (the radial electron density) eru líkur þess að finna rafeind í ákveðinni fjarlægð út frá kjarnanum.
- Stærð virkrar kjarnahleðslu, sem verkar á ystu rafeindir atóms, ræðst fyrst og fremst af mismuninum á milli hleðslu kjarnans og hleðslu innri rafeinda.

Prentice Hall © 2003
Þýtt MR 2004

Kaflí 7
Glera 6



Stærð atóma og jóna

- Athugaðu einfalda tviatóma sameind.
- Fjarlægð milli kjarna er lengd efnatengis.
- Ef um er að ræða frumefnissameind þá er samgildisrádius helmingur af lengd efnatengis.

Prentice Hall © 2003
Þýtt MR 2004

Kafli 8
Glæra 8

Stærð atóma og jóna

- Með hækkandi aðalskammtatölu stækka svigrúm.
- Athugaðu s-svigrúmin.
- Öll s-svigrúmin eru kúlulega samhverf um kjarnann og stækka með hækkandi n.
- Kúluleg samhverfa svigrúma sést vel jafngildislinumyndum (contour plots), mynd 6.18.
- Jafngildislinumyndir tengja saman punkta sem hafa sama rafeindþéttleika.

Prentice Hall © 2003
Þýtt MR 2004

Kafli 7
Glæra 9

Stærð atóma og jóna

Lotubundnar breytingar atómradíusa

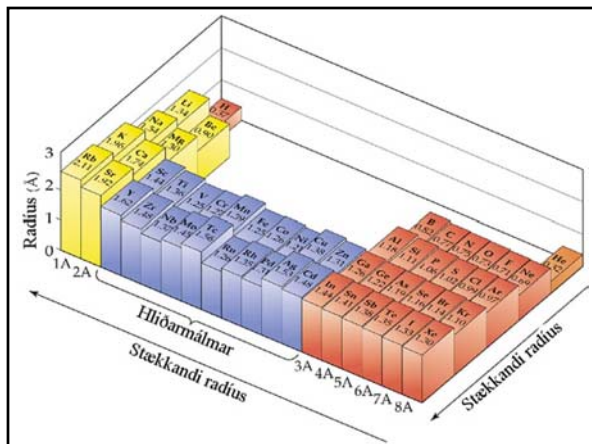
- Eiginleikar frumefnanna breytast lotubundið sem er eðlileg afleiðing af röðun þeirra í lotukerfið.
- Stærð atóma breytist á samkvæman hátt í lotukerfinu.
- Atómin stækka niður flokk.
- Í hverri lotu minnka atómin með hækkandi sætistölu.

Tveir þættir hafa hér áhrif:

- Aðalskammtatalan, n og
- virk kjarnahleðsla, Z_{eff}

Prentice Hall © 2003
Þýtt MR 2004

Kafli 7
Glæra 10



Stærð atóma og jóna

Lotubundnar breytingar atómradíusa

- Með hækkandi aðalskammtatölu eykst fjarlægð ystu rafeindanna frá kjarnanum og radíusar atóma stækka.
- Þegar farið er til hægri í lotu stækkar hleðsla kjarnans en fjöldi innri rafeinda helst óbreyttur, virk kjarnahleðsla stækkar. Þetta eykur aðdráttarkraft milli ystu rafeindanna og kjarnans en við það dragast atómin saman.

Prentice Hall © 2003
Þýtt MR 2004

Kafli 7
Glæra 12

Stærð atóma og jóna

Reglur um stærð jóna

- Stærð jóna ræðst af fjarlægð milli þeirra í jónasambandi.
- Stærð jóna er háð hleðslu kjarnans, fjölda rafeinda og svigrúmum sem gildisrafeindirnar eru í.
- Katjónir myndast við að atóm missa rafeindir úr ystu svigrúmum. **Jákvætt hlaðnar jónir eru minni en atómin sem þær myndast úr.**
- Anjónir myndast við það að rafeindum fjölgar í ystu svigrúmum atóma. **Neikvætt hlaðin jón er stærri en atómið sem hún myndast úr.**

Prentice Hall © 2003
Þýtt MR 2004

Kafli 7
Glæra 13

Flokkur 1A	Flokkur 2A	Flokkur 3A	Flokkur 6A	Flokkur 7A					
Li ⁺ 0.68	Li 1.34	Be ²⁺ 0.31	Be 0.90	B ³⁺ 0.23	B 0.82	O 0.73	O ²⁻ 1.40	F 0.71	F ⁻ 1.33
Na ⁺ 0.97	Na 1.54	Mg ²⁺ 0.66	Mg 1.30	Al ³⁺ 0.51	Al 1.48	S 1.02	S ²⁻ 1.84	Cl 0.99	Cl ⁻ 1.81
K ⁺ 1.33	K 1.96	Ca ²⁺ 0.99	Ca 1.74	Ga ³⁺ 0.62	Ga 1.26	Se 1.16	Se ²⁻ 1.98	Br 1.14	Br ⁻ 1.96
Rb ⁺ 1.47	Rb 2.11	Sr ²⁺ 1.13	Sr 1.92	In ³⁺ 0.81	In 1.44	Te 1.35	Te ²⁻ 2.21	I 1.33	I ⁻ 2.20

Stærð atóma og jóna

Reglur um stærð jóna

- Jónir með sömu hleðslu stækka niður flokk í lotukerfinu.
- Allar jónir samrafeindaraðar (isoelectronic series) hafa jafnmargar rafeindir.
- Jónir í samrafeindaröð minnka með vaxandi kjarna-hleðslu.

$$O^{2-} > F^- > Na^+ > Mg^{2+} > Al^{3+}$$

$$0,140 > 0,133 > 0,097 > 0,066 > 0,051 \text{ nm}$$

Prentice Hall © 2003
Þýtt MR 2004

Kafli 7
Glæra 15

Jónunarorka

- Fyrsta jónunarorka, I_1 , er orkan sem þarf til að fjarlægja eina rafeind frá atómi í gasfasa.
 $Na(g) \rightarrow Na^+(g) + e^-$
- Önnur jónunarorka, I_2 , er orkan sem þarf til að fjarlægja eina rafeind frá eingildri katjón í gasfasa.
 $Na^+(g) \rightarrow Na^{2+}(g) + e^-$
- Með hækkandi númeri jónunarorku eykst hún.

Prentice Hall © 2003
Þýtt MR 2004

Kafli 7
Glæra 16

Jónunarorka

D-drif

D-drif

D-drif

Prentice Hall © 2003
Þýtt MR 2004

Kafli 7
Glæra 17

Jónunarorka


Breytileiki mælanlegrar jónunarorku

- Þegar rafeindir eru fjarlægðar hver eftir aðra frá atómi þá er jónunarorka innri rafeinda mikið hærri en gildisrafeinda.

Element	I_1	I_2	I_3	I_4	I_5	I_6	I_7
Na	496	4560	(inner-shell electrons)				
Mg	738	1450	7730				
Al	578	1820	2750	11,600			
Si	786	1580	3230	4360	16,100		
P	1012	1900	2910	4960	6270	22,200	
S	1000	2250	3360	4560	7010	8500	27,100
Cl	1251	2300	3820	5160	6540	9460	11,000
Ar	1521	2670	3930	5770	7240	8780	12,000

Prentice Hall © 2003
Þýtt MR 2004

Kafli 7
Glæra 18




Jónunarorka

Í hverri lotu breytist jónunarorkan reglubundið

- Jónunarorkan minnkar niður flokk.
- Eftir því sem neðar dregur í flokk er auðveldara að fjarlægja ystu rafeindir atóms.
- Með stækkandi atómum er auðveldara að fjarlægja rafeindir úr ystu svigrúmum þeirra.
 - Jónunarorkan eykst til hægri í lotu.
 - Virk kjarnahleðsla, Z_{eff} , eykst til hægri sem gerir það að verkum að erfiðara er að fjarlægja rafeind.
- Undantekningar eru hjá fyrstu og fjórðu rafeind í p-svigrúmi.

Prentice Hall © 2003
Þýtt MR 2004

Kafli 7
Glæra 19



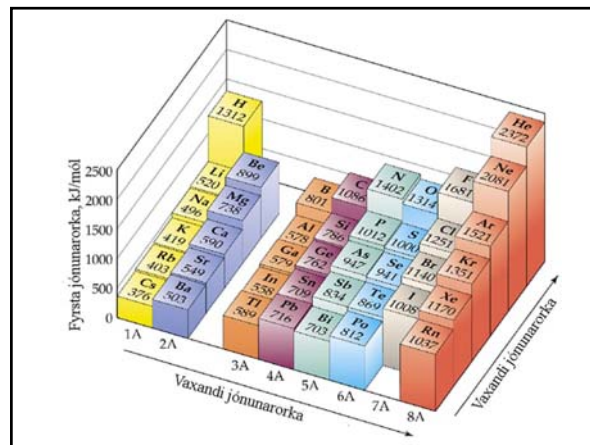
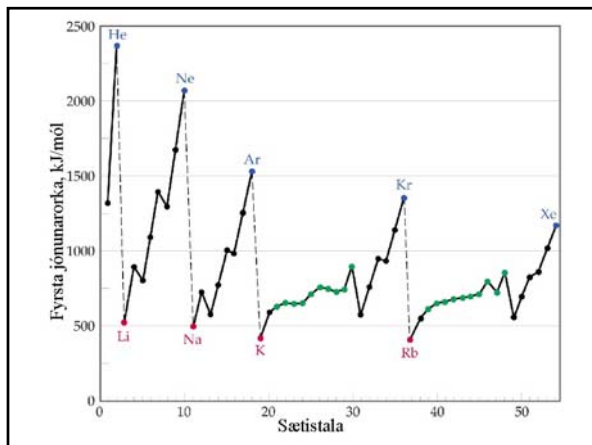

Jónunarorka

Í hverri lotu breytist jónunarorkan reglubundið

- Rafeindaparið í s-svigrúmi skyggir á kjarnann þannig að p-rafeindirnar verða lausari. Rafeindir í p-svigrúmum eru orkuhærri en í s-svigrúmi.
- Þegar rafeindir parast í p-svigrúm hrinda þær hvor annarri frá sér. Þess vegna er fyrsta paraða p-rafeindin lausari en síðasta óþröð.

Prentice Hall © 2003
Þýtt MR 2004

Kafli 7
Glæra 20

Jónunarorka

Rafeindaskipan jóna

- Við myndun **katjóna** losna fyrst rafeindir úr svigrúmum með hæstu aðalskammtatölu, n :

$$\text{Li } (1s^2 2s^1) \Rightarrow \text{Li}^+ (1s^2)$$

$$\text{Fe } ([\text{Ar}]3d^6 4s^2) \Rightarrow \text{Fe}^{3+} ([\text{Ar}]3d^5)$$
- Við myndun **anjóna** bætist rafeind í svigrúm sem hefur laust sæti og lægstu mögulega aðalskammtatölu, n :

$$\text{F } (1s^2 2s^2 2p^5) \Rightarrow \text{F}^- (1s^2 2s^2 2p^6)$$

Prentice Hall © 2003
Þýtt MR 2004

Kafli 7
Glæra 23



Rafeindafíkn

- Rafeindafíkn (electron affinity) er andstæða jónunarorku.
- Orkubreytingin, sem gerist þegar atóm í gasfasa tekur við rafeind og myndar jón, er nefnd rafeindafíkn.

$$\text{Cl}(g) + e^- \rightarrow \text{Cl}(g)$$
- Fyrir flest atóm er rafeindafíknin útvermið ferli en í sumum tilvikum er hún innvermin.

$$\text{Ar}(g) + e^- \rightarrow \text{Ar}(g)$$



Prentice Hall © 2003
Þýtt MR 2004

Kafli 7
Glæra 24

Málmar, málmleysingjar og melmingar

Málmar

- Flest málmoxíð eru basísk:

$$\text{Málmoxíð} + \text{vatn} \rightarrow \text{málmhýdroxíð}$$

$$\text{Na}_2\text{O}(s) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow 2\text{NaOH}(aq)$$

Málmleysingjar

- Eiginleikar málmleysingja eru fjölbreyttari en málma.
- Við hvarf málmleysingja við málm afoxast málmleysinginn:

$$\text{Málmur} + \text{málmleysingi} \rightarrow \text{salt}$$

$$2\text{Al}(s) + 3\text{Br}_2(l) \rightarrow 2\text{AlBr}_3(s)$$

Prentice Hall © 2003
Þýtt MR 2004

Kaflí 7
Glaera 31

Málmar, málmleysingjar og melmingar

Málmleysingjar

- Flest oxíð málmleysingja eru súr:

$$\text{Oxíðmálmleysingja} + \text{vatn} \rightarrow \text{sýra}$$

$$\text{P}_4\text{O}_{10}(s) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow 4\text{H}_3\text{PO}_4(aq)$$

Melmingar

- Eiginleikar melminga eru á milli málma og málmleysingja.
- Dæmi: Si hefur málmgljáa en er stökkt.
- Melmingar eru notaðir í hálfleiðaratækni.

Prentice Hall © 2003
Þýtt MR 2004

Kaflí 7
Glaera 32

Eiginleikar virkra málma

Flokkur 1A, Alkalímálmar

- Alkalímálmarnir eru mjúkir.
- Mest áberandi efnagiginleiki er að þeir vilja losa sig við eina s-rafeind.

$$\text{M} \rightarrow \text{M}^+ + e^-$$
- Hvarfgirni þeirra eykst niður flokkinn.
- Þeir hvarfast við vatn og mynda málmhýdroxíð og vetni.

$$2\text{M}(s) + 2\text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow 2\text{MOH}(aq) + \text{H}_2(g)$$

[D-drif](#)

Prentice Hall © 2003
Þýtt MR 2004

Kaflí 7
Glaera 33

Eiginleikar virkra málma

Flokkur 1A, Alkalímálmar

- Alkalímálmar mynda mismunandi oxíð.

$$4\text{Li}(s) + \text{O}_2(g) \rightarrow 2\text{Li}_2\text{O}(s) \quad (\text{oxíð})$$

$$2\text{Na}(s) + \text{O}_2(g) \rightarrow \text{Na}_2\text{O}_2(s) \quad (\text{peroxíð})$$

$$\text{K}(s) + \text{O}_2(g) \rightarrow \text{KO}_2(s) \quad (\text{superoxíð})$$
- Alkalímálmarnir senda frá sér einkennandi lit við háan hita.
- Hitinn örvar s-rafeind sem geislar út orku þegar hún fellur aftur í lægstu orkustöðu.

Prentice Hall © 2003
Þýtt MR 2004

Kaflí 7
Glaera 34

Eiginleikar virkra málma

Flokkur 1A, Alkalímálmar

Li line: $2p \rightarrow 2s$ transition

Na line (589 nm): $3p \rightarrow 3s$ transition

K line: $4p \rightarrow 4s$ transition

Prentice Hall © 2003
Þýtt MR 2004

Kaflí 7
Glaera 35

Eiginleikar virkra málma


Flokkur 1A, Alkalímálmar

TABLE 7.4 Some Properties of the Alkali Metals

Element	Electron Configuration	Melting Point (°C)	Density (g/cm ³)	Atomic Radius (Å)	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	2.60	376

Prentice Hall © 2003
Þýtt MR 2004

Kaflí 7
Glaera 36



Eiginleikar virkra málma


Flokkur 2A, Jarðalkalímálmar

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	1.54	1.74	590
Strontium	[Kr]5s ²	777	2.63	1.92	549
Barium	[Xe]6s ²	727	3.51	2.15	503

Prentice Hall © 2003
Þýtt MR 2004

Kafli 7
Glæra 37



Eiginleikar virkra málma

Flokkur 2A, Jarðalkalímálmar

- Jarðalkalímálmar eru harðari og með meiri eðlismassa en alkalímálmar.
- Mest áberandi efnaeiginleiki er að þeir vilja losa sig við tvær s-rafeindir.

$$M \rightarrow M^{2+} + 2e^-$$


$$\text{Mg}(s) + \text{Cl}_2(g) \rightarrow \text{MgCl}_2(s)$$

$$2\text{Mg}(s) + \text{O}_2(g) \rightarrow 2\text{MgO}(s)$$
- Hvarfgirni eykst niður flokkinn sem sést m. a. á því hvernig málmarir hvarfast við vatn.

$$\text{Ca}(s) + 2\text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2(aq) + \text{H}_2(g)$$

Prentice Hall © 2003
Þýtt MR 2004

Kafli 7
Glæra 38



Flokkstefna valinna málmleysingja

Vetni

- Vetni er sérstætt frumefni það fellur ekki í neinn flokk.
- Oftast er það tvíatóma, litlaust gas, H₂.
- Það getur annaðhvort tekið við rafeind og myndað hýdríðjón, H⁻, eða misst rafeind og orðið að vetnisjón, H⁺,

$$2\text{Na}(s) + \text{H}_2(g) \rightarrow 2\text{NaH}(s)$$

$$2\text{H}_2(g) + \text{O}_2(g) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(g)$$
- Vetnisjónin, H⁺, er róteind.
- Þegar vetni kemur við sögu í vatnslausnum þá gegnir H⁺(aq) aðalhlutverki.

Prentice Hall © 2003
Þýtt MR 2004

Kafli 7
Glæra 39



Flokkstilhneiging valinna málmleysingja


Flokkur 6A, Súrefnisflokkurinn

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 5p ⁴	254	9.2 g/cm ³	1.9	812

Prentice Hall © 2003
Þýtt MR 2004

Kafli 7
Glæra 40



Flokkstilhneiging valinna málmleysingja

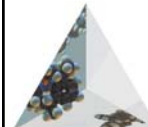
Flokkur 6A, Súrefnisflokkurinn

- Þegar farið er niður flokkinn aukast málmeiginleikar: O₂ er gas, Te er melmingur en Po málmur.
- Súrefni myndar tvö fjölgervi (allotropy), O₂ og óson, O₃. Óson má mynda úr súrefni,

$$3\text{O}_2(g) \rightarrow 2\text{O}_3(g) \quad \Delta H = +284.6 \text{ kJ}$$
- Óson hefur áberandi lykt og er eitrað.

Prentice Hall © 2003
Þýtt MR 2004

Kafli 7
Glæra 41




Flokkstilhneiging valinna málmleysingja

Flokkur 6A, Súrefnisflokkurinn

- Súrefni er sterkur oxari og í efnasamböndum með málmum myndast jónin O²⁻ sem hefur rafeindaskipan eðallofttegundar.
- Súrefni getur haft nokkrar mismunandi oxunartölur: H₂O, H₂O₂, KO₂, O₂, OF₂, -2 og núll eru algengastar.
- Brennisteinn er annað mikilvægt efni í þessum flokki.
- Algengast er að brennisteinn myndi S₈ sameindir sem er gult, fast efni.
- Atómjón brennisteins er súlfíð, S²⁻.

Prentice Hall © 2003
Þýtt MR 2004

Kafli 7
Glæra 42



Flokkstilhneiging valinna málmleysingja


Flokkur 7A, Halógenar

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	3.21 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	4.93 g/cm ³	1.33	1008

Prentice Hall © 2003
Þýtt MR 2004

Kafli 7
Glæra 43




Flokkstilhneiging valinna málmleysingja

Flokkur 7A, Halógenar

- Halógenar eru kröftugir oxarar þeir taka til sín rafeind og mynda anjón,

$$X_2 + 2e^- \rightarrow 2X^-$$
- Flúor er eitt hvarfgjarnasta efni sem þekkt er,


$$2F_2(g) + 2H_2O(l) \rightarrow 4HF(aq) + O_2(g) \quad \Delta H = -758.7 \text{ kJ}$$
- Sem frumefni eru allir halógenarnir tvíatóma sameindir, X₂.



[D-drif](#)

Prentice Hall © 2003
Þýtt MR 2004

Kafli 7
Glæra 44



Flokkstilhneiging valinna málmleysingja


Flokkur 7A, Halógenar

- Klór er mikilvægt efni í iðnaði og er framleitt með rafgreiningu.
- Klór hvarfast við vatn og myndar hypóklórsýrling og saltsýru.

$$Cl_2(g) + H_2O(l) \rightarrow HCl(aq) + HOCl(aq)$$
- Öll vetnissambönd halógena eru rammar sýrur nema HF sem er dauf.

Prentice Hall © 2003
Þýtt MR 2004

Kafli 7
Glæra 45



Flokkstilhneiging valinna málmleysingja

Flokkur 8, Eðallofttegundir

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	[He]2s ² 2p ⁶	27.1	0.90	0.69	2081
Argon	[Ne]3s ² 3p ⁶	87.3	1.78	0.97	1521
Krypton	[Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁶	120	3.75	1.10	1351
Xenon	[Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁶	165	5.90	1.30	1170
Radon	[Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁶	211	9.73	—	1037

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

Prentice Hall © 2003
Þýtt MR 2004

Kafli 7
Glæra 46



Flokkstilhneiging valinna málmleysingja

Flokkur 8, Eðallofttegundir

- Þær eru allar einatóma málmleysingjar.
- Þær eru mjög óhvarfgjarnar vegna þess að þær hafa fullskipuð s- og p-svigrúm.
- Árið 1962 tókst að mynda efnasambönd eðallofttegundar, XeF₂, XeF₄, og XeF₆.
- Núna eru aðeins þekkt tvö efnasambönd til viðbótar, KrF₂ og HArF.

Prentice Hall © 2003
Þýtt MR 2004

Kafli 7
Glæra 47



Lok 7. kafla Lotubundnir eiginleikar frumefna

Prentice Hall © 2003
Þýtt MR 2004

Kafli 7
Glæra 48