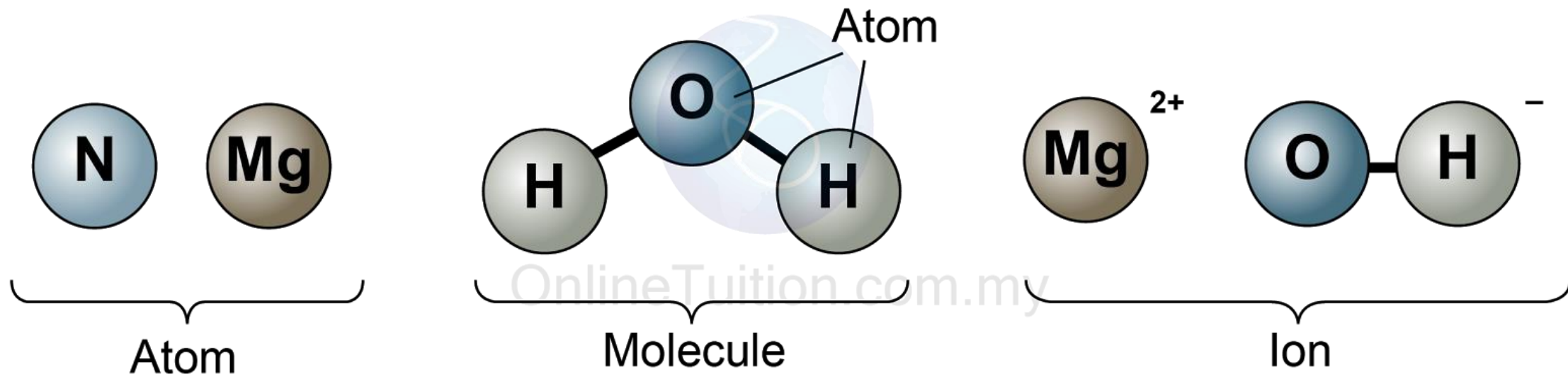




Kafli 2

Atóm, sameindir og jónir

Kafli 2

- Efnafræðin fæst við að skýra eiginleika efna út frá smásærri veröld atóma og sameinda.
 - Skilningur á byggingu og hegðun atóma er lykillinn til þess að skilja eðlis – og efnaeiginleika efnis.
 - Efnin eru fjölbreytt en einungis mynduð úr rúmlega 100 frumefnum og því aðeins rúmlega 100 efnafræðilega ólíkum atómum.
- Í þessum kafla skoðum við byggingu atómsins, myndun sameinda og jóna. Jafnframt kynnumst við nafnakerfi efnasambanda.

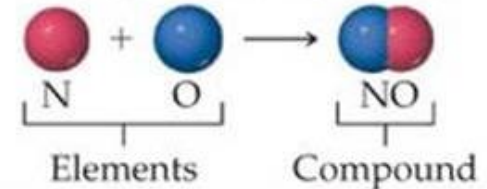
2.1 Atómkenningin

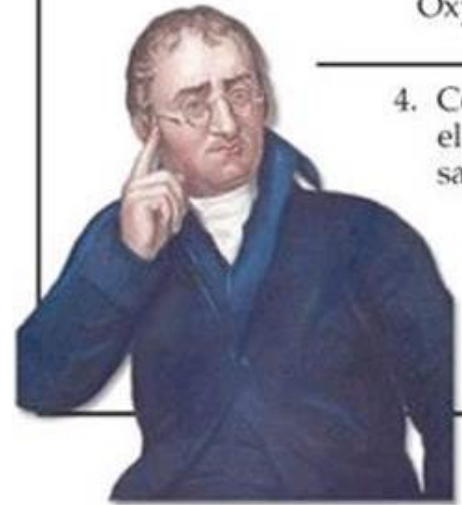
- Heimspekingar fyrri alda reyndu að útskýra breytileika og hegðun efnisins sem heimurinn er gerður úr.
 - Demokrítos (460-370 f.kr.) og aðrir forn-grískir heimspekingar:
 - Efnisheimurinn er gerður úr örsmáum ósýnilegum eindum: Atóm
 - Atóm: Ódeilanlegt, þ.e. ósundranleg heild.
 - Í kenningum Plató og Aristótelesar var ekki gert ráð fyrir ósýnilegum eindum þannig að hugmyndin um atóm féll í gleysku í margar aldir.

2.1 Atómkenningin frh.

- Hugmyndir um atóm komu fram á ný í Evrópu á 18.öld.
- Atómkenningar John Dalton (settar fram á árunum 1803-1807).
 1. Hvert frumefni er samsett úr örsmáum eindum: Atómum.
 2. Öll atóm sama frumefnis eru eins.
 3. Atóm breytast ekki við efnahvarf.
 4. Efnasamband myndast þegar atóm fleiri en eins frumefnis sameinast.

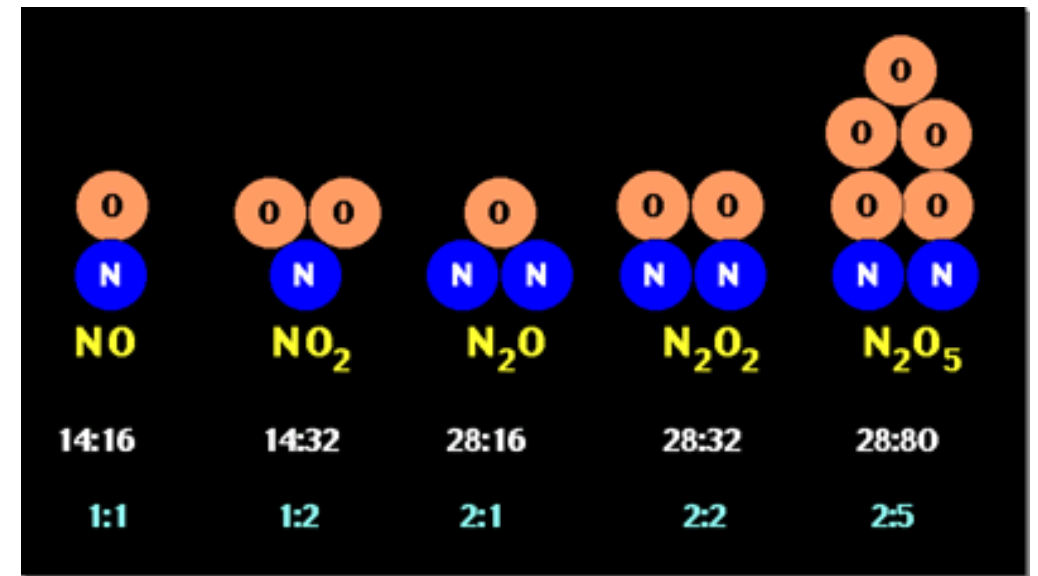
Dalton's Atomic Theory

1. Each element is composed of extremely small particles called atoms.
 An atom of the element oxygen  An atom of the element nitrogen
2. All atoms of a given element are identical, but the atoms of one element are different from the atoms of all other elements.
 Oxygen  Nitrogen
3. Atoms of one element cannot be changed into atoms of a different element by chemical reactions; atoms are neither created nor destroyed in chemical reactions.
Oxygen    Nitrogen
4. Compounds are formed when atoms of more than one element combine; a given compound always has the same relative number and kind of atoms.




2.1 Atómkenningin frh.

- Kenningar Daltons útskýrðu nokkur lögmál um samsetningu efna sem þekkt voru á þessum tíma:
 - **Lögmálið um föst hlutföll:** Í ákveðnu efnasambandi er ætíð sama hlutfall á milli atóma af mismunandi gerð.
 - **Lögmálið um varðveislu massans:** Samanlagður massi efna varðveitist við efnahvarf.
- Dalton setti fram **lögmálið um einföld hlutföll:** Þegar tvö frumefni mynda fleiri en eitt efnasamband, mynda massahlutföll frumefnanna hlutföll í lágum, heilum tölum.



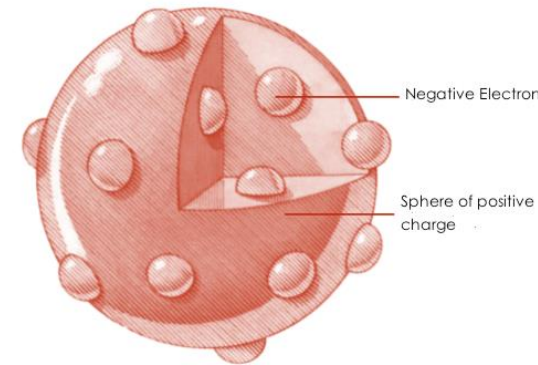
Lögmálið um einföld hlutföll

2.2 Uppgötvun á gerð atómsins

- Atómið er samsett úr örsmáum eindum, öreindum.
 - Í atóminu eru rafhlaðnar eindir, bæði jákvætt hlaðnar eindir (+) og neikvætt hlaðnar eindir (-).
 - Eindir sem hafa sömu hleðslu hrinda hvor annarri frá sér (fráhrindikraftar) en eindir sem hafa gagnstæða hleðslu dragast hvor að annarri (aðdráttarkraftar).
- Skoðum nokkrar mikilvægar uppgötvanir um gerð atómsins:
 - Katóðugeislar og rafeindir
 - Geislavirkni
 - Kjarnaatómið

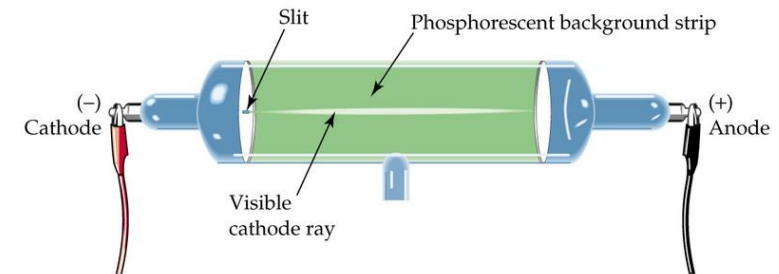
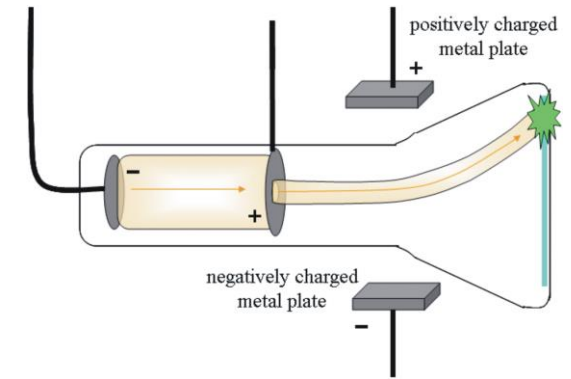
2.2 Uppgötvun á gerð atómsins frh.

- **Katóðugeislar og rafeindir**
 - J.J. Thomson uppgötvaði rafeindina (neikvætt hlaðnar agnir í atómum) með katóðugeislatilraun árið 1897.
 - Katóðugeislar: Straumur neikvætt hlaðinna agna.
 - Sýn Thomson á atómið: „Plum pudding model“. Jákvætt hlaðin kúla með rafeindum á víð og dreif.

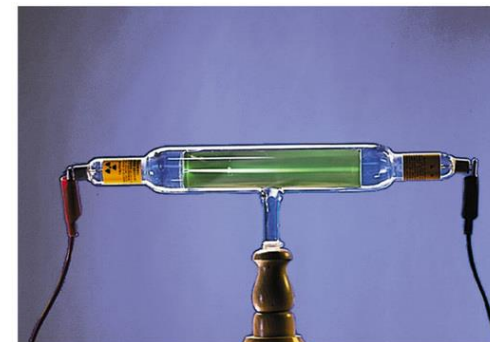


JJ Thomson's Atomic Model

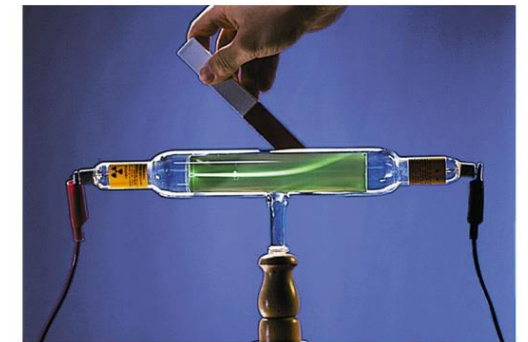
Aya Saeed



(a)



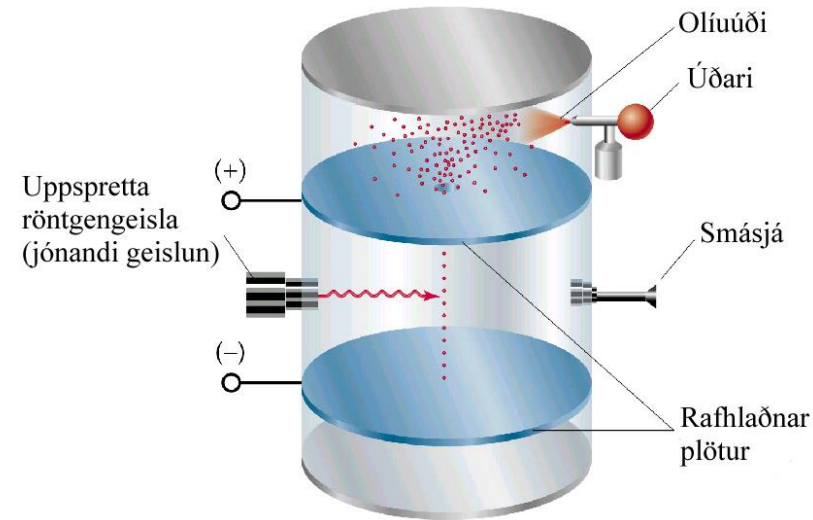
(b)



(c)

2.2 Uppgötvun á gerð atómsins frh.

- J.J. Thomson gat með tilraun sinni fundið hlutfallið á milli hleðslu og massa rafeindarinnar: $1,76 \cdot 10^8 \text{ C/g}$.
- Árið 1909 tókst Robert Millikan að mæla hleðslu einnar rafeindar með olíudropatilraun: $1,60 \cdot 10^{-19} \text{ C}$.
 - Þar með var massi einnar rafeindar fundinn: $9,10 \cdot 10^{-28} \text{ g}$

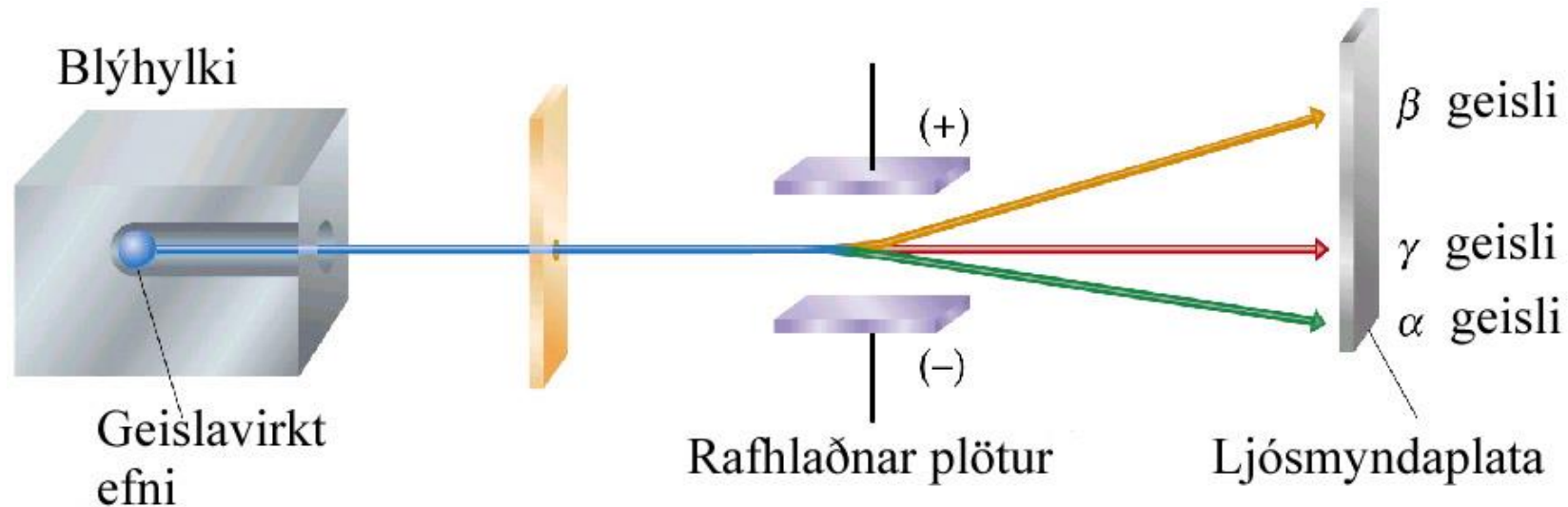


Millikan setti rafhleðslur á litla olíudropa og mældi hversu sterkt rafsvið þurfti til að koma í veg fyrir að einstakir dropar féllu niður á við vegna þyngdarinnar. Massi olíudropans var þekktur og þar með þyngdarkrafturinn sem verkaði á hann. Þannig gat Millikan fundið út rafhleðsluna sem dropinn varð að hafa til að vega upp á móti þyngdarkraftinum. Með því að hafa mismunandi hleðslu á ólíkum dropum, tók hann eftir því að hleðslan var alltaf margfeldi af sömu grunnhleðslu.

2.2 Uppgötvun á gerð atómsins frh.

- **Geislavirkni: Sjálfkrafa orkurík geislun.**

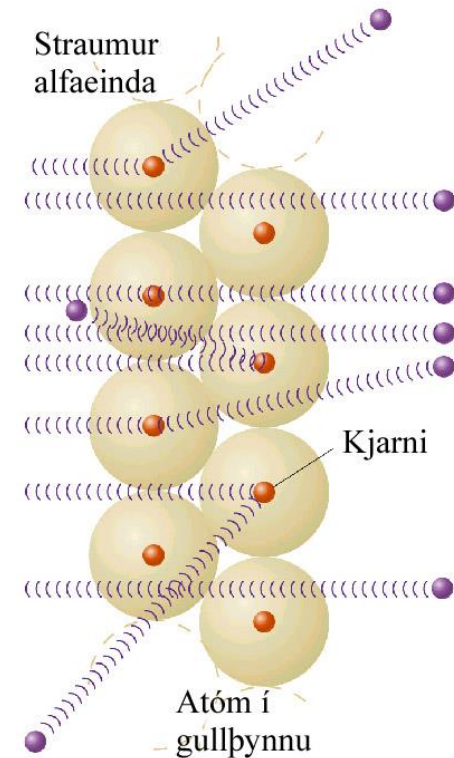
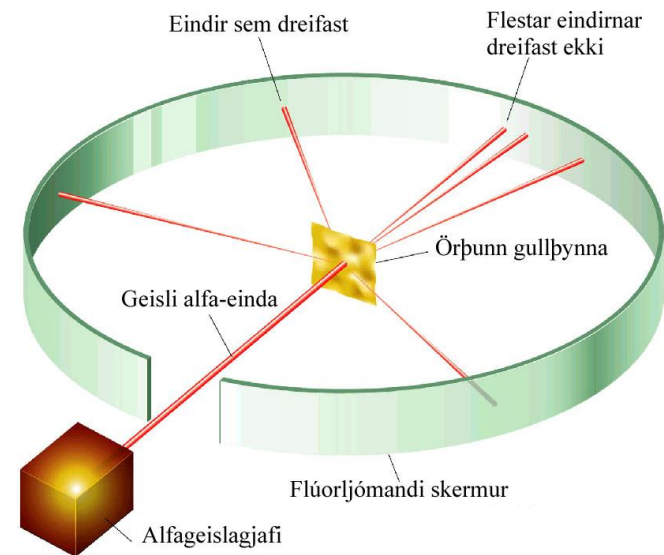
- Þrjár gerðir geisla eru algengastar:
 - β -eindir eru rafeindir (Hleðsla: -1).
 - γ -geislar eru rafsegulbylgjur.
 - α -eindir eru helínkjarnar (Hleðsla: +2).



2.2 Uppgötvun á gerð atómsins frh.

• Kjarnaatómið

- Ernest Rutherford setti fram nýtt líkan af uppbyggingu atómsins árið 1911. Þar gerði hann ráð fyrir því að mestur hluti massa atómsins og öll jákvæð hleðsla þess væri í örlitlu rými sem hann nefndi kjarna.
- Tilraunin sem leiddi Rutherford að þessari niðurstöðu: α -eindum skotið á gullþynnu.
- Nokkru síðar, eða árið 1919, uppgötvaði Rutherford róteindina.
- James Chadwick uppgötvaði nifteindina árið 1932.



A HISTORY OF THE ATOM: THEORIES AND MODELS

How have our ideas about atoms changed over the years? This graphic looks at atomic models and how they developed.

SOLID SPHERE MODEL



JOHN DALTON



1803

Dalton drew upon the Ancient Greek idea of atoms (the word 'atom' comes from the Greek 'atomos' meaning indivisible). His theory stated that atoms are indivisible, those of a given element are identical, and compounds are combinations of different types of atoms.

+ RECOGNISED ATOMS OF A PARTICULAR ELEMENT DIFFER FROM OTHER ELEMENTS

- ATOMS AREN'T INDIVISIBLE - THEY'RE COMPOSED FROM SUBATOMIC PARTICLES

PLUM PUDDING MODEL



J.J. THOMSON



1904

Thomson discovered electrons (which he called 'corpuscles') in atoms in 1897, for which he won a Nobel Prize. He subsequently produced the 'plum pudding' model of the atom. It shows the atom as composed of electrons scattered throughout a spherical cloud of positive charge.

+ RECOGNISED ELECTRONS AS COMPONENTS OF ATOMS

- NO NUCLEUS; DIDN'T EXPLAIN LATER EXPERIMENTAL OBSERVATIONS

NUCLEAR MODEL



ERNEST RUTHERFORD



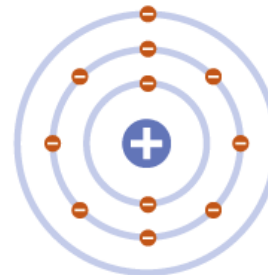
1911

Rutherford fired positively charged alpha particles at a thin sheet of gold foil. Most passed through with little deflection, but some deflected at large angles. This was only possible if the atom was mostly empty space, with the positive charge concentrated in the centre: the nucleus.

+ REALISED POSITIVE CHARGE WAS LOCALISED IN THE NUCLEUS OF AN ATOM

- DID NOT EXPLAIN WHY ELECTRONS REMAIN IN ORBIT AROUND THE NUCLEUS

PLANETARY MODEL



NIELS BOHR



1913

Bohr modified Rutherford's model of the atom by stating that electrons moved around the nucleus in orbits of fixed sizes and energies. Electron energy in this model was quantised; electrons could not occupy values of energy between the fixed energy levels.

+ PROPOSED STABLE ELECTRON ORBITS; EXPLAINED THE EMISSION SPECTRA OF SOME ELEMENTS

- MOVING ELECTRONS SHOULD EMIT ENERGY AND COLLAPSE INTO THE NUCLEUS; MODEL DID NOT WORK WELL FOR HEAVIER ATOMS

QUANTUM MODEL



ERWIN SCHRÖDINGER



1926

Schrödinger stated that electrons do not move in set paths around the nucleus, but in waves. It is impossible to know the exact location of the electrons; instead, we have 'clouds of probability' called orbitals, in which we are more likely to find an electron.

+ SHOWS ELECTRONS DON'T MOVE AROUND THE NUCLEUS IN ORBITS, BUT IN CLOUDS WHERE THEIR POSITION IS UNCERTAIN

+ STILL WIDELY ACCEPTED AS THE MOST ACCURATE MODEL OF THE ATOM



© COMPOUND INTEREST 2016 - WWW.COMPOUNDCHEM.COM | Twitter: @compoundchem | Facebook: www.facebook.com/compoundchem
This graphic is shared under a Creative Commons Attribution-NonCommercial-NoDerivatives licence.



2.3 Gerð atómsins eins og hún er viðurkennd nú

- Í atóminu eru rafhlaðnar öreindir.
- Þrjár öreindir í atóminu sem hafa áhrif á efnaeiginleika atóma:
 - Róteindir (protons): Jákvætt hlaðnar eindir í kjarna atóma.
 - Nifteindir (neutrons): Óhlaðnar eindir í kjarna atóma.
 - Rafeindir (electrons): Neikvætt hlaðnar eindir fyrir utan kjarna atóma.

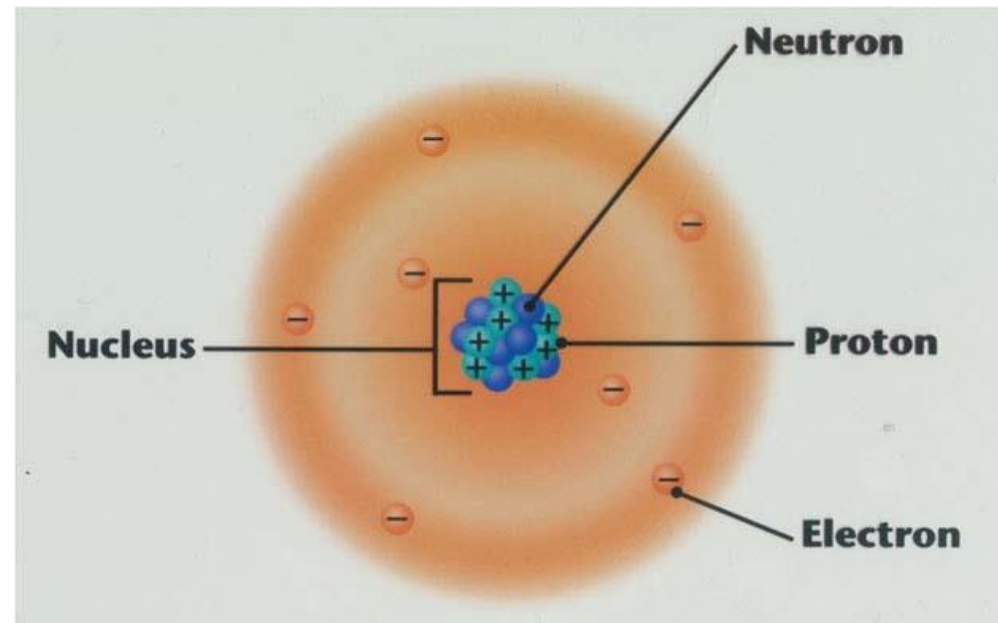
Öreind	Hleðsla	Margfeldi af hleðslu	Massi
Róteind	$+ 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$	1+	1,0073 amu
Rafeind	$- 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$	1-	0,0005486 amu
Nifteind	Óhlaðin	Óhlaðin	1,0087 amu

Stærðin $1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ kallast grunnhleðsla.

C = Coulomb, SI-eining fyrir rafhleðslu.

2.3 Gerð atómsins eins og hún er viðurkennd nú

- Hvert atóm hefur jafn margar rafeindir og róteindir og því eru atómin óhlaðin út á við.



Kjarninn inniheldur mesta hluta massa atóma.

Stærsti hluti rúmmáls atómsins er rýmið þar sem rafeindirnar eru í.

Rafeindirnar ráða miklu um eiginleika atóma og gegna lykilhlutverki í efnahvörfum.

2.3 Gerð atómsins eins og hún er viðurkennd nú

- Massi atóma er táknaður í atómmassaeiningum, amu eða u.
 - $1 \text{ amu} = 1,66054 \cdot 10^{-24} \text{ g}$
 - $1 \text{ g} = 6,02214 \cdot 10^{23} \text{ amu}$
- Atóm eru örsní. Þvermál þeirra er á bilinu:
 - $1 \cdot 10^{-10} \text{ m} - 5 \cdot 10^{-10} \text{ m}$
 - $0,1 \text{ nm} - 0,5 \text{ nm}$
- Lengdareiningin angstrom, Å, er oft notuð til að gefa upp stærðir atóma.
 - $1 \text{ Å} = 1 \cdot 10^{-10} \text{ m}$
 - Þvermál atóma er því $1 - 5 \text{ Å}$

2.3 Gerð atómsins eins og hún er viðurkennd nú

- Dæmi: Þvermál 50 kr myntar er 23 mm. Þvermál silfuratóms er 2,88 Å. Hversu mörg silfuratóm geta verið hlið við hlið í beinni línu þvert yfir myntina?
- Dæmi: Þvermál kolefnisatóms er 1.54 Å. Hversu mörg kolefnisatóm geta verið hlið við hlið í beinni línu þvert yfir blýantsstrik sem er 0,20 mm breitt?

2.3 Gerð atómsins eins og hún er viðurkennd nú.

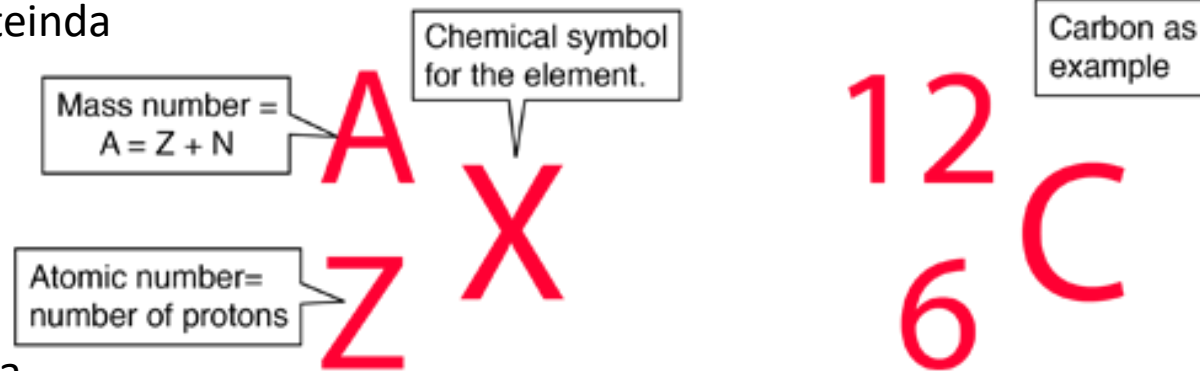
Sætistala, massatala og samsætur

- Öll atóm sama frumefnis hafa jafn margar róteindir í kjarnanum.
- Sætistala (*atomic number*) frumefnis: Fjöldi róteinda í atómum frumefnisins.
 - T.d.
- Í óhlöðnu atómi eru jafn margar róteindir og rafeindir.
 - T.d.
- Fjöldi nifteinda í atómum sama frumefnis getur verið misjafn og því massi atóma sama frumefnis því líka.

2.3 Gerð atómsins eins og hún er viðurkennd nú. Sætistala, massatala og samsætur

- Massatala (*mass number*) er samlagður fjöldi róteinda og nifteinda í atómi.
 - T.d. Kolefni-12

Massatala: Fjöldi róteinda + fjöldi nifteinda



Sætistala: Fjöldi róteinda

(líka fjöldi rafeinda ef atómið er óhlaðið)

2.3 Gerð atómsins eins og hún er viðurkennd nú. Sætistala, massatala og samsætur

- Atóm sem hafa sömu sætistölu en mismunandi massatölu kallast samsætur (*isotopes*).
 - Það er, sami fjöldi róteinda og rafeinda en mismunandi fjöldi nifteinda.
- Nokkrar samsætur kolefnis:

Tákn	Fjöldi róteinda	Fjöldi rafeinda	Fjöldi nifteinda
^{11}C	6	6	5
^{12}C	6	6	6
^{13}C	6	6	7
^{14}C	6	6	8

2.3 Gerð atómsins eins og hún er viðurkennd nú. Sætistala, massatala og samsætur

- Dæmi: Fylltu í töfluna

	Fullgilt tákn	Fjöldi róteinda	Fjöldi rafeinda	Fjöldi nifteinda	Massatala
Fosfór-31	$^{197}_{79}\text{Au}$				
		48			112
Strontín-90		82	82	126	
		76		114	
		29		34	

2.3 Gerð atómsins eins og hún er viðurkennd nú. **Sætistala, massatala og samsætur**

- Dæmi: Í náttúrunni eru þrjár samsætur magnesíns (Mg). Massatölur þeirra eru: 24, 25 og 26.
 - a) Skrifaðu fullgild tákn fyrir þær allar.
 - b) Hversu margar nifteindir eru í hverri samsætu fyrir sig?

2.4 Atómmassi

Atómmassaeiningin (*atomic mass unit*), amu eða u

- Hentugt er að nota atómmassaeininguna, amu, þegar verið er að fást við lítinn massa.
- Nákvæm skilgreining á atómmassaeiningunni: Samsætan ^{12}C er nákvæmlega 12 amu (12,0000 amu).
- Þannig er $1 \text{ amu} = 1/12$ af massa ^{12}C .
- 1 amu vegur nákvæmlega $1,66054 \cdot 10^{-24} \text{ g}$

2.4 Atómmassi

Meðalatómmassi (*average atomic mass*)

- Í náttúrunni finnast flest frumefni sem blanda af samsætum.
- Hægt er að finna meðalatómmassa frumefnis út frá massa samsætanna og hlutfalli þeirra:

$$\text{Meðalatómmassi} = \sum_{\substack{\text{Allra samsæta} \\ \text{frumefnisins}}} [(\text{massi samsætu}) \cdot (\text{hlutfall samsætu})]$$

- Dæmi: Í náttúrunni eru aðallega tvær samsætur kolefnis: 98,93% af ^{12}C og 1,07% af ^{13}C .
 - Massi ^{12}C = 12,0000 amu
 - Massi ^{13}C = 13,00335 amu.

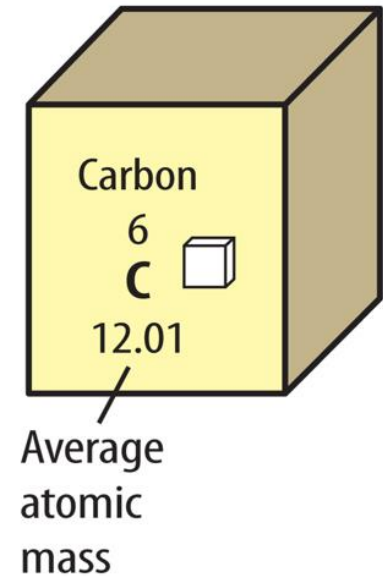
Hver er meðalatómmassi kolefnis?

2.4 Atómmassi

Meðalatómmassi (*average atomic mass*)

- Meðalatómmassinn er oftast bara nefndur Atómmassi frumefnis og hann sést í lotukerfinu.
- Dæmi: Í náttúrunni eru þrjár samsætur af kísil:
 - ^{28}Si : 92,23% ; massi: 27,97693 amu
 - ^{29}Si : 4,68% ; massi: 28,97549 amu
 - ^{30}Si : 3,09% ; massi: 29,97377 amu

Hver er atómmassi kísils?



2.4 Atómmassi

Dæmi: í náttúrunni finnast tvær stöðugar samsætur af ákveðnu frumefni:

Samsæta 1: Magn: 75,78% , massi: 34,969 amu.

Samsæta 2: Magn: 24,22% , massi: 36,966 amu.

Hver er meðalatómmassi frumefnisins og hvaða frumefni er þetta?

Lotukerfið

Flokkur

1,00794 1 H Vetni 14,0067 7 N Nitur												1,00794 1 H Vetni	4,0026 2 He Helín																								
Alkalímálmar 1 IA		Jarð-alkalímálmar 2 IIA										Halógenar 17 VIIA																									
6,941	3 Li	9,0122	4 Be	Hliðarmálmar								10,811	5 B	12,011	6 C	14,0067	7 N	15,9994	8 O	18,9984	9 F	20,1797	10 Ne														
22,9898	11 Na	24,3050	12 Mg	3 IIIB	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIB	8 VIII	9 VIII	10 VIII	11 IB	12 IIB	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar	39,948	18 Ar																
39,0983	19 K	40,078	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	78,96	35 Br	83,80	36 Kr														
85,47	37 Rb	87,62	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	126,90	53 I	131,29	54 Xe														
132,91	55 Cs	137,33	56 Ba	57 La ⁺	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	(209)	84 Po	(222)	86 Rn														
(223)	87 Fr	226,03	88 Ra	89 Ac ⁺	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Nh	114 Fl	115 Mc	116 Lv	117 Ts	118 Og	?	117 Ts	?	118 Og														
Lanpaniðar 6 ⁺		140,12	58 Ce	140,91	59 Pr	144,24	60 Nd	(145)	61 Pm	150,36	62 Sm	151,96	63 Eu	157,25	64 Gd	158,92	65 Tb	162,5	66 Dy	164,93	67 Ho	167,26	68 Er	168,93	69 Tm	173,04	70 Yb	174,97	71 Lu								
Aktíniðar 7 ⁺		232,04	90 Th	231,04	91 Pa	238,03	92 U	237,05	93 Np	(244)	94 Pu	(243)	95 Am	(247)	96 Cm	(247)	97 Bk	(251)	98 Cf	(252)	99 Es	(257)	100 Fm	(258)	101 Md	(259)	102 No	(260)	103 Lr								
			Fransín		Radin		Aktín		Rutherfordín		Dubnín		Seborgín		Bórín		Hassín		Meltnerín		Darmstatín		Röntgenín		Kópernikín		Nihonín		Fleróvín		Moskóvín		Livermorín		Tennessín		Oganessón

LOTA / RÖÐ

2.5 Lotukerfið

- Fyrsti vísir að lotukerfinu kom fram árið 1869. Upphafsmaður: Dmitri Mendeleev.
- Lotukerfið: Myndræn framsetning á lotulögmálinu:
 - Ákveðnir efna- og eðliseiginleikar endurtaka sig lotubundið þegar frumefnunum er raðað eftir hækkandi sætistölu (róteindafjölda).
- Frumefni í sama flokki lotukerfisins hafa oft svipaða efna - og eðliseiginleika.
- Í dag eru þekkt 118 frumefni. Fyrstu 94 finnast í náttúrunni, hin hafa einungis verið búin til á tilraunastofum eða í kjarnakljúfum.

Lotukerfið

1,00794 1 ¹H Vetni 14,0067 7 ¹⁴N Nitur 1,00794 1 ¹H Vetni 4,0026 2 ¹⁶O Helín															
Alkalímálmar		Jörð-alkalímálmar		Hliðarmálmar											
1	2													17	18
IA	IIA													VIIA	Edalloft-tegundir
6,941	9,0122													10,811	18
3 ⁷ Li	4 ⁹ Be													5 ¹¹ B	2 ⁴ He
Líþín	Beryllín													6 ¹² C	Helín
22,9898	24,3050													7 ¹⁴ N	Neon
11 ²³ Na	12 ²⁴ Mg	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12				
Natrín	Magnesín	IIIB	IVB	VB	VIB	VII B	VIII			IB	IIB				
39,0983	40,078	44,9559	47,88	50,942	51,996	54,938	55,847	58,933	58,69	63,55	65,39	69,72	72,59	74,922	78,96
19 ³⁹ K	20 ⁴⁰ Ca	21 ⁴¹ Sc	22 ⁴⁸ Ti	23 ⁵¹ V	24 ⁵² Cr	25 ⁵⁵ Mn	26 ⁵⁶ Fe	27 ⁵⁹ Co	28 ⁵⁹ Ni	29 ⁶⁴ Cu	30 ⁶⁵ Zn	31 ⁷⁰ Ga	32 ⁷³ Ge	33 ⁷⁵ As	34 ⁷⁹ Se
Kalín	Kalsín	Skandín	Títan	Vanadín	Krómm	Mangan	Járn	Kóbalt	Nikkell	Kopar	Sínk	Gallín	German	Arsen	Selen
85,47	87,62	88,906	91,22	92,906	95,94	(98)	101,07	102,91	106,42	107,87	112,41	114,82	118,71	121,75	127,60
37 ⁸⁵ Rb	38 ⁸⁸ Sr	39 ⁸⁹ Y	40 ⁹¹ Zr	41 ⁹³ Nb	42 ⁹⁶ Mo	43 ⁹⁸ Tc	44 ¹⁰¹ Ru	45 ¹⁰¹ Rh	46 ¹⁰⁶ Pd	47 ¹⁰⁸ Ag	48 ¹¹² Cd	49 ¹¹⁵ In	50 ¹¹⁷ Sn	51 ¹²¹ Sb	52 ¹²⁸ Te
Rúbidín	Strontín	Yttrín	Sirkon	Níóbín	Molýbden	Teknetín	Rúþen	Ródín	Palladín	Sílfur	Kadmín	Indín	Tín	Antimon	Tellúr
132,91	137,33	138,91	178,49	180,95	183,85	186,21	190,2	192,22	195,08	196,97	200,59	204,38	207,2	208,98	(209)
55 ¹³³ Cs	56 ¹³⁷ Ba	57 ¹³⁹ La ⁺	72 ¹⁷⁸ Hf	73 ¹⁸¹ Ta	74 ¹⁸⁴ W	75 ¹⁸⁷ Re	76 ¹⁹⁰ Os	77 ¹⁹² Ir	78 ¹⁹⁵ Pt	79 ¹⁹⁷ Au	80 ²⁰¹ Hg	81 ²⁰⁴ Tl	82 ²⁰⁷ Pb	83 ²⁰⁹ Bi	84 ²¹⁰ Po
Sesín	Barín	Lanþan	Hafnín	Tantal	Volfram	Renín	Osmín	Iridín	Platina	Gull	Kvikasilfur	Þallín	Blý	Bismút	Pólón
(223)	226,03	227,03	(261)	(262)	(263)	(262)	?	?	?	?	?	?	?	?	?
87 ²²³ Fr	88 ²²⁶ Ra	89 ²²⁷ Ac ⁺	104 ²⁶¹ Rf	105 ²⁶² Db	106 ²⁶³ Sg	107 ²⁶² Bh	108 [?] Hs	109 [?] Mt	110 [?] Ds	111 [?] Rg	112 [?] Cn	113 [?] Nh	114 [?] Fl	115 [?] Mc	116 [?] Lv
Fransín	Radín	Aktín	Rutherfordín	Dubnín	Seborgín	Bórín	Hassín	Meltnerín	Darmstatín	Röntgenín	Kópernikín	Nihonín	Fleróvín	Moskóvín	Livermorín
Tregir málmar															
Lanþaniðar 6 ⁺		140,12	140,91	144,24	(145)	150,36	151,96	157,25	158,92	162,5	164,93	167,26	168,93	173,04	174,97
		58 ¹⁴⁰ Ce	59 ¹⁴¹ Pr	60 ¹⁴⁴ Nd	61 ⁽¹⁴⁵⁾ Pm	62 ¹⁵⁰ Sm	63 ¹⁵¹ Eu	64 ¹⁵⁷ Gd	65 ¹⁵⁹ Tb	66 ¹⁶³ Dy	67 ¹⁶⁵ Ho	68 ¹⁶⁷ Er	69 ¹⁶⁹ Tm	70 ¹⁷³ Yb	71 ¹⁷⁵ Lu
		Serín	Praseóðým	Neóðým	Prómeþín	Samarín	Evróþín	Gadólin	Terþín	Dysprósín	Hólmin	Erbín	Túlín	Ytterþín	Lútesín
		232,04	231,04	238,03	237,05	(244)	(243)	(247)	(247)	(251)	(252)	(257)	(258)	(259)	(260)
Aktíníðar 7 ⁺		90 ²³² Th	91 ²³¹ Pa	92 ²³⁸ U	93 ²³⁷ Np	94 ⁽²⁴⁴⁾ Pu	95 ⁽²⁴³⁾ Am	96 ⁽²⁴⁷⁾ Cm	97 ⁽²⁴⁷⁾ Bk	98 ⁽²⁵¹⁾ Cf	99 ⁽²⁵²⁾ Es	100 ⁽²⁵⁷⁾ Fm	101 ⁽²⁵⁸⁾ Md	102 ⁽²⁵⁹⁾ No	103 ⁽²⁶⁰⁾ Lr
		Þórín	Prótaktín	Úran	Neptún	Plúton	Amerikín	Kúrín	Berkelín	Kalifornín	Einsteinín	Fermin	Mendelevín	Nóbelín	Lárensín

Málmar

3/4 allra frumefna eru málmar (91 stk.)

- Einkennandi fyrir þá:
 - Málmgljái.
 - Góðir leiðarar.
 - Eru mótanlegir.
 - Eru sveigjanlegir.
 - Allir í föstu formi við herbergishita nema kvikasilfur (Hg).



Málmleysingar

- 17 frumefni eru málmleysingar:
 - Mjög mismunandi í útliti.
 - Ýmist föst efni, vökvar eða lofttegundir
 - Hafa ekki skínandi yfirborð.
 - Leiða illa varma og rafstraum.
 - Bræðslumark þeirra er yfirleitt lægra en hjá málum.



Málmar

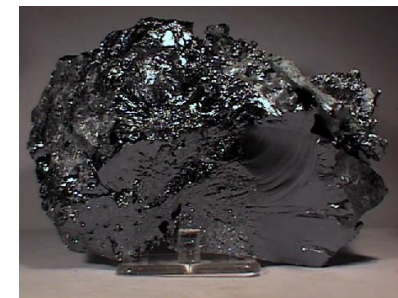
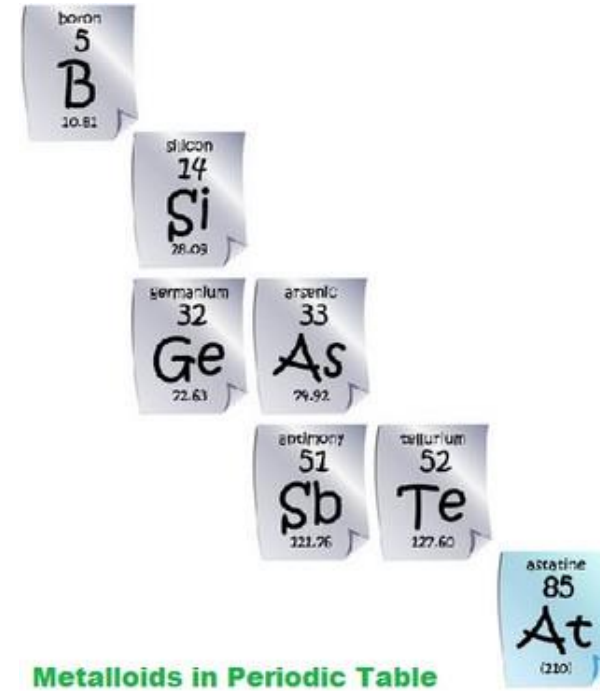
- Skínandi yfirborð;
málmgljái.
- Mótanleiki;
sveigjanleiki.
- Leiða vel varma og
rafstraum.

Málmleysingar

- Ekki skínandi yfirborð.
- Stökkir/brothættir.
- Lélegir leiðarar.

Hálfmálmar / Melmingar

- Hálfmálmar hafa eiginleika sem einkenna bæði málma og málmleysingja.
 - t.d. Kísill (Si): Hefur málmgljáa en er stökkt eins og málmleysingi.
- Hálfmálmar eru notaðir í hálfleiðarataækni



Nokkrir flokkar lotukerfisins:

1 (1A): Alkalímálmur

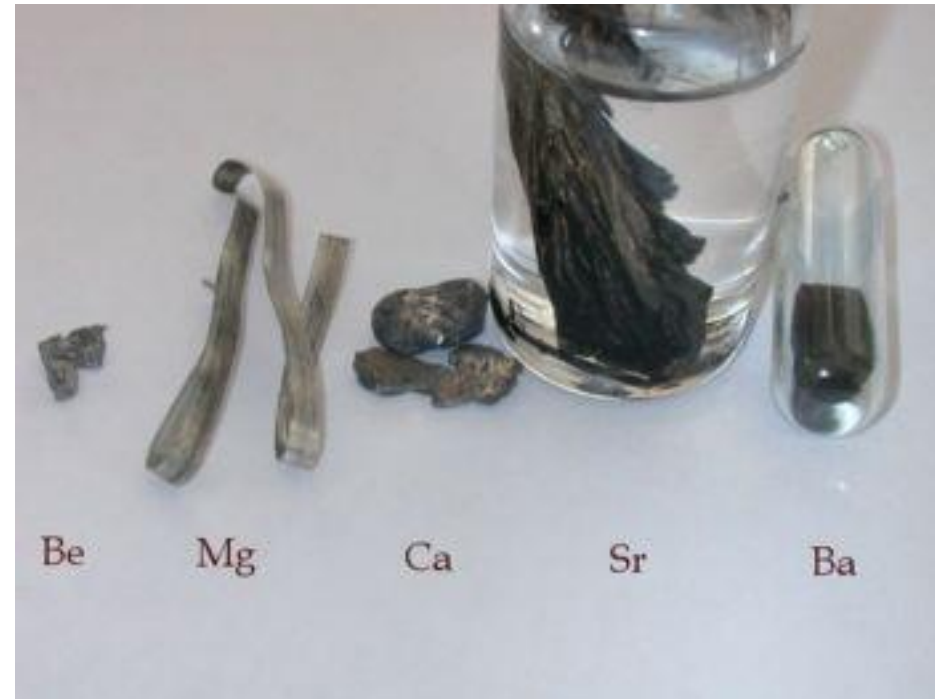
- Mjúkir/linir.
- Silfurlitaðir.
- Hafa málmgljáa.
- Leiða vel varma og rafstraum.
- Hvarfast kröftuglega við vatn.



Nokkrir flokkar lotukerfisins:

2 (2A): jarðalkalímálmar

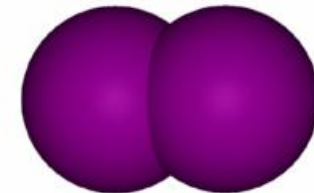
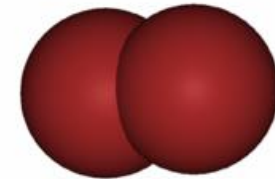
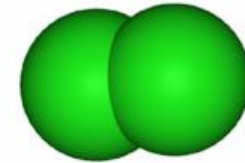
- Eru allir í föstu formi við herbergishita.
- Munur á jarðalkalímálmum og alkalímálmum er m.a. að jarðalkalímálmarnir:
 - Eru harðari
 - Hafa meiri eðlismassa
 - Hærra bræðslumark



Nokkrir flokkar lotukerfisins:

17 (7A): Halógenar

- Allir halógenarnir eru í tvíatóma sameindum, X_2
- Flúor er ljósgult gas.
- Klór er gulgrænt gas.
- Bróm er rauðbrúnn vökvi.
- Joð er grásvart fast efni.
- Astat er mjög sjaldgæft og geislavirkt.



Nokkrir flokkar lotukerfisins:

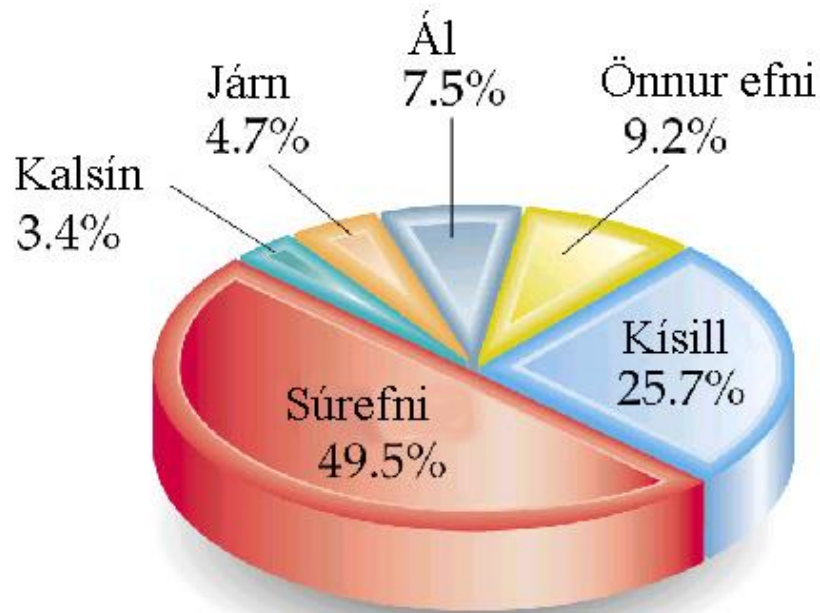
18 (8A): Eðallofttegundir

- Einatóma, einu frumefnin sem finnast stök í náttúrunni.
- Í gasformi við stofuhita.
- Árið 1962 tókst að mynda efnasambönd eðallofttegundar, XeF_2 , XeF_4 , og XeF_6 .
- Núna eru aðeins þekkt tvö efnasambönd til viðbótar, KrF_2 og HArF .
- Radon er mjög geislavirkt.



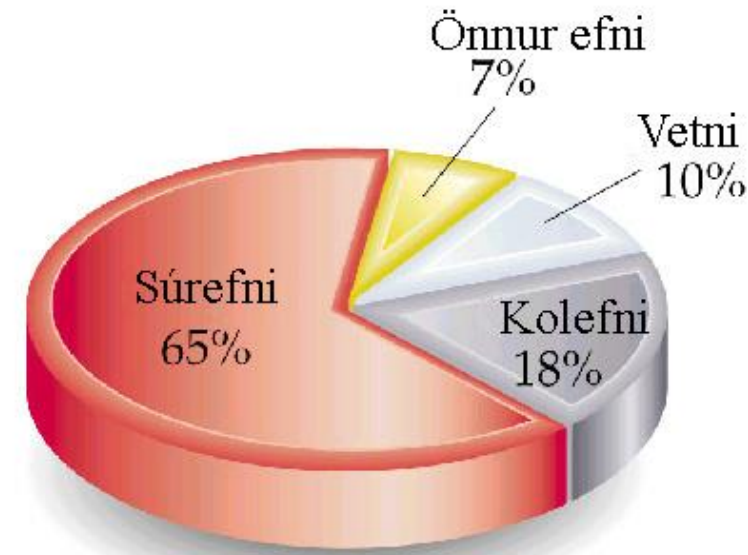
2.5 Lotukerfið.

- Algengustu frumefnin í jarðskorpunni og líkamanum m.v. massa.



Jarðskorpan

(a)



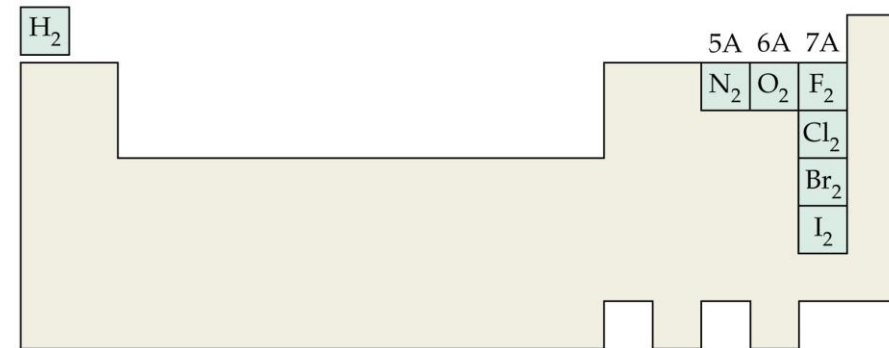
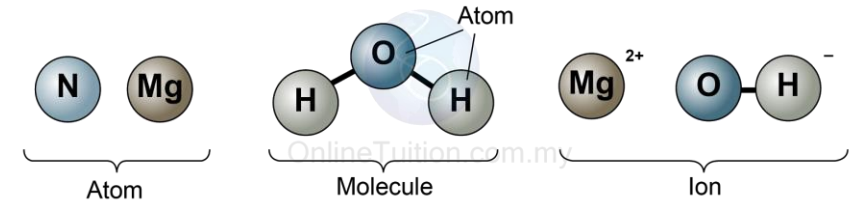
Mannslíkaminn

(b)

2.6 Sameindir og sameindaefni

- Sameindir og efnaformúlur

- Atóm er minnsta „sjálfstæða“ eining frumefnis. Aðeins eðallofttegundirnar finnast sem stök atóm í náttúrunni. Flest efni eru gerð úr sameindum eða jónum (sem eru myndaðar úr atómum).
- **Sameind** (*molecule*): Tvö eða fleiri atóm tengd saman. Sameindir má tákna með efnaformúlu sem sýnir hlutfall atóma í sameindinni.
 - T.d. N_2 , O_3 , H_2O , $\text{C}_{11}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$.
- **Tvíatóma sameind**: Sameind gerð úr tveimur atómum af sömu gerð.
 - H_2 , O_2 , N_2 , F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2



2.6 Sameindir og sameindaefni

- Sameindir og efnaformúlur

- **Sameindaefni:** Efnasamband sem er gert úr fleiri en einni tegund atóma.
 - T.d. H_2O , $\text{C}_{10}\text{H}_{22}$, SF_6 , P_4O_{10} , $\text{C}_{17}\text{H}_{23}\text{NO}_3$
- Flest sameindaefni eru samsett eingöngu úr: _____.

2.6 Sameindir og sameindaefni

-Sameindaformúla og reynsluformúla

- Sameindaformúla: Efnaformúla sem sýnir heildarfjölda atóma af hverri gerð í sameindaefninu.
- Reynsluformúla: Efnaformúla sem sýnir lægsta heila hlutfall atóma í sameindaefninu.
- Sameindarformúla gefur meiri upplýsingar um sameindaefnið en reynsluformúlan.
 - Við efnagreiningar fæst oft eingöngu reynsluformúlan fyrst og síðan þarf að framkvæma frekari tilraunir til að komast að sameindarformúlunni.

2.6 Sameindir og sameindaefni

-Sameindaformúla og reynsluformúla

Dæmi: Finndu reynsluformúlur eftirtalinna sameindaefna:

Dæmi	Sameindarformúla	Reynsluformúla
Vetnisperoxíð	H_2O_2	
Koldíoxíð	CO_2	
Eten	C_2H_4	
Glúkósi	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$	
Tetrafosfórhexaoxíð	P_4O_6	
Bórasín	$\text{B}_3\text{H}_6\text{N}_3$	

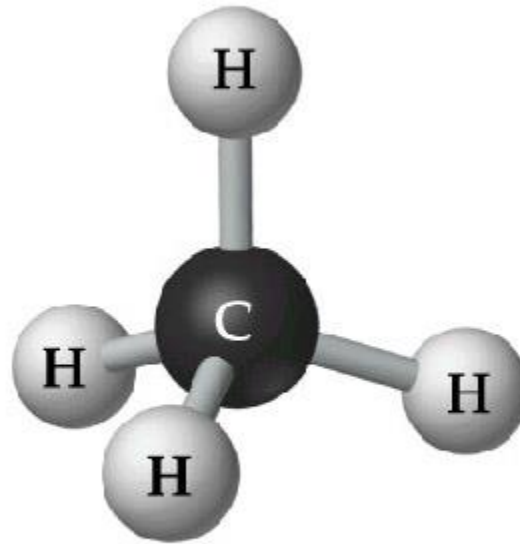
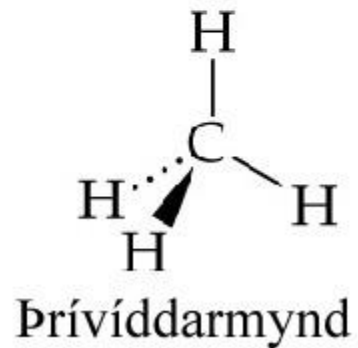
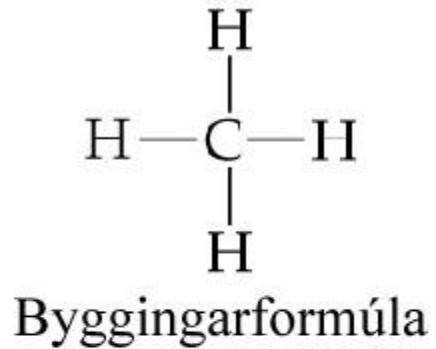
2.6 Sameindir og sameindaefni

-Myndir sameinda

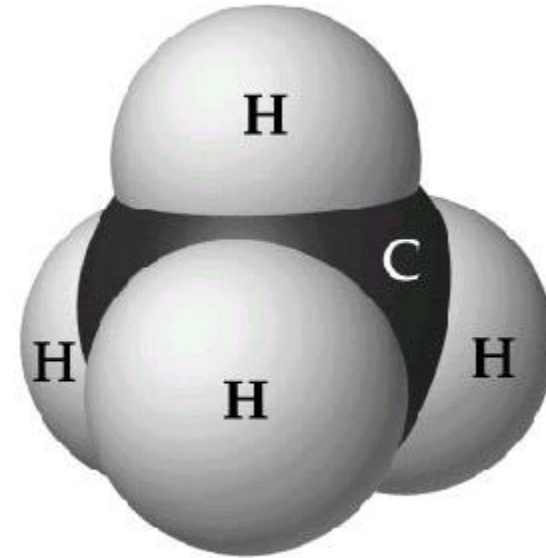
- **Sameindarformúla** efnis sýnir heildarfjölda atóma af hverri gerð í sameindinni en ekki hvernig atómin eru tengd saman.
 - Sameindir eru þrívíðir hlutir.
 - Oft eru sameindir teiknaðar sem tvívíðir hlutir.
- **Byggingarformúla** efnis sýnir hvaða atóm eru tengd saman í sameindinni.
 - Byggingarformúlur sýna sjaldan nákvæma lögun sameindarinnar.
 - Þegar byggingarformúla á að sýna lögun sameindar er það gert með þrívíddarmynd af sameindinni eða með því að nota sameindarlíkön.

2.6 Sameindir og sameindaefni

-Myndir sameinda



Kúlu-pinna-líkan



Sameindarlíkan

2.7 Jónir og jónaefni

- Kjarni atóma breytist ekki við (venjuleg) efnahvörf en atóm geta hins vegar gefið frá sér eða bætt við sig rafeindum.
- Jón: Hlaðin eind sem myndast þegar rafeindum fækkar eða fjölgar á atómi.
- Katjón: Jákvætt hlaðin jón (+ jón), þ.e. atóm hefur gefið frá sér rafeind/-ir.
 - T.d.
- Anjón: Neikvætt hlaðin jón (- jón), þ.e. atóm hefur tekið við rafeind/-um.
 - T.d.

2.7 Jónir og jónaefni

- Almenn regla:
 - Atóm málma gefa frá sér rafeind/-ir og mynda katjónir (+)
 - Atóm málmleysingja taka til sína rafeind/-ir og mynda anjónir (-)
- Auk atómjóna (t.d. Na^+ , Br^-) eru til sameindajónir.
- Sameindajónir: Tvö eða fleiri atóm tengd saman, þ.e. sameindir, sem hafa hleðslu.
 - T.d. NO_3^- , NH_4^+ , SO_4^{2-} , PO_4^{3-}
- Jónir hafa allt aðra eiginleika en atómin sem þær eru myndaðar úr. Hleðslan breytir hegðun atómanna.

2.7 Jónir og jónaefni

- Dæmi: Fylltu í töfluna:

Fullgilt tákn	Fjöldi róteinda (+)	Fjöldi Rafeinda (-)	Fjöldi nifteinda	Heildarhleðsla
		10	10	1-
${}^{56}_{26}\text{Fe}^{3+}$				
	79	78	117	
	86		136	0
	80		121	2+
		33	42	0
${}^{48}_{22}\text{Ti}^{3+}$				
	52		75	2-
${}^{79}_{35}\text{Br}^{-}$				

2.7 Jónir og jónaefni

- Að spá um hleðslu jónar

- Mörg atóm taka við eða gefa frá sér rafeindir til að ná sama stöðuga ástandi og eðallofttegundin sem er næst þeim.
 - T.d.
- Dæmi: Segðu til um stöðugustu/algengustu jón:
 - a) Baríns
 - b) Súrefnis
 - c) Áls
 - d) Flúors
 - e) Niturs

2.7 Jónir og jónaefni

- Að spá um hleðslu jónar

- Fjöldi rafeinda sem atóm missir eða tekur við er því háð stöðu þess í lotukerfinu.
 - Flokkur 1, alkalímálmar: 1+ jónir
 - Flokkur 2, jarðalkalímálmar: 2+ jónir
 - Flokkur 16, súrefnisflokkurinn: 2- jónir
 - Flokkur 17, halógenar: 1- jónir
- Þessi regla gildir þó ekki um alla flokka lotukerfisins.

+1

Common Ionic States of the Elements

1 H⁺ HYDROGEN																	2 He HELIUM														
3 Li⁺ LITHIUM	4 Be²⁺ BERYLLIUM																	5 B BORON	6 C CARBON	7 N³⁻ NITROGEN	8 O²⁻ OXYGEN	9 F⁻ FLUORINE	10 Ne NEON								
11 Na⁺ SODIUM	12 Mg²⁺ MAGNESIUM																	13 Al³⁺ ALUMINIUM	14 Si SILICON	15 P³⁻ PHOSPHORUS	16 S²⁻ SULFUR	17 Cl⁻ CHLORINE	18 Ar ARGON								
19 K⁺ POTASSIUM	20 Ca²⁺ CALCIUM	21 Sc³⁺ SCANDIUM	22 Ti³⁺ Ti⁴⁺ TITANIUM	23 V³⁺ V⁵⁺ VANADIUM	24 Cr²⁺ Cr³⁺ CHROMIUM	25 Mn²⁺ Mn⁴⁺ MANGANESE	26 Fe²⁺ Fe³⁺ IRON	27 Co²⁺ Co³⁺ COBALT	28 Ni²⁺ Ni³⁺ NICKEL	29 Cu⁺ Cu²⁺ COPPER	30 Zn²⁺ ZINC	31 Ga³⁺ GALLIUM	32 Ge⁴⁺ GERMANIUM	33 As³⁻ ARSENIC	34 Se²⁻ SELENIUM	35 Br⁻ BROMINE	36 Kr KRYPTON														
37 Rb⁺ RUBIDIUM	38 Sr²⁺ STRONTIUM	39 Y³⁺ YTTRIUM	40 Zr⁴⁺ ZIRCONIUM	41 Nb³⁺ Nb⁵⁺ NIOBIUM	42 Mo⁶⁺ MOLYBDENUM	43 Tc⁷⁺ TECHNETIUM	44 Ru³⁺ Ru⁴⁺ RUTHENIUM	45 Rh³⁺ RHODIUM	46 Pd²⁺ Pd⁴⁺ PALLADIUM	47 Ag⁺ SILVER	48 Cd²⁺ CADMIUM	49 In³⁺ INDIUM	50 Sn²⁺ Sn⁴⁺ TIN	51 Sb³⁺ Sb⁵⁺ ANTIMONY	52 Te²⁻ TELLURIUM	53 I⁻ IODINE	54 Xe XENON														
55 Cs⁺ CESIUM	56 Ba²⁺ BARIUM	71 Lu³⁺ LUTETIUM	72 Hf⁴⁺ HAFNIUM	73 Ta⁵⁺ TANTALUM	74 W⁶⁺ TUNGSTEN	75 Re⁷⁺ RHENIUM	76 Os⁴⁺ OSMIUM	77 Ir⁴⁺ IRIDIUM	78 Pt²⁺ Pt⁴⁺ PLATINUM	79 Au⁺ Au³⁺ GOLD	80 Hg₂²⁺ Hg²⁺ MERCURY	81 Tl⁺ Tl³⁺ THALLIUM	82 Pb²⁺ Pb⁴⁺ LEAD	83 Bi³⁺ Bi⁵⁺ BISMUTH	84 Po²⁺ Po⁴⁺ POLONIUM	85 At⁻ ASTATINE	86 Rn RADON														
87 Fr⁺ FRANCIUM	88 Ra²⁺ RADIUM	103 Lr³⁺ LAWRENCIUM																57 La³⁺ LANTHANUM	58 Ce³⁺ CERIUM	59 Pr³⁺ PRASEODYMIUM	60 Nd³⁺ NEODYMIUM	61 Pm³⁺ PROMETHIUM	62 Sm²⁺ Sm³⁺ SAMARIUM	63 Eu²⁺ Eu³⁺ EUROPIUM	64 Gd³⁺ GADOLINIUM	65 Tb³⁺ TERBIUM	66 Dy³⁺ DYSPROSIUM	67 Ho³⁺ HOLMIUM	68 Er³⁺ ERBIUM	69 Tm³⁺ THULIUM	70 Yb³⁺ YTTERBIUM
			89 Ac³⁺ ACTINIUM	90 Th⁴⁺ THORIUM	91 Pa⁴⁺ Pa⁵⁺ PROTACTINIUM	92 U⁴⁺ U⁶⁺ URANIUM	93 Np⁵⁺ NEPTUNIUM	94 Pu⁴⁺ Pu⁴⁺ PLUTONIUM	95 Am³⁺ Am⁴⁺ AMERICIUM	96 Cm³⁺ CURIUM	97 Bk³⁺ BERKELIUM	98 Cf³⁺ CALIFORNIUM	99 Es³⁺ EINSTEINIUM	100 Fm³⁺ FERMIUM	101 Md²⁺ Md³⁺ MENDELEVIUM	102 No²⁺ No³⁺ NOBELIUM															

+2

Atomic number

Common ionic state

Element name

1

H⁺

HYDROGEN

+2

Atomic number

Common ionic state

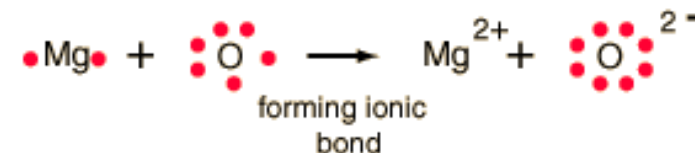
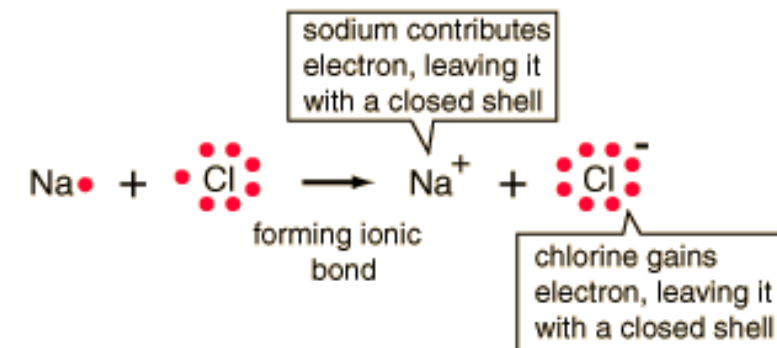
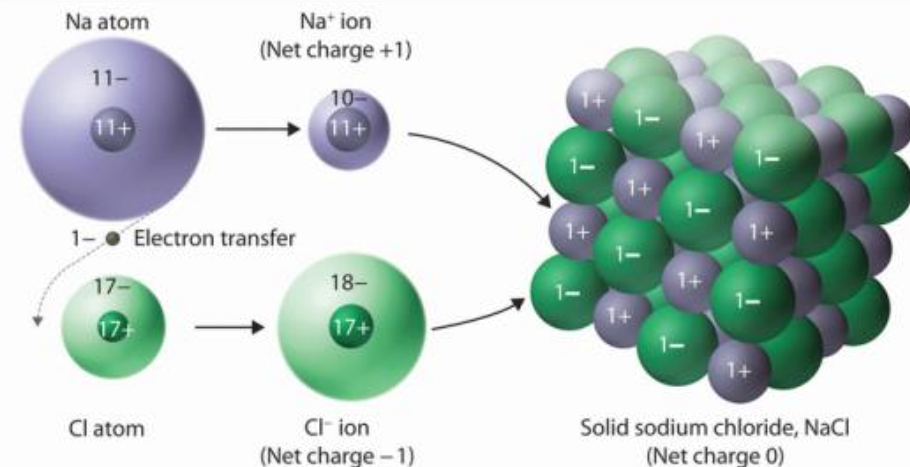
Element name

2.7 Jónir og jónaefni - Jónaefni

- Í mörgum efnahvörfum flytjast rafeindir á milli efna. Jónir myndast þegar rafeindir flytjast á milli óhlaðinna efniseinda.

- T.d.

- Jónaefni: Efnasamband sem í eru bæði jákvæðar og neikvæðar jónir.



2.7 Jónir og jónaefni

- Jónaefni

- Oft er hægt að spá hvort efnasamband sé jónaefni eða sameindaefni.
Almennt gildir:
 - **Jónaefni: Málmur + málmeysingi/málmeysingar.**
 - T.d. NaCl, BaS, Mg(OH)₂, LiNO₃
 - **Sameindaefni: Eingöngu málmeysingar.**
 - T.d. CO₂, C₁₂H₂₂O₁₁, NH₃
- Dæmi: Hvort eru eftirfarandi efnasambönd jónaefni eða sameindaefni?
 - a) N₂O
 - b) Na₂O
 - c) CaCl₂
 - d) SF₄

2.7 Jónir og jónaefni

- Jónaefni

- Fyrir jónaefni eru reynsluformúlur skrifaðar.
- Efnasambönd eru ætíð án hleðslu. Til að jónaefnið sé óhlaðið verða efnin í því að skiptast á jafn mörgum rafeindum.
 - T.d.

2.7 Jónir og jónaefni - Jónaefni

Dæmi: Skrifaðu reynsluformúlur efnasambanda sem eru mynduð úr jónunum:

- a) Al^{3+} og Cl^-
- b) Al^{3+} og O^{2-}
- c) Mg^{2+} og NO_3^-
- d) Na^+ og PO_4^{3-}
- e) Zn^{2+} og SO_4^{2-}
- f) Fe^{3+} og CO_3^{2-}
- g) Sn^{4+} og S^{2-}

2.8 Nöfn ólífrænna efna

- Það eru þekkt yfir 50 milljónir efnasambanda. Því þarf ákveðið nafnakerfi til að halda utan um nöfn allra efna.
- Nöfn flestra efna byggja á reglum þannig að nafnið gefi upplýsingar um efnasamsetningu efnisins.
 - Mörg algeng efni hafa almenn heiti, t.d. vatn, ammoníak, sykur.
- Grunnskipting efna:
 - Lífræn efnasambönd: Innihalda kolefni og vetni. Sjá kafla 2.9
 - Ólífræn efnasambönd: Öll önnur efni en lífræn efni.

2.8 Nöfn ólífrænna efna

- Við kynnumst nafnakerfi þriggja flokka ólífrænna efna:
 - Jónaefni
 - Samsett úr katjón(+) og anjón(-).
 - Sameindaefni
 - Samsett úr tveimur málmleysingjum.
 - Sýrur
 - Samsett úr H^+ jóninni og svo einhverri anjón(-)

2.8 Nöfn ólífrænna efna

- Nöfn og formúlur jónaefna

- Jónaefni: Yfirleitt efnasamband úr málm og málmleysingja/málmleysingjum.
- Jónaefni: Samsett úr katjón og anjón. Nöfn jónanna eru sett saman og mynda þannig nafn jónaefnisins.

1. Katjónir (+ jónir)

- a) Katjónir heita það sama og málmatómin sem þær eru gerðar úr.

t.d. Na^+ : Natrínjón, Zn^{2+} : Sinkjón, Al^{3+} : Áljón

- b) Ef til er fleiri en ein jón fyrir ákveðin málmi er hleðslan gefin upp með rómverskri tölu í nafni jónarinnar.

t.d. Fe^{2+} : Járn(II)jón, Fe^{3+} : Járn(III)jón

Cu^+ : Kopar(I)jón, Cu^{2+} : Kopar(II)jón

- c) Sameindajónir með + hleðslu eru fáar. Algengastar þeirra eru:

NH_4^+ : Ammoníum jón, H_3O^+ : Oxoníum jón

2.8 Nöfn ólífrænna efna

- Nöfn og formúlur jónaefna

2. Anjónir (- jónir)

- a) Eínatóma anjónir hafa sama heiti og frumefnið á erlendu máli að viðbætti endingunni –íð.

t.d. H^- : Hýdríð jón, O^{2-} : Oxíð jón, N^{3-} : Nítríð jón

Nokkrar einfaldar sameindajónir með - hleðslu hafa endinguna –íð.

t.d. OH^- : Hydroxíð jón, CN^- : Sýaníð jón, O_2^{2-} : Peroxíð jón

2.8 Nöfn ólífrænna efna

- Nöfn og formúlur jónaefna

b) Sameindajónir sem innihalda súrefni kallast oxýanjónir. Þær fá endinguna: -at eða -ít.

- -at fyrir sameindajónina sem hefur fleiri súrefni.
- -ít fyrir sameindajónina sem hefur færri súrefni.

t.d. NO_3^- : Nítr**at** jón

NO_2^- : Nítr**ít** jón

SO_4^{2-} : Súlfb**at** jón

SO_3^{2-} : Súlfb**ít** jón

c) Ef fleiri en tvær gerðir oxýanjóna eru notuð forskeyti notuð:

- Per-: Eitt auka súrefnisatóm umfram jónina sem endar á -at.
- Hýpó-: Einu færri súrefnisatóm en jónin sem endar á -ít.

t.d. ClO_4^-

ClO_3^- : Klór**at** jón

ClO_2^-

ClO^-

2.8 Nöfn ólífrænna efna

- Nöfn og formúlur jónaefna

d) Þegar H^+ er sett á oxýanjónir eru forskeytin vetnis- og tvívetnis- notuð.

t.d. CO_3^{2-} : Karbónat jón, HCO_3^- : Vetniskarbónat jón

t.d. PO_4^{3-} : Fosfat jón, HPO_4^{2-} : Vetnisfosfat jón, $H_2PO_4^-$: Tvívetnisfosfat jón

3. Nöfn jónaefna eru samsett úr nafni katjónar og nafni anjónar.

t.d. $CaCl_2$: Kalsínklóríð

$Al(NO_3)_3$: Álnítrat

CuF_2 : Kopar(II)flúoríð

Li_2SO_3 : Litínsúlfít

2.8 Nöfn ólífrænna efna

- Nöfn og formúlur jónaefna

Dæmi: Skrifaðu efnaformúlu eftirfarandi jónaefna:

- a) Kalínóxíð
- b) Kalsínvetniskarbónat
- c) Nikkel(II)perklórat
- d) Magnínsúlfat
- e) Silfursúlfíð
- f) Blý(II)nítrat

2.8 Nöfn ólífrænna efna

- Nöfn og formúlur jónaefna

Dæmi: Selenat jónin er SeO_4^{2-} . Hver er formúla selenít jónarinnar?

Dæmi: Brómat jónin er BrO_3^- . Hver er formúla hýpóbrómít jónarinnar?

Dæmi: Skrifaðu nafn eftirfarandi jónaefna:

- a) K_2SO_4
- b) $\text{Ba}(\text{OH})_2$
- c) FeCl_3
- d) NH_4Br
- e) Cr_2O_3
- f) $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$

2.8 Nöfn ólífrænna efna -Formúlur og nöfn algengra sýra

- Sýra er efni sem eykur magn H^+ jóna þegar sýran er leyst upp í vatni.
- Sýra er gerð úr katjóninni H^+ og einhverri anjón.
- Í efnaformúlum sýra er H ritað fyrst.
 - T.d. HCl , HCN , H_2SO_4 , HCH_3COO , HBr

2.8 Nöfn ólífrænna efna

-Formúlur og nöfn algengra sýra

- Að nefna sýrur:

1. Nafn sýru þegar heiti anjónar endar á $-íð$:

- Forskeytið vetnis- og viðskeytið $-sýra$ er notað.
 - T.d. HCl :
 - T.d. H_2S :

2. Nafn sýru þegar heiti anjónar endar á $-at$ eða $-ít$:

- Ef $-at$ endingin er til staðar fær sýran endinguna: $-sýra$.
 - T.d. $HClO_3$:
 - T.d. H_2SO_4 :
- Ef $-ít$ endingin er til staðar fær sýran endinguna: $-sýrlingur$.
 - T.d. $HClO$:
 - T.d. HNO_2 :

2.8 Nöfn ólífrænna efna -Formúlur og nöfn algengra sýra

Dæmi: Hvað heita eftirtaldar sýrur:

- a) HCN
- b) HNO_3
- c) H_2SO_3
- d) HCH_3COO

Dæmi: Skrifaðu efnaformúlu eftirfarandi sýra:

- a) Vetnisjoðíðsýra
- b) Karbónsýra (kolsýra)
- c) Fosfsýra (fosfórsýra)
- d) Hýpóbrómsýrlingur
- e) Vetnisflúoríðsýra

2.8 Nöfn ólífrænna efna

-Nöfn og formúlur tvíefna málmleysingja

- Sameindaefni sem gerð eru úr tveimur málmleysingjum eru nefnd á eftirfarandi hátt:
 1. Frumefnið lengra til vinstri í lotukerfinu er venjulega ritað fyrst.
 - Súrefni er undantekning, það er alltaf skrifað aftast nema í efnasamböndum flúors.
 2. Ef bæði frumefnin eru úr sama flokki er efnið sem er neðar í flokknum ritað fyrst.
 3. Efnin fá heiti frumefnanna og seinna frumefnið fær –íð endingu.
 4. Grísk forskeyti eru notuð til að gefa upp fjölda atóma af hverri gerð.
 - Forskeytið mónó- er aldrei notað fremst í orði.

2.8 Nöfn ólífrænna efna

-Nöfn og formúlur tvíefna málmleysingja

Fjöldi	Forskeyti
1	mónó
2	dí
3	trí
4	tetra
5	penta
6	hexa
7	hepta
8	okta
9	nóna
10	deka

2.8 Nöfn ólífrænna efna

-Nöfn og formúlur tvíefna málmeleysingja

Dæmi: Skrifaðu nöfn eftirfarandi sameindaefna:

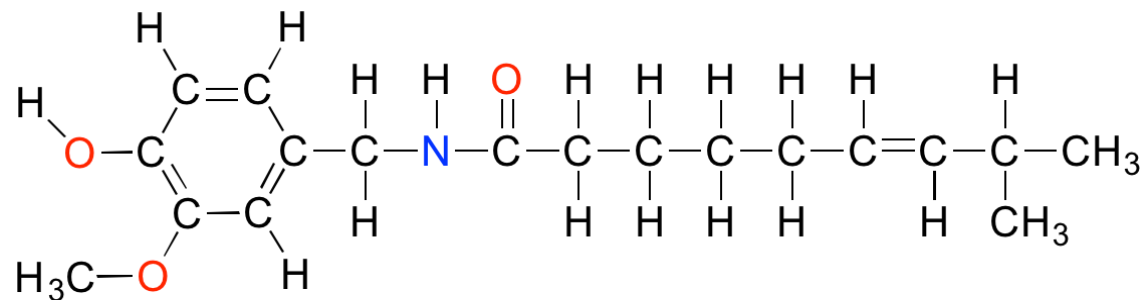
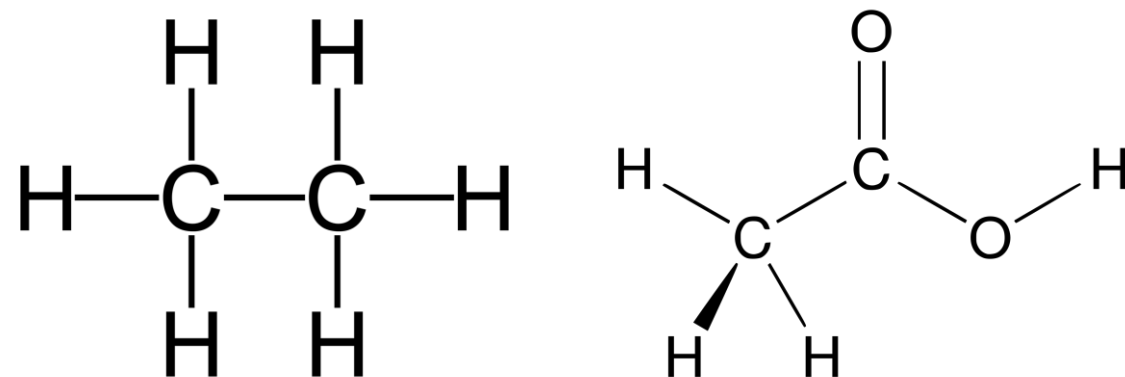
- a) Cl_2O
- b) NF_3
- c) P_4S_{10}
- d) SCl_6

Dæmi: Skrifaðu efnaformúlu eftirfarandi sameindaefna:

- a) díbrennisteinsdíklóríð
- b) Súrefnisdíflúoríð
- c) Joðheptaflúoríð
- d) díniturtríoxíð

2.9 Lífræn efnasambönd

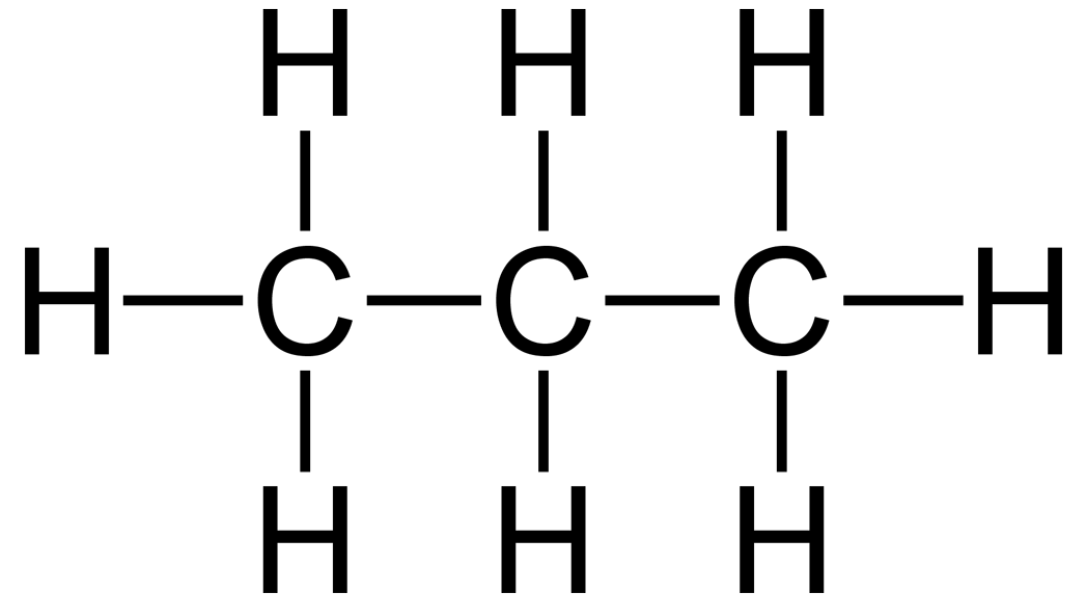
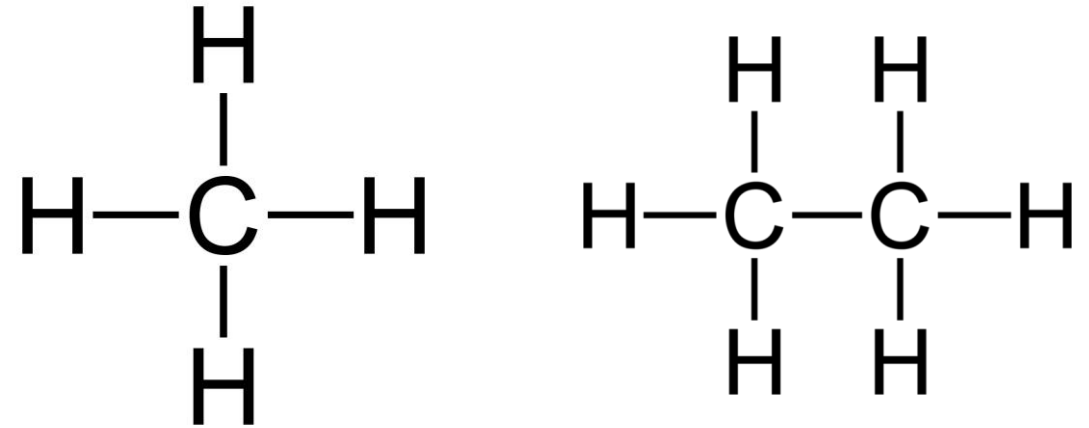
- Lífræn efnafræði fjallar um efnafræði kolefnissambanda.
- Lífræn efnasambönd innihalda kolefni og vetni.
 - Önnur algeng frumefni í lífrænum efnum: O, N, F, Br, Cl, I, S, P.
- Þekkt eru yfir 25 milljónir lífrænna efna í heiminum.
- Kolefni myndar **fjögur** efnatengi við önnur atóm.
 - Einstök tengigeta. Myndar eintengi, tvítengi, þrítengi, getur tengst í hringi og myndað mjög langar keðjur.



capsaicin

2.9 Lífræn efnasambönd -Alkanar

- Einföldustu lífrænu efnasamböndin kallast alkanar.
- Alkanar innihalda einöngu kolefni og vetni og í alkönnum eru eingöngu eintengi, þ.e. hvert kolefnisatóm tengist við fjögur önnur atóm.
- Almenn formúla alkana: C_nH_{2n+2} $n = 1, 2, 3, \dots$
- Nöfn allra alkana enda á -an.



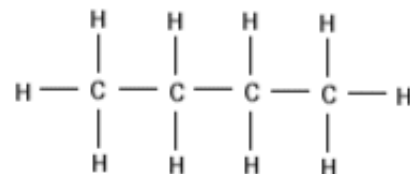
2.9 Lífræn efnasambönd -Alkanar

Fjöldi kolefna (n)	Nafn	Formúla (C_nH_{2n+2})
1	Metan	CH_4
2	Etan	C_2H_6
3	Própan	C_3H_8
4	Bútan	C_4H_{10}
5	Pentan	C_5H_{12}
6	Hexan	C_6H_{14}
7	Heptan	C_7H_{16}
8	Oktan	C_8H_{18}
9	Nónan	C_9H_{20}
10	Dekan	$C_{10}H_{22}$

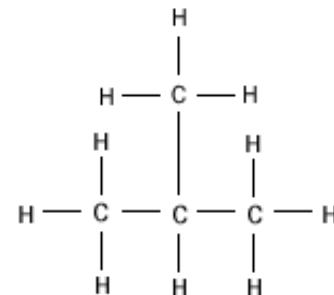
2.9 Lífræn efnasambönd

-Alkanar

- Alkanar sem eru gerðir úr að minnsta kosti 4 kolefnum geta myndað sameindir á fleiri en einn hátt
- Þær sameindir kallast **hverfur/ísumerur** (e. isomers)
- Sameindir sem hafa sömu sameindaformúlu en ólíka uppröðun atóma kallast **byggingarísómerur**
- Dæmi: C_4H_{10} myndar tvenns konar byggingarísómerur:



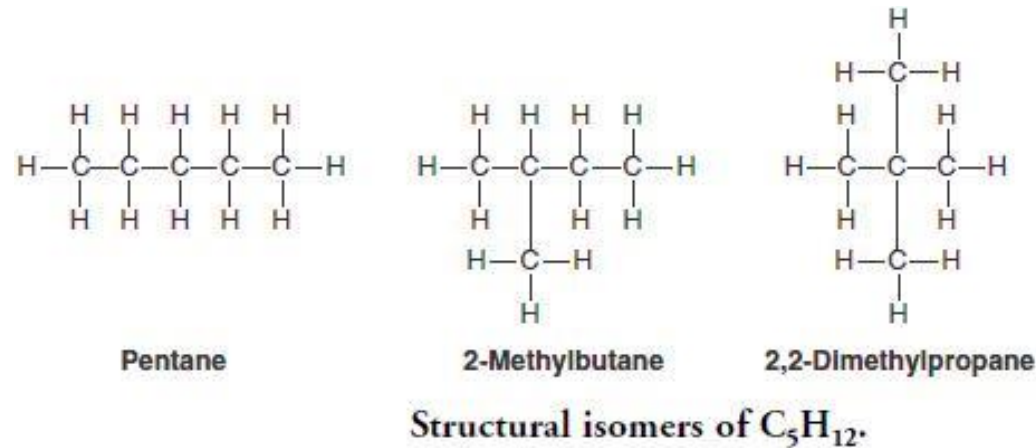
butane



2-methyl-propane

2.9 Lífræn efnasambönd -Alkanar

- Dæmi: C_5H_{12} myndar þrjár byggingarísómerur:

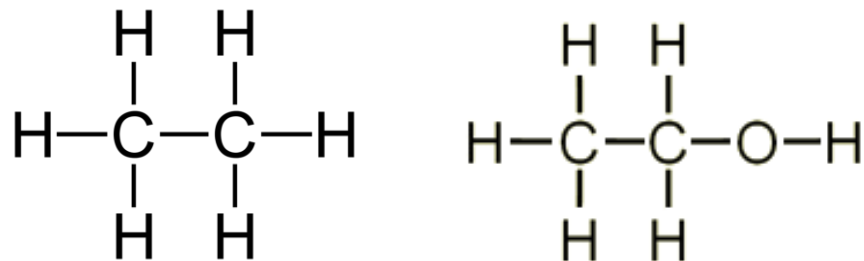


- Dæmi: C_6H_{14} myndar fimm byggingarísómerur. Teiknaðu þær allar.

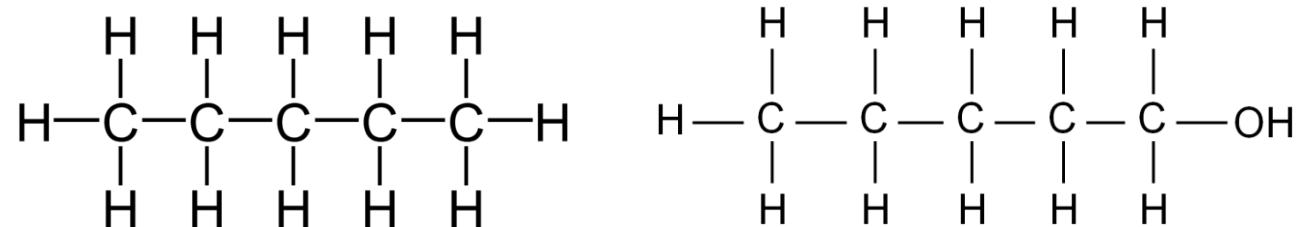
2.9 Lífræn efnasambönd

-Virkir hópar

- Aðrar tegundir/flokkar lífrænna efnasambanda myndast þegar önnur atóm eða atómhópar koma í stað vetnis á alkansameind.
 - Kallast virkir hópar, því þeir ráða miklu um eiginleika sameindarinnar.
- Alkóhól er dæmi um virkan hóp. Þá er kominn -OH hópur í stað -H á alkansameindinni.
 - T.d. Etanól



T.d. Pentan-1-ól

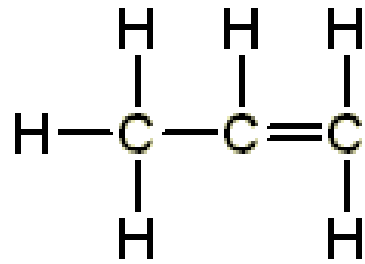


2.9 Lífræn efnasambönd

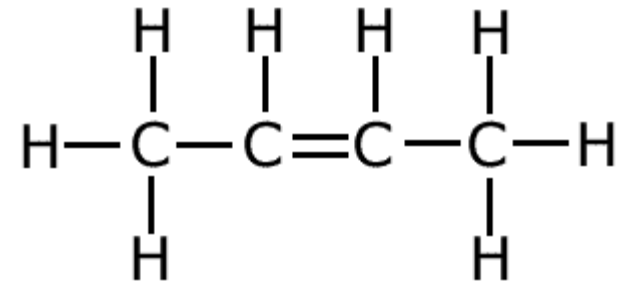
-Virkir hópar

- **Alken** er dæmi um virkan hóp. Þá er C=C tvítengi í sameindinni.

- T.d. Próp-1-en

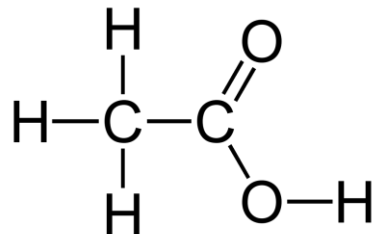


- T.d. Bút-2-en



- Karboxýlsýra er dæmi um virkan hóp. Þá er -COOH hópur í sameindinni.

- T.d. Etansýra (ediksýra)



- T.d. Bútansýra

