

## Fjarnám VMA. EFNA2ME05 – almenn efnafræði Kennslubríf – 3. vika

Nú eru það rafeindirnar en þær ráða miklu um eiginleika atómanna.

### Kaflar 2.2 - 2.4 í rafbók. Að mestu um rafeindir.

Kafli 2.2 heitir skammtatölur. Þarna er þetta efni sett fram nokkuð formlega og líklega er mörgum óhætt að fara ekki djúpt í þetta. Samt eru þarna atriði sem er mjög nauðsynlegt að tileinka sér.

Svigrúm = orbitals eru nokkurskonar líkindarými þar sem ákveðnar rafeindir atóma er að finna.

Ef við setjum fram samantekt á þessu má segja þetta:

Vinsamlega athugaðu að þú þarft ekki að læra þetta utanað, þetta sést í lotukerfinu.

hvolf		undirhvolf	svigrúm	fjöldi rafeinda í undirhvolfi	fjöldi rafeinda í hvoldi
1		1s	1 stk	2	2
2		2s	1 stk	2	
		2p	3 stk ( $p_x p_y p_z$ )	6	$8 = 2 + 6$
3		3s	1 stk	2	
		3p	3 stk ( $p_x p_y p_z$ )	6	$8 = 2 + 6$
		3d	5 stk	10	$18 = 2 + 6 + 10$
4		4s	1 stk	2	$8 = 2 + 6$
		4p	3 stk ( $p_x p_y p_z$ )	6	
		4d	5 stk	10	$18 = 2 + 6 + 10$
		4f	7 stk	14	samanlagt 32

Óreglan varðandi heildarfjölda rafeinda á hvolfi kemur í ljós síðar.

## Fjarnám VMA. EFNA2ME05 – almenn efnafræði Kennslubríf – 3. vika

Skoðaðu vel myndir af lögun svigrúmana, s svigrúm eru kúlulaga, p svigrúm eins og tveir belgir tengdir saman í miðju atómsins og svo frv.

T.d. hér

[https://www.researchgate.net/profile/Jordan\\_Miles2/publication/328225193/figure/fig1/AS:680559974051841@1539269550143/3D-representation-of-s-and-p-atomic-orbitals-of-the-hydrogen-atom.png](https://www.researchgate.net/profile/Jordan_Miles2/publication/328225193/figure/fig1/AS:680559974051841@1539269550143/3D-representation-of-s-and-p-atomic-orbitals-of-the-hydrogen-atom.png)

Þarna er lögun s og p svigrúma sýnd. Ef við berum saman 2s og 3s svigrúmin er 3s einfaldlega bara stærri kúla og það sama á við um 2p og 3p svigrúmin.

Það sem er ekki síður mikilvægt er að skoða orku rafeinda í hverju svigrúmi. Þá má líkja svigrúmunum við hillur þar sem lægsta hillan sem er með lægstu orkuna er 1s svigrúmið. Sjá mynd 2.11 í kennslubók og hér:

[http://chemsite.lsrhs.net/bonding/images/orbital\\_energy\\_diag\\_large.gif](http://chemsite.lsrhs.net/bonding/images/orbital_energy_diag_large.gif)

Þetta meikar sense þegar við skoðum lotukerfið og rafeindaskipan.

Það er gáfulegt að nota Youtube og leita að atomic orbitals.

### Kafli 2.3

Hér vil ég biðja þig að fara ekki of langt í textann í kaflanum heldur nota myndirnar á bls. 41 og 42 til að skoða rafeindaskipan á svigrúm og hvolf og hvernig lotukerfið sýnir okkur það.

Hér tek ég dæmi um Ca atóm sem er með sætistöluna 20 og þar af leiðandi með 20 róteindir og 20 rafeindir líka.

Rafeindirnar raðast svona á svigrúmin



hvolf 1 hefur 2 e-    hvolf 2 hefur 8 e-    hvolf 3 hefur 8 e-    hvolf 4 hefur 2 e-  
samanlagt 20 e-

Horfðu líka á lotukerfið og skoðaðu að Ca er í fjórðu línu / lotu í sæti tvö í fjórðu línu.

Sjá skilaverkefni.

Gildisrafeindir er hugtak sem er notað um þær rafeindir sem eru á ysta hvolfi þ.e. eftir að atóm hefur fyllt 1s eða s og p svigrúm og er komið með 8 rafeindir (2 í tilfalli He atóma). Gildisrafeindir kallast valence electrons á ensku

Hér að ofan er Ca atómið með tvær gildisrafeindir, þ.e. tvær rafeindir á hvolfi 4.

## Fjarnám VMA. EFNA2ME05 – almenn efnafræði Kennslubríf – 3. vika

Lewismyndir (Lewis electron dot diagrams) eru notaðar til að tákna gildisrafeindir.

Hér eru hliðarmálmarnir ekki sýndir. Þeir kallast Transition metals.

Sjá bls. 43 og 44 í bók og hér.

### Lewis Periodic Table Showing Outer Shell (Valence) Electrons

1	2	3	4	5	6	7	8
H•							•He•
Li•	•Be•	•B•	•C•	•N•	•O•	•F•	•Ne•
Na•	•Mg•	•Al•	•Si•	•P•	•S•	•Cl•	•Ar•
K•	•Ca•	•Ga•	•Ge•	•As•	•Se•	•Br•	•Kr•
Rb•	•Sr•	•In•	•Sn•	•Sb•	•Te•	•I•	•Xe•
Cs•	•Ba•						

Lewis formúlur = punktaformúlur = rafeindaformúlurnota punkta til að sýna gildisrafeindir.

Taktu eftir að He hefur tvær = fullt fyrsta hvolf

en öll hin efnin í sama flokki = flokkur eðalgastegunda hafa 8 gildisrafeindir og þær eru sýndar í pörum í allar fjórar áttirnar frá atómtákninu, vinstri, hægri, upp og niður.

**Þetta leiðir okkur að áttureglunni þ.e. að atóm leitast við að hafa 8 gildisrafeindir og ef þau hafa það ekki sjálf losa þau sig við rafeindir eða bæta þeim við sig og þar með myndast jónir eða að atóm samnýta rafeindir og mynda samgild tengi.**

Þetta hér fyrir ofan er sérlega mikilvægt og ástæða til að lesa það nokkrum sinnum þannig að þú skiljir þetta mjög vel.

Í kafla 2.4 er fjallað um jónunarorku eða það hversu erfitt er að taka rafeind af atómi. Það kemur ekki á óvart að auðveldast er að ná einni rafeind af efnum í 1. dálki þ.e. Li, Na, K og svo frv. Það er vegna þess að þau hafa eina gildisrafeind og þegar hún fer burtu kemur fram fullt hvolf rafeinda. Hinsvegar er mjög erfitt að ná næstu rafeind af þeim.

Þessi efni t.d. Na mynda þess vegna eingildar plús jónir  $\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+ + e^-$

**Fjarnám VMA. EFNA2ME05 – almenn efnafræði Kennslubríf – 3. vika**

og rafeindin færast þá til einhvers atóms sem hefur mikla tilhneigingu til að taka til sína rafeindir t.d. Cl.  $\text{Cl} + e^- \rightarrow \text{Cl}^-$

Jónunarorka fyrir fyrstu rafeind er langmest hjá eðalgastegundunum í aftasta dálkinum í lotukerfinu. Til dæmis þarf mjög mikla orku til að taka rafeindir af Ne af því að Ne hefur fullt áttuhvolf og vill hvorki losna við rafeindir né taka til sín rafeindir.

Nóg að sinni

Kveðja – Jóhannes Árnason [johannes.arnason@vma.is](mailto:johannes.arnason@vma.is)