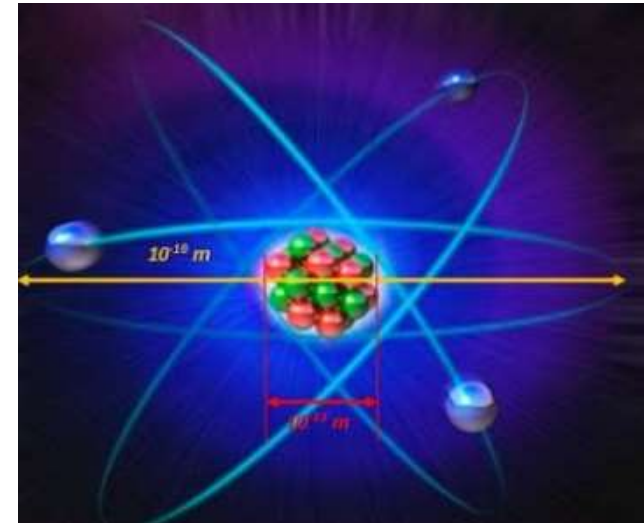


Figyelem!

A következő előadás a koronavírus miatt elrendelt
távoktatáshoz készült segédanyagként a Villamosipari
anyagismeret kurzust a 2020/21-es tanév őszi félévében
felvett hallgatók számára.

A felvétel sokszorosításához és terjesztéséhez az előadó
nem járul hozzá.

Villamosipari anyagismeret

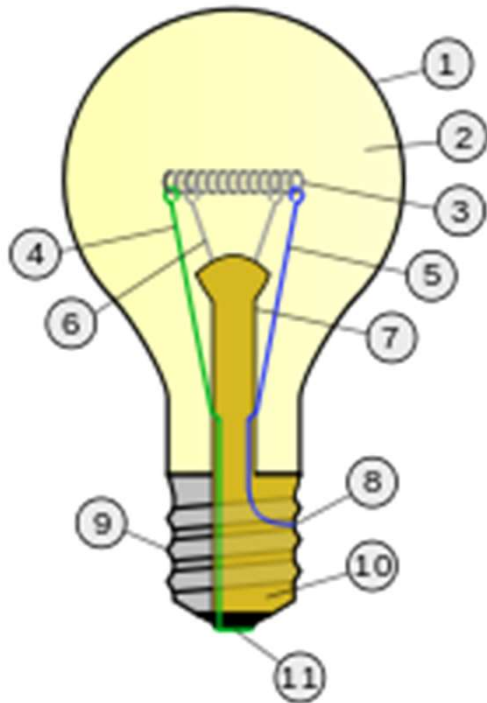


ANYAGSZERKEZETI ALAPISMERETEK

GERZSON MIKLÓS

Pannon Egyetem,
Villamosmérnöki és Információs Rendszerek Tanszék

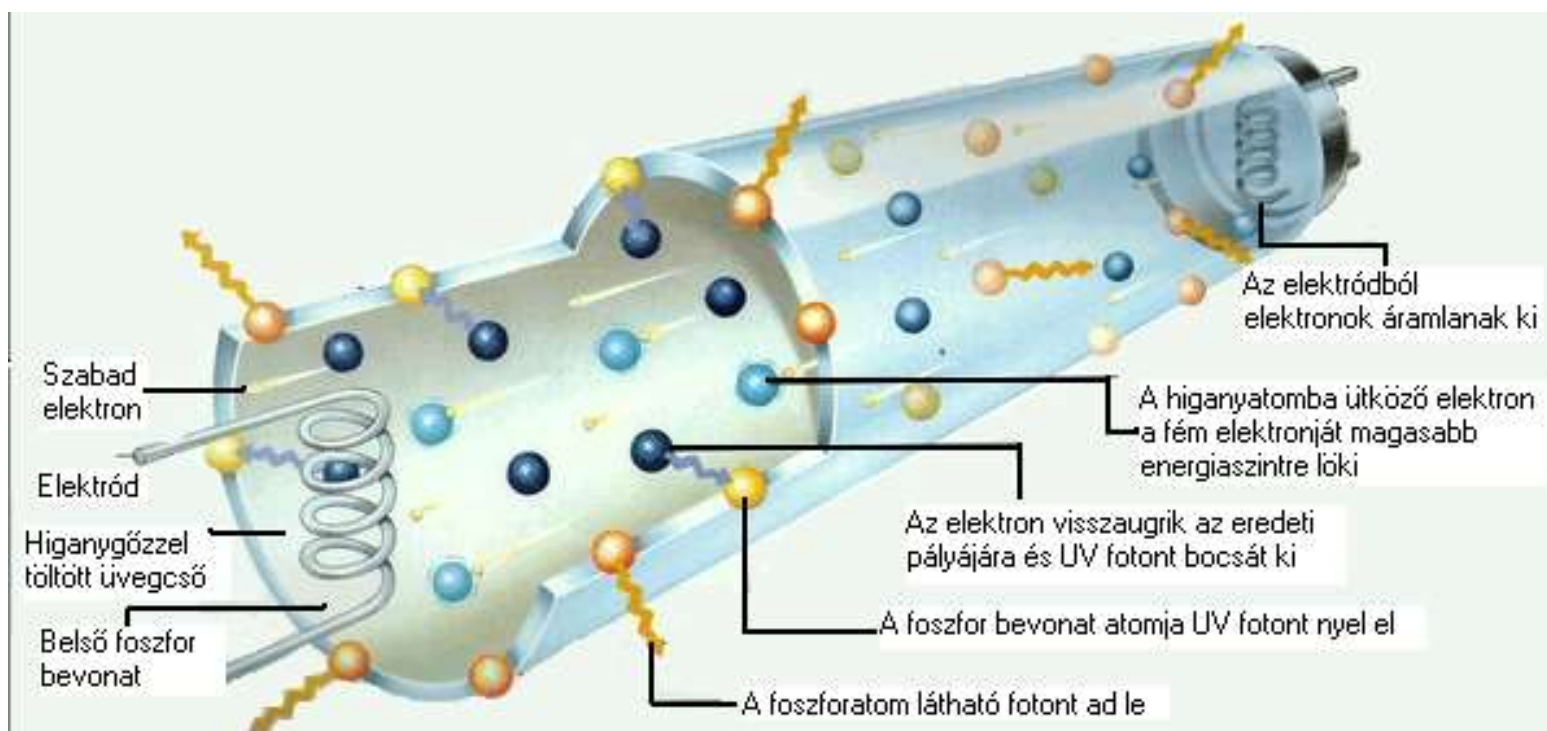
Anyagválasztás szerepe



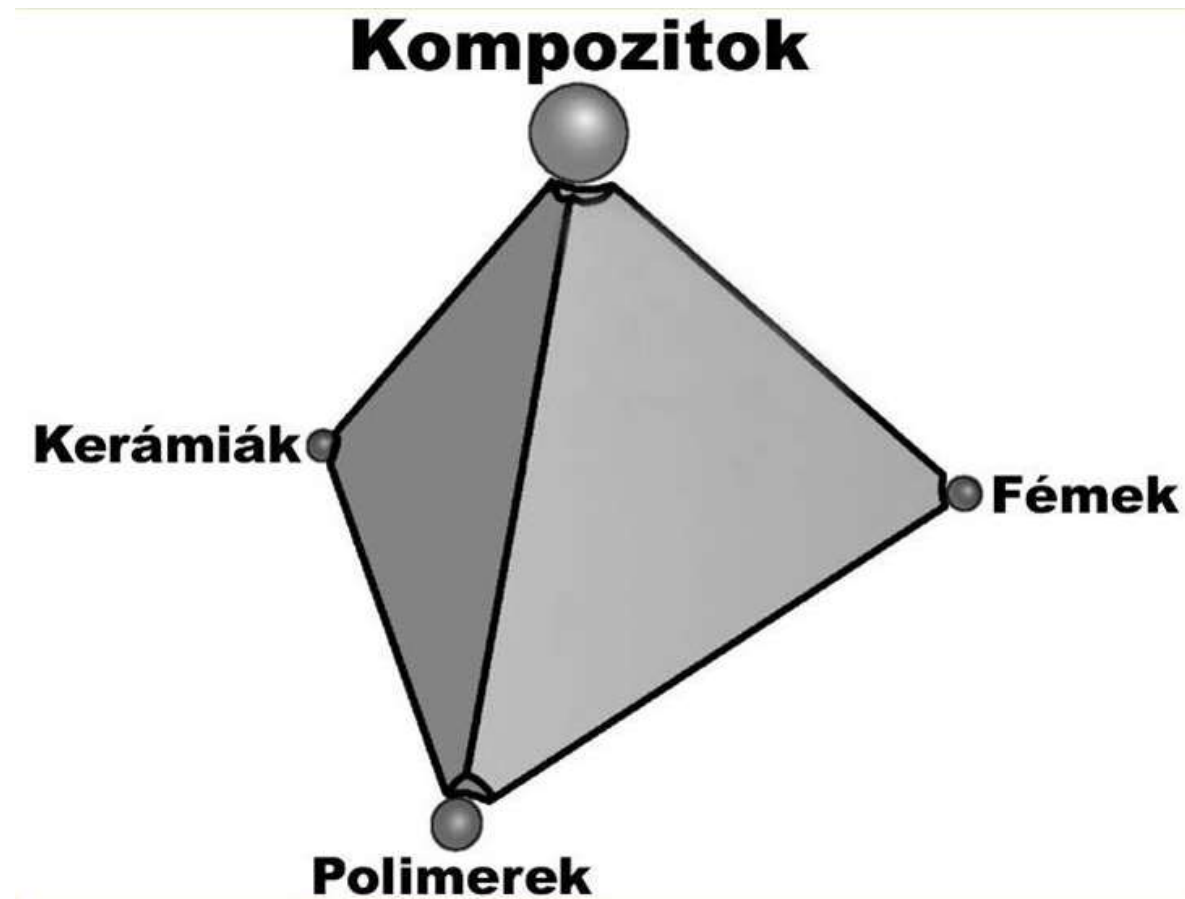
- 1. üvegbúra
- 2. semleges gáz vagy vákuum
- 3. volfrámszál
- 4. árambevezető
- 5. árambevezető
- 6. állvány
- 7. üvegállvány
- 8. elektromos érintkező (nulla)
- 9. fémmenet (Edison menet)
- 10. szigetelés
- 11. elektromos érintkező (fázis)

Anyagválasztás szerepe

Kompakt fénycső felépítése és működési elve



Szerkezeti anyagok csoportosítása



Szerkezeti anyagok csoportosítása

- fémek
 - jó mechanikai tulajdonságok (alakíthatóság)
 - jó vezetők (elektromos áram, hő)
- kerámiák, szilikátok
 - szervetlen műszaki anyagok (szilikátok, oxidok,...)
 - ridegek, kemények
 - általában szigetelő tulajdonságúak
- polimerek, szénláncú anyagok
 - szerves molekulák (C, H és más elemek)
 - változatos szerkezet, változatos tulajdonság
 - olcsó

Szerkezeti anyagok csoportosítása

- kompozitok
 - társított anyagok
 - cél a komponensek jó tulajdonságainak megtartása
- félvezetők
 - gyengén vezetik az áramot és a hőt (hőmérséklet függő!)
 - mikroelektronikai alkalmazás

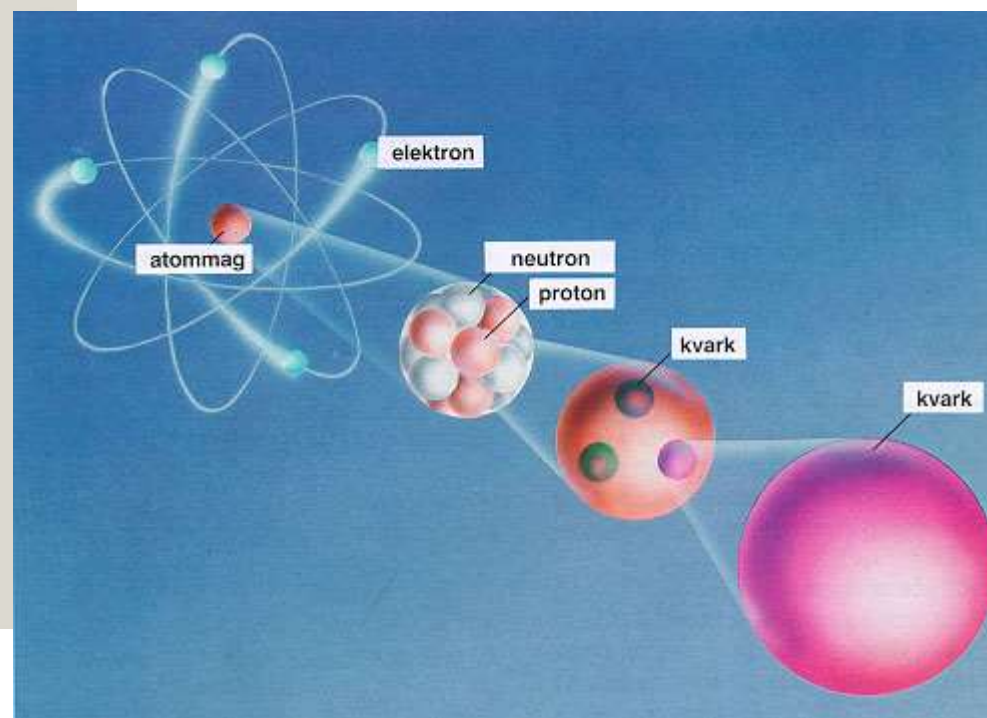
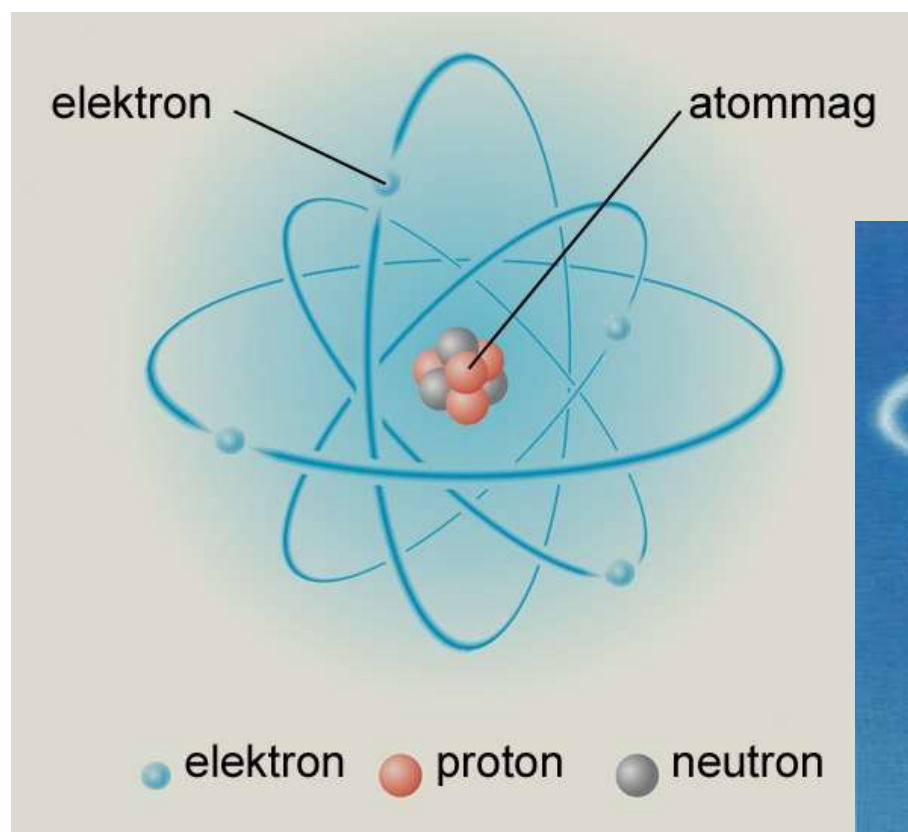
Szerkezeti anyagok csoportosítása

- A fejlődés lehetséges irányai:
 - bio-anyagok
 - gyógyászati alkalmazásokra (3D nyomtatás)
 - környezetbarát anyagok
 - lebomlás, hulladékgazdálkodás
 - intelligens „smart” anyagok
 - visszafordítható változások: pl. alak, fényáteresztés
 - nanotechnológia anyagai
 - önrendező struktúrák, szén nanocsövek

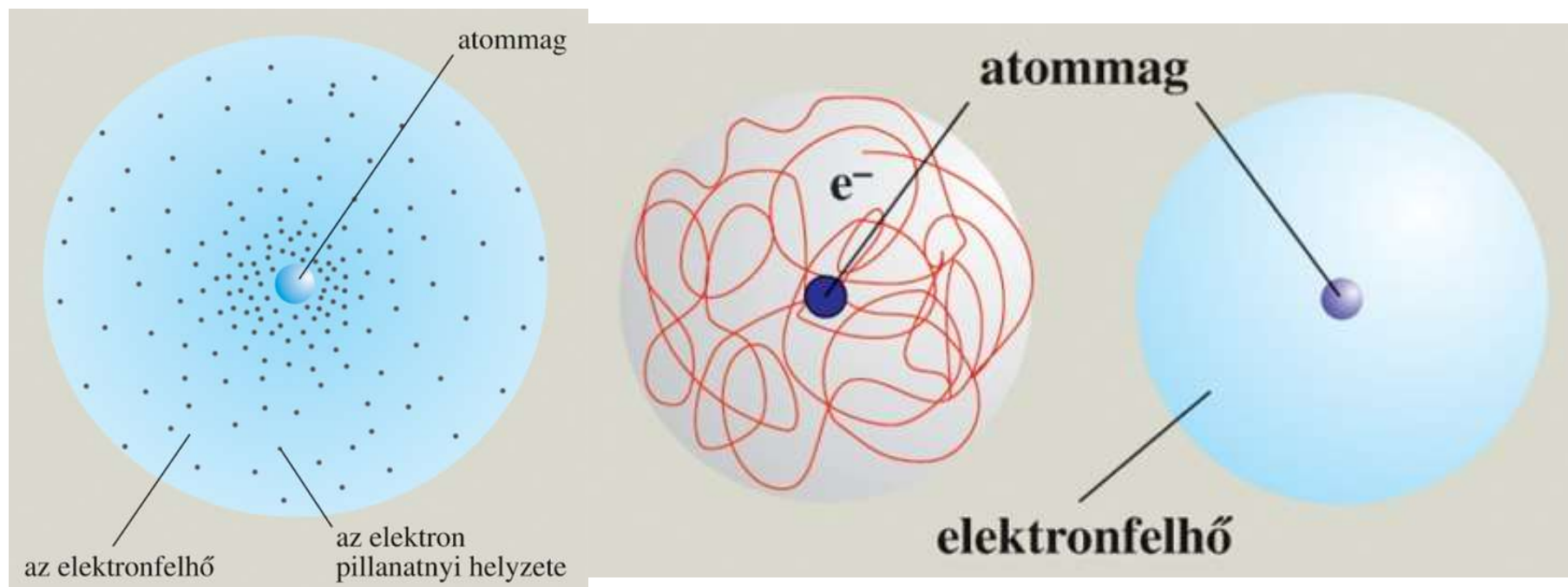
Anyagszerkezeti alapok



Az atom szerkezete



Az atom szerkezete

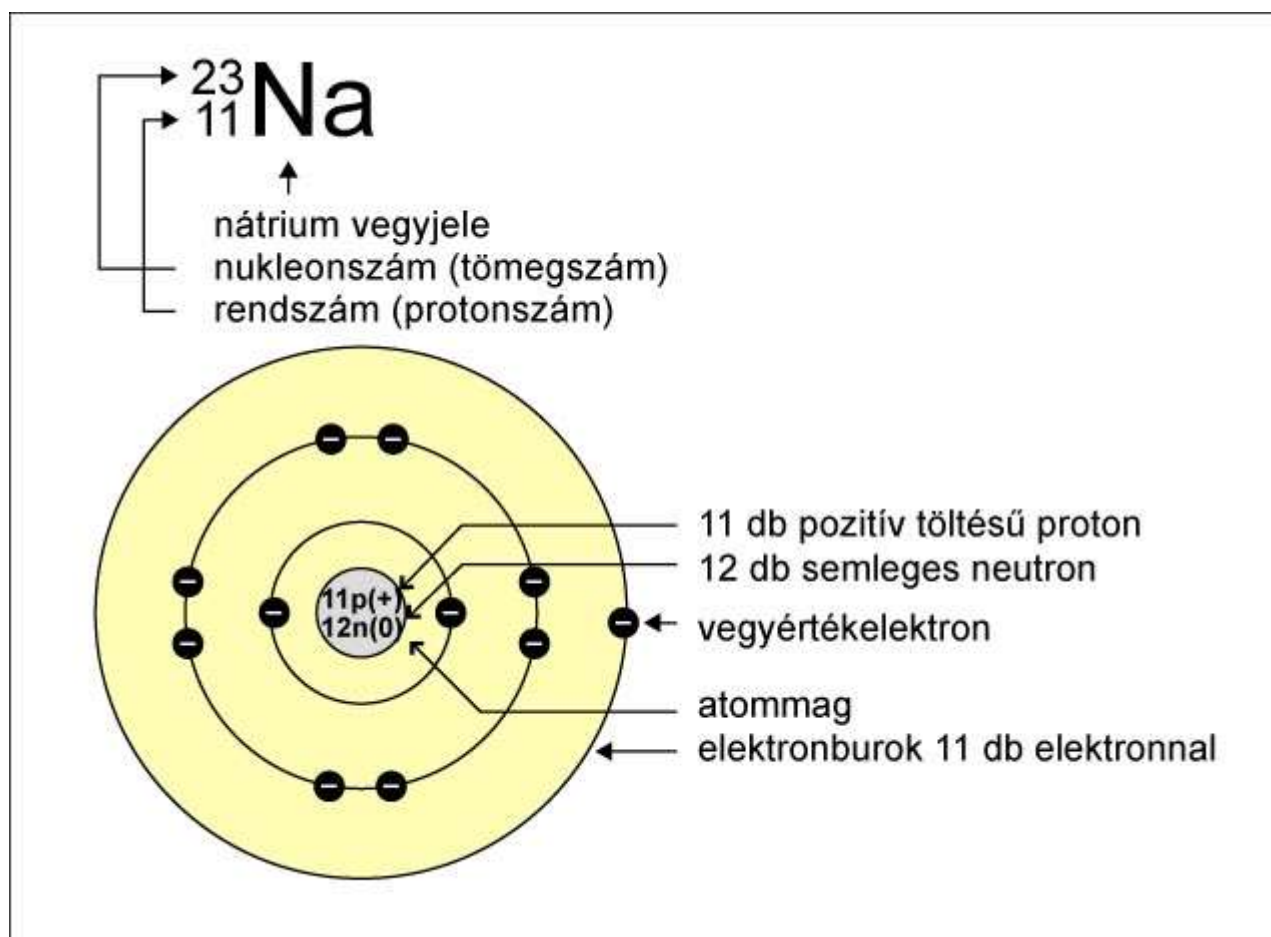


Az atom szerkezete

Az atomok felépítése:

- atommag
 - proton, p^+
 - neutron, n^0
 - elektronburok
 - elektronok, e^-
- } nukleonok
- tömegük: $m_{p^+} \cong m_{n^0} \cong 1,7 \cdot 10^{-27} \text{ kg} \cong 2000 m_{e^-}$
 - töltésük: $q_{p^+} = q_{e^-} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ - egységnyi töltés

Az atom szerkezete

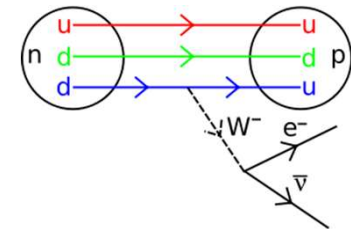


Proton

- „csupasz” H atommag
- Ernest Rutherford, 1917
- töltése, tömege ($1,6 \cdot 10^{-19}$ C, $1,7 \cdot 10^{-27}$ kg)
- sugara 0,87 fm ($= 8,7 \cdot 10^{-16}$ m)
- meghatározza az elem rendszámát
- anyagvizsgálati módszer: proton NMR
 - mágneses rezonanciával történő megfigyelés, ami a proton spin kvantum számán alapul

Neutron

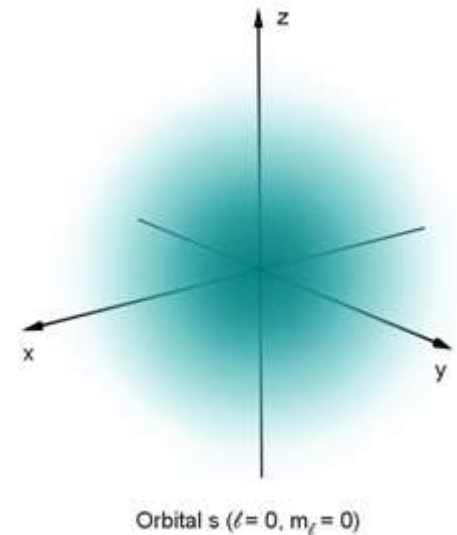
- James Chadwick 1932
- töltése, tömege
- szabad neutron elbomlik, nagy energia szabadul fel
- protonok és neutronok száma: tömegszám
- izotópok
- anyagvizsgálati módszerek:
 - neutron-aktivációs analízis: a neutron besugárzás behatol az atommagba, radioaktív izotópot hoz létre, ami elbomlik és jellemző sugárzást bocsájt ki
 - atommagon szóródó neutronsugár detektálása, izotóp összetétel, rácshiba, törés



Elektron

- az elektromosságot évszázadok óta vizsgálják
- nevét George Johnstone Stoney-tól kapta (1891)
- a katódsugárzás vizsgálatával fedezték fel (Thomson, 1897)
 - negatív sugarak vagy elemi részecskék?
- Louis de Broglie:
 - az elektron kettős természete
hullám és részecske
- Erwin Schrödinger:
 - hullámgörbe, mely az elektron
tartózkodási valószínűségét adja meg

$$\lambda = \frac{h}{mv}$$



Elektron

alkalmazások:

- elektrongázos hegesztés vákuumban
- elektrongázos besugárzás sterilizálásra
- képalkotás:
 - kis és nagy energiájú diffrakció
 - elektronmikroszkóp: atomnyi felbontású kép (transzmissziós, pásztázó)

Elektron

Heisenberg-féle határozatlansági reláció:

$$\sigma_x \sigma_p \geq \frac{h}{2\pi}$$

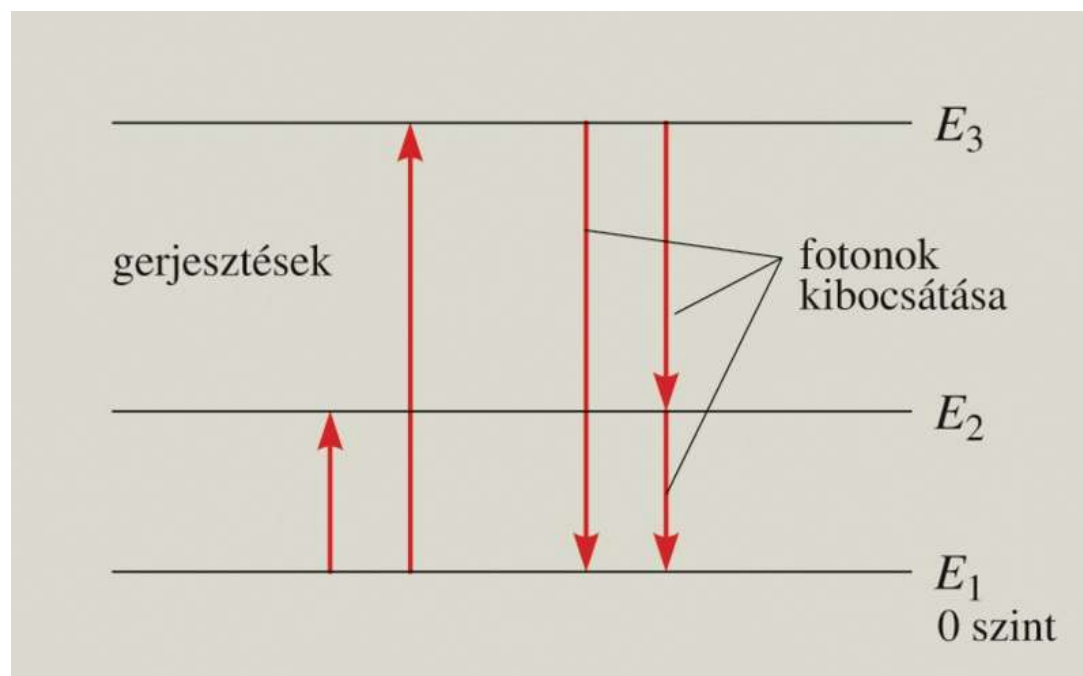
- a hely és az impulzus nem ismerhető meg egyszerre tetszőleges pontossággal (σ a mért értékek szórása)
- következmény: mérésben a bizonytalanságot nemcsak a mérőeszközök pontatlansága okozza, a kísérlet vagy méréshez meg kell adni a valószínűségi eloszlás természetét

Elektronburok szerkezete

- az elektronok csak meghatározott energiaszinteken tartózkodhatnak
- az energiaszintekhez pályákat lehet hozzárendelni:
 - atompálya: az a térrész, ahol az elektron 90%-os valószínűséggel tartózkodik
 - csomósík: ahol az elektron valószínűsége 0 (pl. az atommagot tartalmazó sík)
 - alhéj: az azonos alakú és nagyságú atompályák együttese
 - elektronhéj: az atommagtól azonos távolságra lévő atompályák összessége

Elektronburok szerkezete

Az energiaszintek közötti átlépéshez gerjesztés kell, illetve energia leadás történik



Elektronburok szerkezete

- Felépülési szabályok:
 - Pauli-féle tilalmi elv: egy atomban nem lehet két olyan elektron, aminek mind a négy kvantumszáma megegyezik
 - Hund-szabály: alhéjakon először párosítatlanul helyezkednek el az elektronok
 - energiaminimum elve: az elektronok először mindig a legalacsonyabb energiájú helyeket foglalják el
- helyzeti energia: atommagtól való távolság
- mozgási energia: csomósíkok számától függ

Elektronburok szerkezete

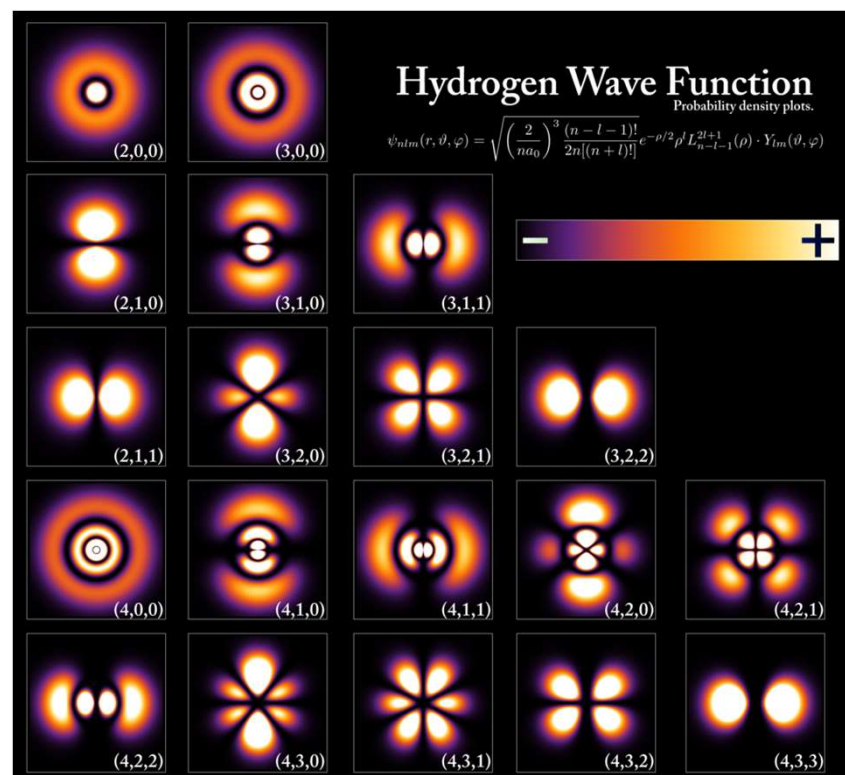
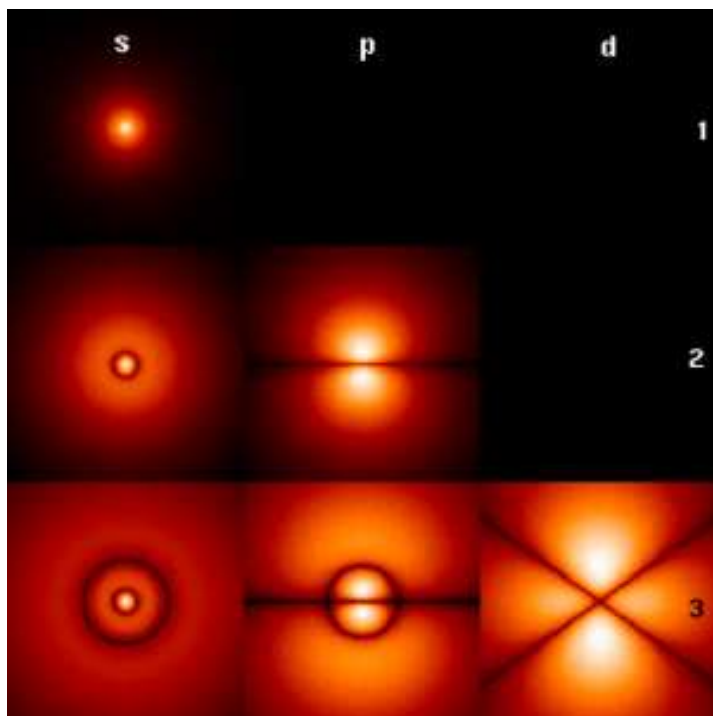
- főkvantumszám:
 - $n = 1, 2, \dots, 7$
 - az atommagtól való átlagos távolságra utal
 - elektronhéjak, jelük : $K, L, M, N, \dots$
 - egy héjon az elektronok max. száma: $2n^2$
- mellékkvantumszám:
 - $l = 0, 1, 2, \dots, n-1$
 - az elektronpálya térbeli alakját jellemzi
 - alhéjak, jelük: $s, p, d, f, \dots$

Elektronburok szerkezete

- mágneses kvantumszám:
 - $m = -l, \dots, -1, 0, 1, \dots, l$
 - az elektron keringése miatt mágneses nyomaték alakul ki
 - így ez az elektron pályamozgásából adódó mágneses momentumot jellemzi
 - a pályaalakok száma
- spinquantumszám:
 - értéke: $+1/2$ vagy $-1/2$
 - saját impulzusmomentum jellemzésére
 - elektron elemi mágnes, ami az erővonalakkal ellentétes vagy egyező irányba áll be

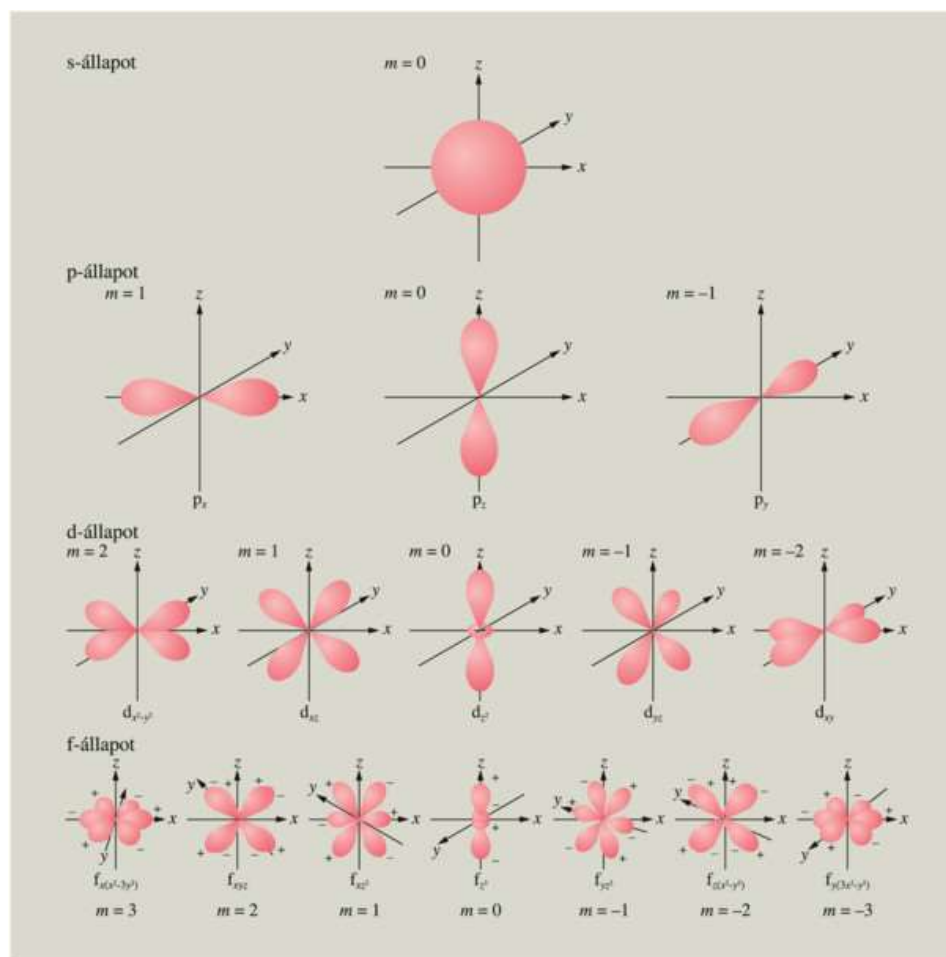
Elektronburok szerkezete

H atom elektronjának tartózkodási valószínűsége a különböző állapotokban



Elektronburok szerkezete

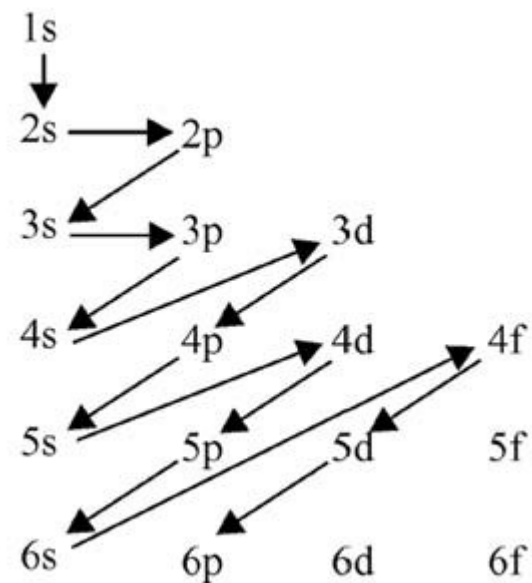
az elektronpályák
alakja a mágneses
kvantumszám
értéke alapján



Elektronburok szerkezete

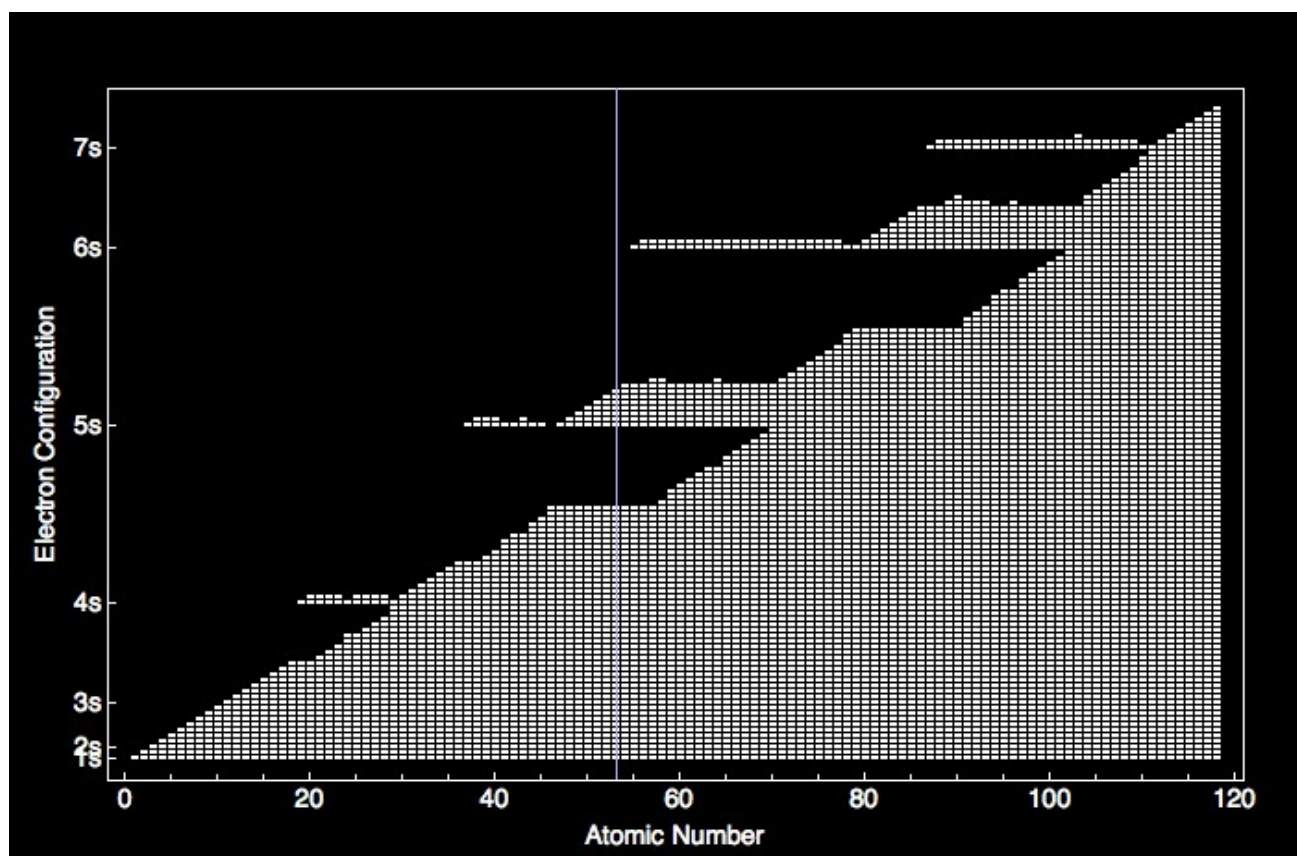
az elektronpályák feltöltődési sorrendjét meghatározó elvek:

- energiaminimum
- Hund-szabály
- Pauli elv



Elektronburok szerkezete

Elektronpályák feltöltődése a rendszám függvényében



Periódusos rendszer

- a XIX. sz.-ban kezdték el az elemeket csoportosítani a tulajdonságaik szerint
- triádok, oktávok
- Mengyelejev 1869 (illetve Meyer)
 - elemek tömegük szerinti sorba rendezése
 - néhány elem a sorrendtől eltérő helyen a tulajdonságok jobb igazodása miatt
 - megjósolta néhány, akkor még nem ismert elem tulajdonságát

Periódusos rendszer

Dmitrij Ivanovics Mengyelejev



Handwritten manuscript of the periodic table of elements, showing the arrangement of elements in rows and columns, with various chemical symbols and names in Cyrillic script.

The manuscript is a handwritten version of the periodic table of elements, showing the arrangement of elements in rows and columns. It includes various chemical symbols and names in Cyrillic script. The table is organized into groups and periods, with elements arranged in a grid-like structure. The handwriting is in ink on a piece of paper with a wavy left edge. There are some corrections and additional notes written in the margins and between the main grid of elements.

Periódusos rendszer

Mengyelejev-féle rövid periódusos rendszer

Reihen	Gruppe I. — R'O	Gruppe II. — RO	Gruppe III. — R'O ³	Gruppe IV. RH ⁴ RO ⁴	Gruppe V. RH ⁵ R'O ⁵	Gruppe VI. RH ⁶ RO ⁶	Gruppe VII. RH R'O ⁷	Gruppe VIII. — RO ⁴
1	H=1							
2	Li=7	Be=9,4	B=11	C=12	N=14	O=16	F=19	
3	Na=23	Mg=24	Al=27,3	Si=28	P=31	S=32	Cl=35,5	
4	K=39	Ca=40	—=44	Ti=48	V=51	Cr=52	Mn=55	Fe=56, Co=59, Ni=59, Cu=63.
5	(Cu=63)	Zn=65	—=68	—=72	As=75	Se=78	Br=80	
6	Rb=85	Sr=87	?Yt=88	Zr=90	Nb=94	Mo=96	—=100	Ru=104, Rh=104, Pd=106, Ag=108.
7	(Ag=108)	Cd=112	In=113	Sn=118	Sb=122	Te=125	J=127	
8	Cs=133	Ba=137	?Di=138	?Ce=140	—	—	—	— — — —
9	(—)	—	—	—	—	—	—	
10	—	—	?Er=178	?La=180	Ta=182	W=184	—	Os=195, Ir=197, Pt=198, Au=199.
11	(Au=199)	Hg=200	Tl=204	Pb=207	Bi=208	—	—	
12	—	—	—	Th=231	—	U=240	—	— — — —

Hosszú periódusos rendszer

Group→	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
↓Period																			
1	1 H																	2 He	
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne	
3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar	
4	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	
5	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	
6	55 Cs	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
7	87 Fr	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
				*	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	71 Lu	
				**	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	103 Lr	

Periódusos rendszer felépítése

csoportok: függőleges oszlopok

- több hasonló tulajdonsággal rendelkeznek (vannak kivételek!)
- a vegyértékelektron szerkezetük megegyezik
- ma 1-18-ig számozva jelölik a csoportokat (korábban I – VIII ill. A és B volt a jelölés)
- más elnevezések is vannak (pl. halogének, ...)
- az egyes csoportokban lévő elemek atomsugara, ionizációs energiája és elektronegativitása jellegzetesen változik

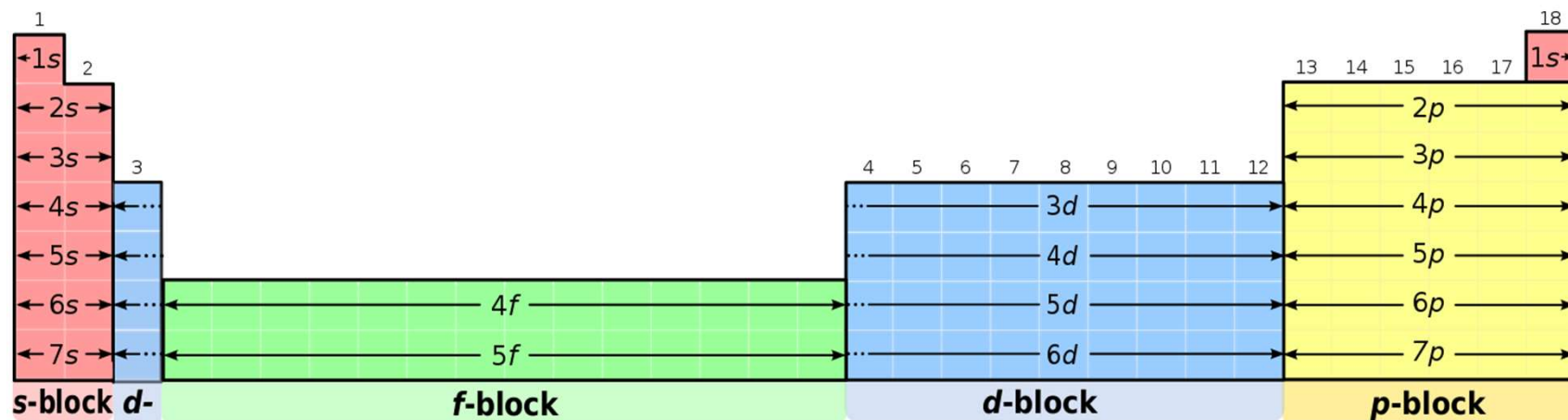
Periódusos rendszer felépítése

periódusok: vízszintes sorok

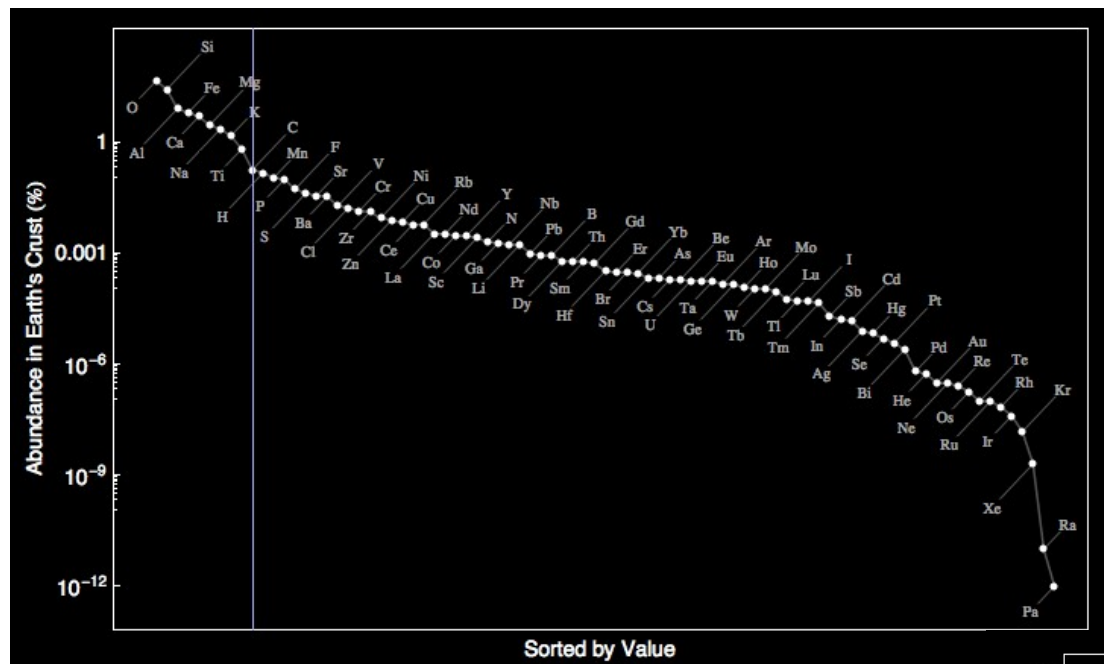
- egyes részeken a perióduson belüli hasonlóság jellemzőbb, mint a csoporton belüli (pl. lantanidák, aktinidák, de a 7.-8.-9. csoportnál is megfigyelhető)
- az azonos periódusban levő elemek atomsugara, ionizációs energiája és elektronegativitása nagyjából egyenletesen változik

Periódusos rendszer felépítése

Mezők: az elem „utolsó” elektronja melyik alhéjra épül be

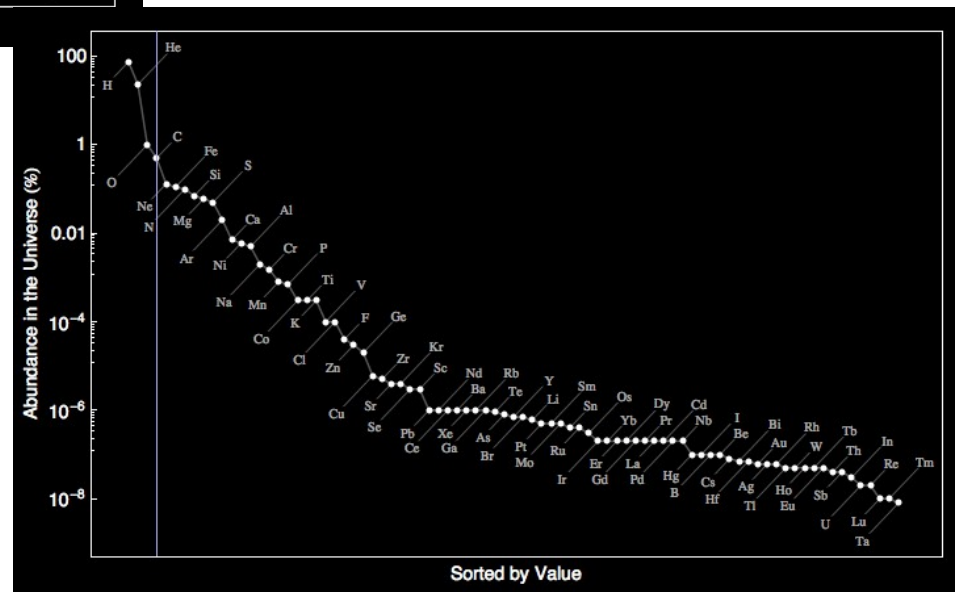


Elemek előfordulási gyakorisága



a földkéregben

az univerzumban



Izotóp, allotróp, izomer

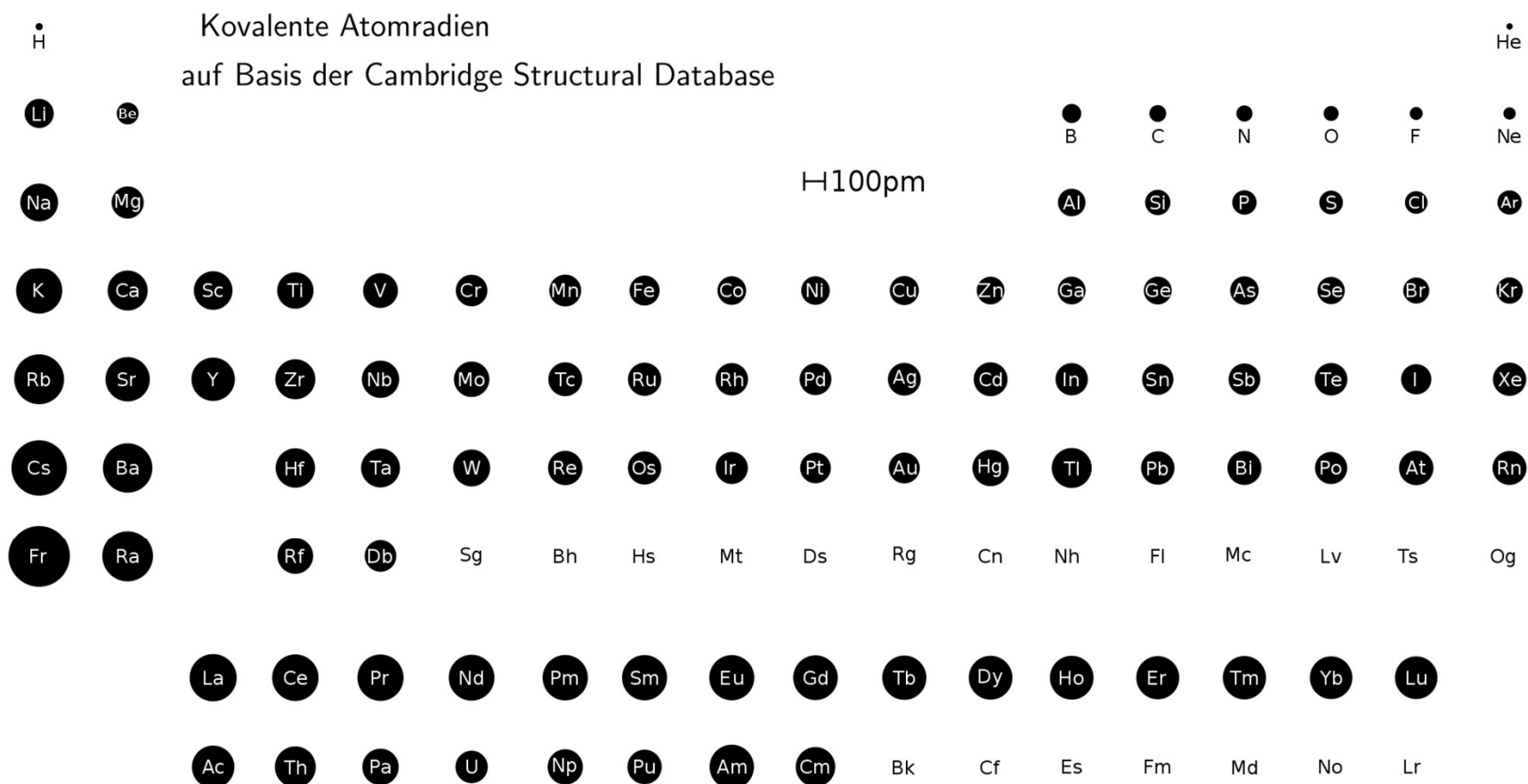
izotóp: azonos protonszámú, eltérő tömegszámú atomok:

- kémiaailag azonosak, eltérő fizikai tulajdonságúak
- általában páros rendszámúaknak több izotópja van
- pl.: ${}_1^1\text{H}$, ${}_1^2\text{H}$, ${}_1^3\text{H}$

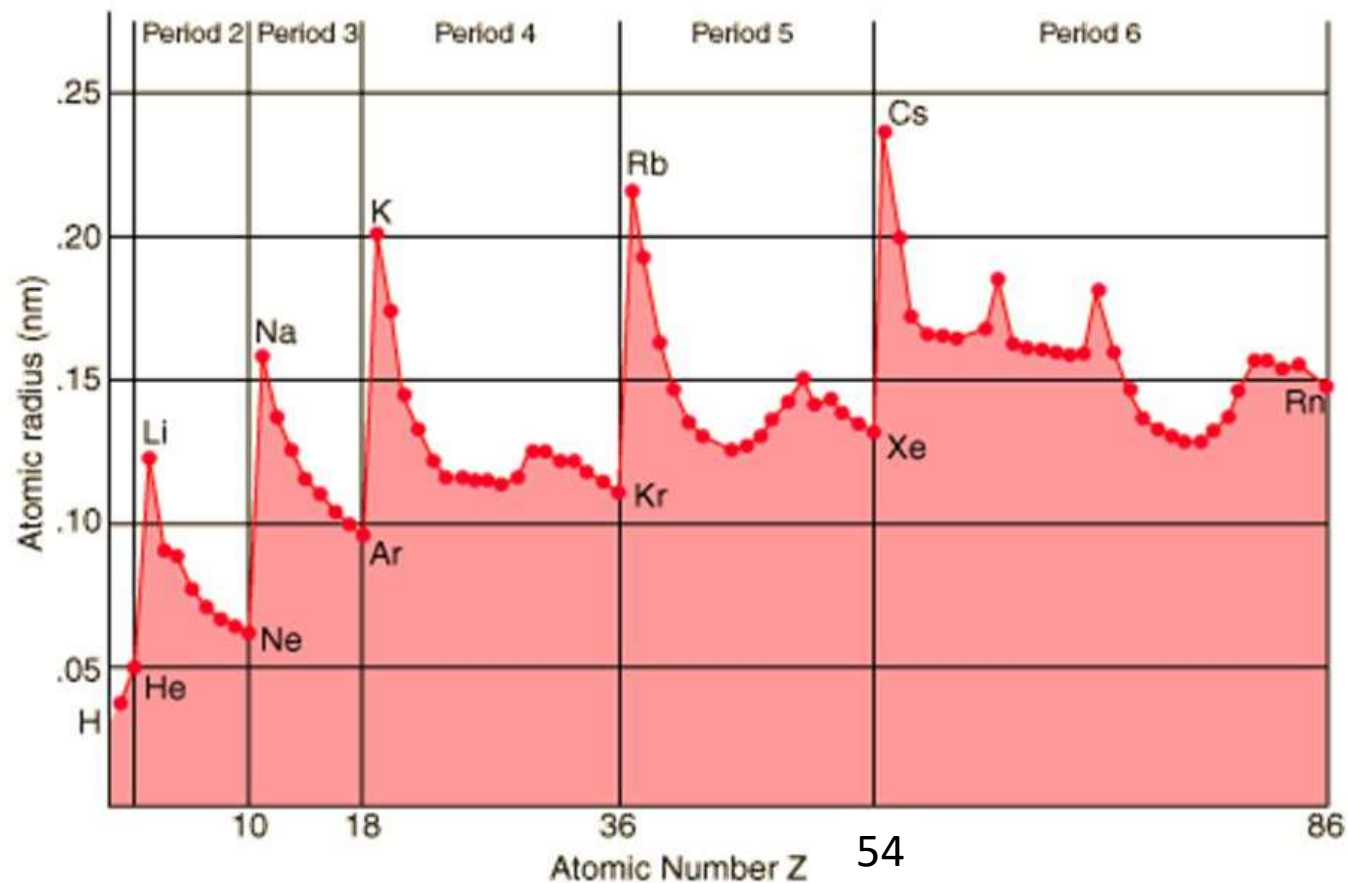
allotróp: azonos elemek különböző kötésben lévő módosulatai (pl.: O_2 , O_3)

izomerek: azonos összegképletű, de eltérő szerkezetű molekulák (pl.: $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} \leftrightarrow \text{CH}_3\text{OCH}_3$; $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$)

Atomsugár változása

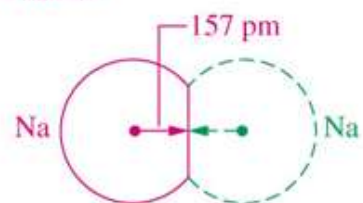


Atomsugár változása – periódusokon belül

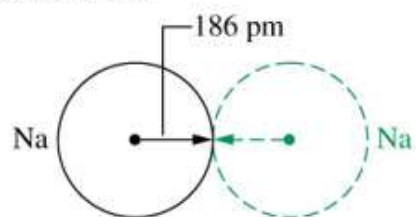


Atomsugár változása

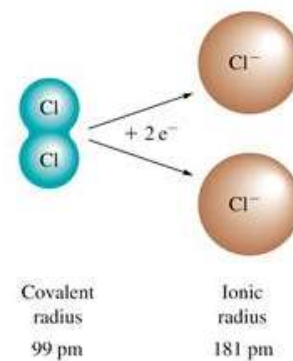
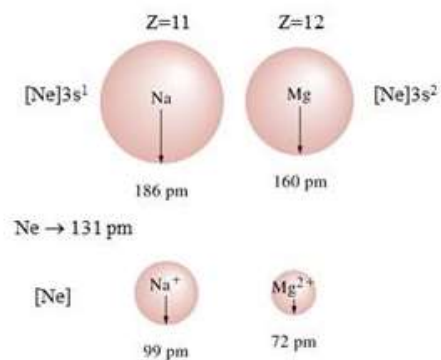
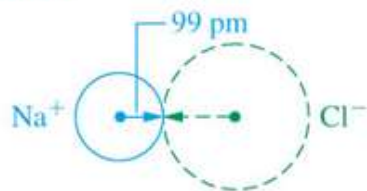
Covalent radius:



Metallic radius:

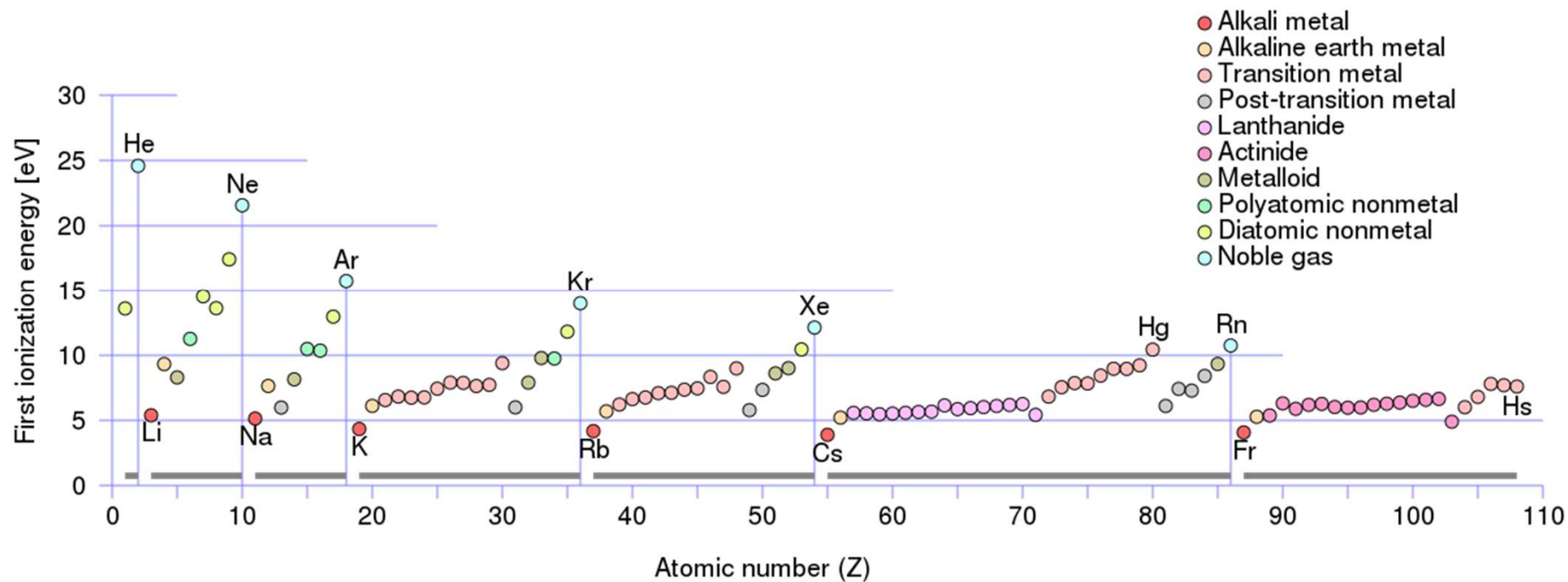


Ionic radius:



Első ionizációs energia változása

azaz energiamennyiség, ami az első elektron leszakításához szükséges



Elektronegativitás

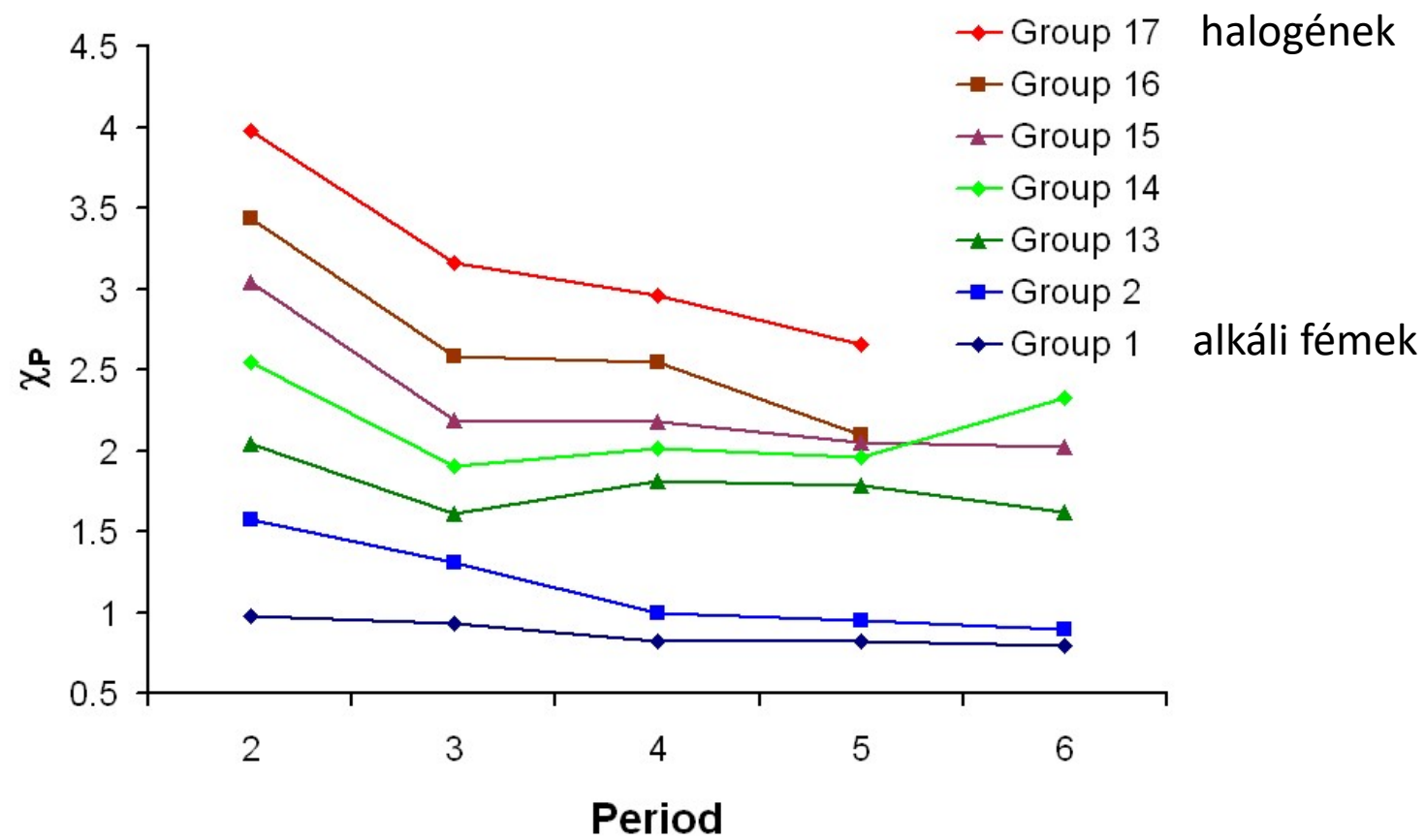
viszonyszám, a molekulán belüli elektronvonzó képességet adja meg, (Pauling, 1932)

→ Atomsugár nő → Ionizációs energia nő → Elektronegativitás nő →

Csoport (oszlopok)	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
Periódus (sorok)																		
1	H 2,20																	He 3,89
2	Li 0,98	Be 1,57											B 2,04	C 2,55	N 3,04	O 3,44	F 3,98	Ne 3,67
3	Na 0,93	Mg 1,31											Al 1,61	Si 1,90	P 2,19	S 2,58	Cl 3,16	Ar 3,3
4	K 0,82	Ca 1,00	Sc 1,36	Ti 1,54	V 1,63	Cr 1,66	Mn 1,55	Fe 1,83	Co 1,88	Ni 1,91	Cu 1,90	Zn 1,65	Ga 1,81	Ge 2,01	As 2,18	Se 2,55	Br 2,96	Kr 3,00
5	Rb 0,82	Sr 0,95	Y 1,22	Zr 1,33	Nb 1,6	Mo 2,16	Tc 1,9	Ru 2,2	Rh 2,28	Pd 2,20	Ag 1,93	Cd 1,69	In 1,78	Sn 1,96	Sb 2,05	Te 2,1	I 2,66	Xe 2,67
6	Cs 0,79	Ba 0,89	*	Hf 1,3	Ta 1,5	W 2,36	Re 1,9	Os 2,2	Ir 2,20	Pt 2,28	Au 2,54	Hg 2,00	Tl 1,62	Pb 2,33	Bi 2,02	Po 2,0	At 2,2	Rn 2,2
7	Fr 0,7	Ra 0,9	**	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og
Lantanoidák	*	La 1,1	Ce 1,12	Pr 1,13	Nd 1,14	Pm 1,13	Sm 1,17	Eu 1,2	Gd 1,2	Tb 1,1	Dy 1,22	Ho 1,23	Er 1,24	Tm 1,25	Yb 1,1	Lu 1,27		
Aktinoidák	**	Ac 1,1	Th 1,3	Pa 1,5	U 1,38	Np 1,36	Pu 1,28	Am 1,13	Cm 1,28	Bk 1,3	Cf 1,3	Es 1,3	Fm 1,3	Md 1,3	No 1,3	Lr 1,291		

A Pauling-féle elektronegativitási állandók periódusos rendszere

Elektronegativitás



Ion képződés hatása az atom átmérőjére

pozitív ion (kation):

- elektron leadás,
- külső elektronhéj megszűnik,
- taszítás csökken

negatív ion (anion):

- elektron felvétel
- külső elektronhéj feltöltődik,
- taszítás nő

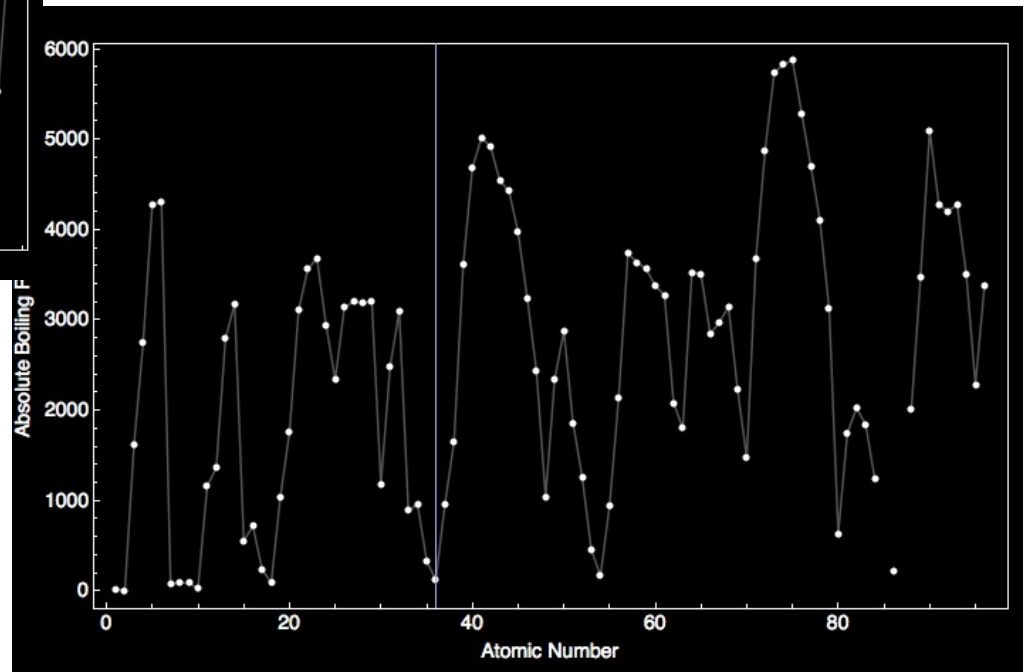
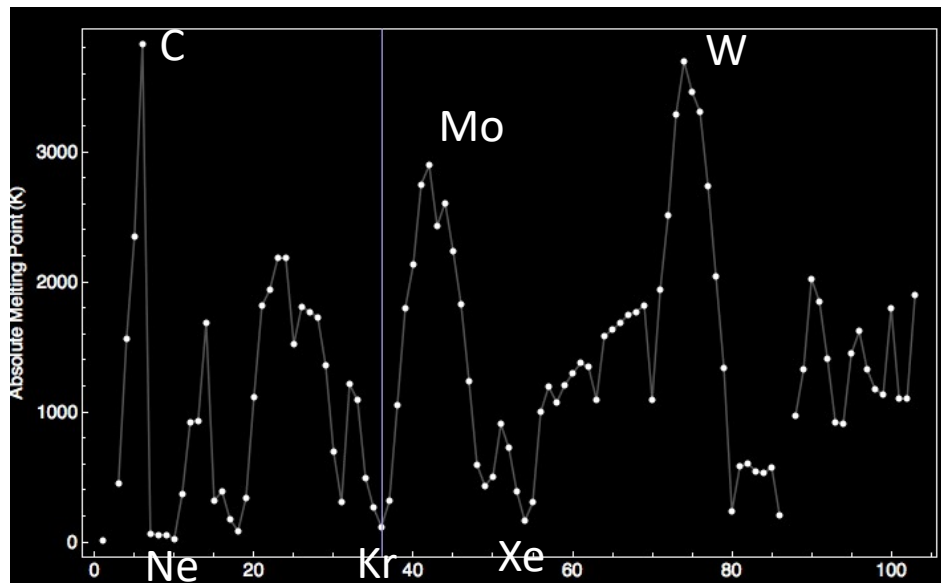
Li 152 Li⁺ 59	Be 111 Be²⁺ 27											B 88	C 77	N 75 N³⁻ 171	O 73 O²⁻ 140	F 71 F 133		
Na 186 Na⁺ 99	Mg 160 Mg²⁺ 72											Al 143 Al³⁺ 53	Si 117	P 110 P³⁻ 212	S 104 S²⁻ 184	Cl 99 Cl⁻ 181		
K 227 K⁺ 138	Ca 197 Ca²⁺ 100	Sc 161 Sc³⁺ 75	Ti 145 Ti²⁺ 86	V 132 V²⁺ 79 V³⁺ 64	Cr 125 Cr²⁺ 82 Cr³⁺ 62	Mn 124 Mn²⁺ 83	Fe 124 Fe²⁺ 77 Fe³⁺ 65	Co 125 Co²⁺ 75 Co³⁺ 61	Ni 125 Ni²⁺ 70	Cu 128 Cu⁺ 96 Cu²⁺ 73	Zn 133 Zn²⁺ 75	Ga 122 Ga³⁺ 62	Ge 122	As 121	Se 117 Se²⁻ 198	Br 114 Br⁻ 196		
Rb 248 Rb⁺ 149	Sr 215 Sr²⁺ 113											Ag 144 Ag⁺ 115	Cd 149 Cd²⁺ 95	In 163 In³⁺ 79	Sn 141 Sn²⁺ 93	Sb 140 Sb³⁺ 76	Te 137 Te²⁻ 221	I 133 I⁻ 220

Csoportosítás közös fizikai, kémiai jelleg alapján

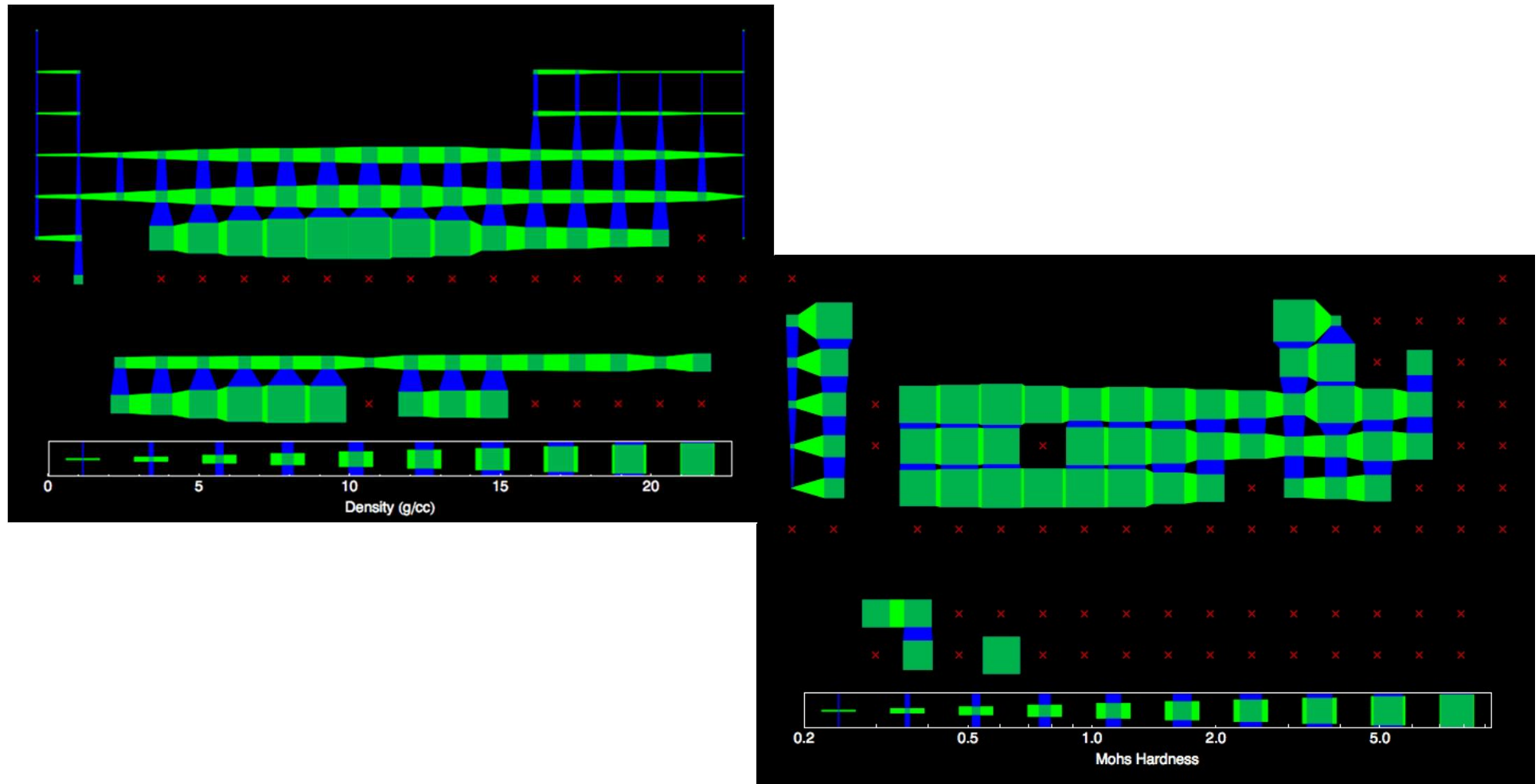
olvadáspont vizsgálata:

- alapvetően a kristályszerkezettől függ
- csoportokon belül lefelé haladva:
 - s- és $d^{1,10}$ -mező elemeinél csökken
Li: 180°C Cs: 29°C;
 - d^{2-9} - és p-mező elemeinél nő
Cr: 1875°C W: 3410°C; F=-220°C I=114°C
 - de vannak eltérések!
- a periódus közepe felé a legnagyobb, míg a szélek felé csökken

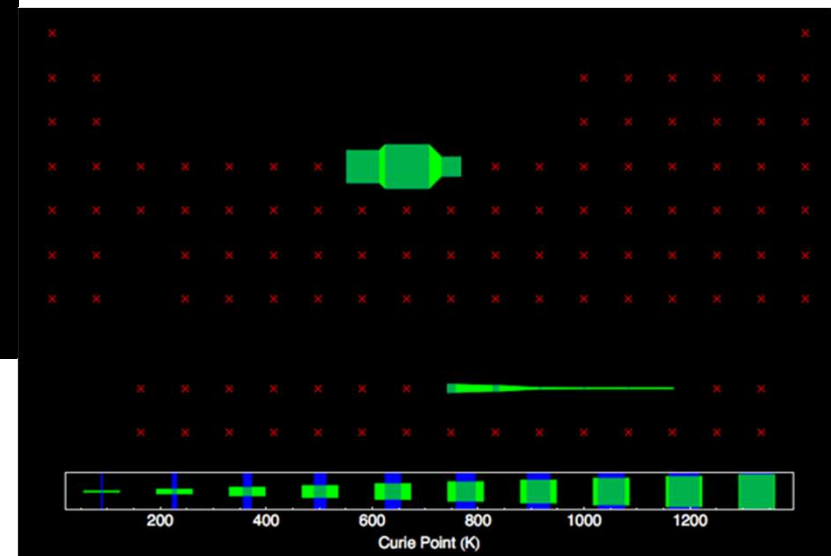
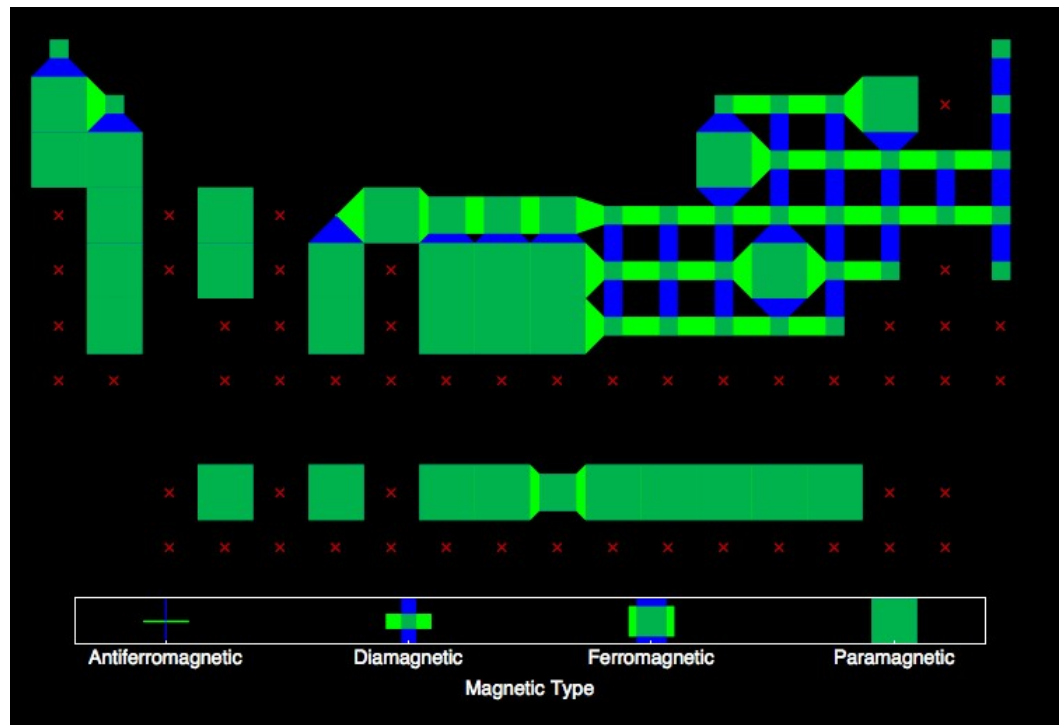
Olvadáspont és forráspont



Sűrűség és Mohs-féle keménység

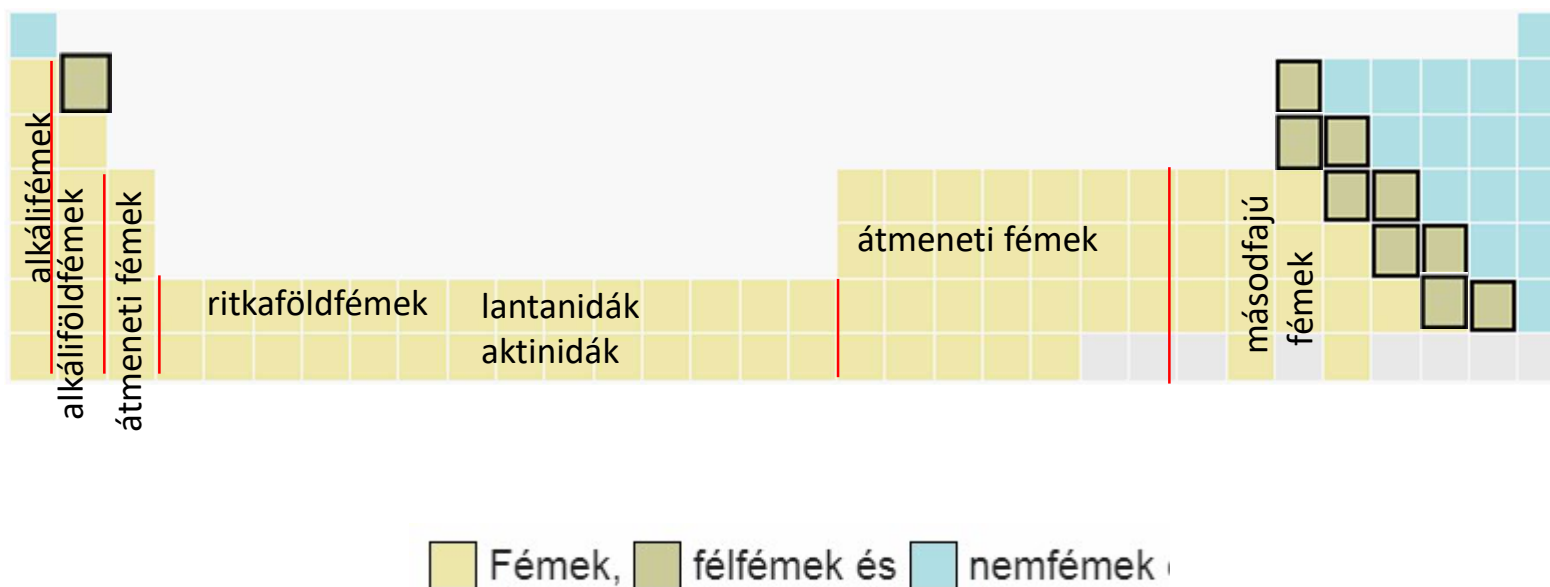


Mágnesség és Curie-pont



Csoportosítás közös fizikai, kémiai jelleg alapján

elemek csoportosítása



Csoportosítás közös fizikai, kémiai jelleg alapján

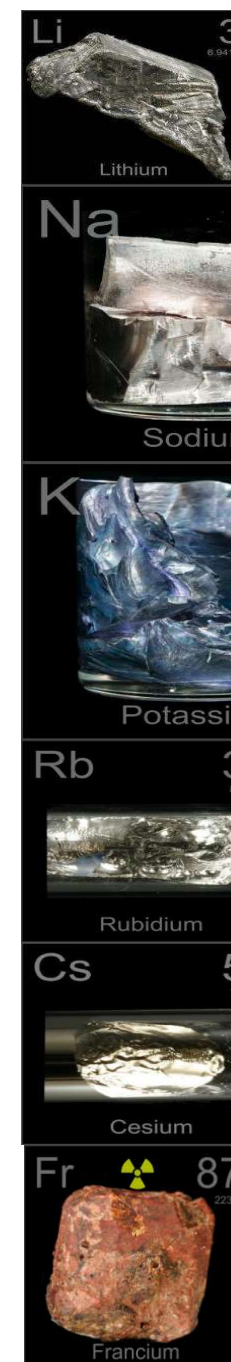
fémek:

- elektronegativitás, ionizációs energia kicsi
- szilárd anyagok (kivéve Hg)
- jó elektromos és hővezetők
- nyújtható, kalapálhatók
- egymással ötvözhetők
- nemfémekkel sószerű ionos vegyületeket képeznek
- elektron leadás, kation képződés
- alcsoportok: alkáli fémek, alkáli földfémek, lantanoidák, aktinoidák, átmeneti fémek, másodfajú fémek,

Alkálifémek

The image shows a standard periodic table of elements. The first column, Group 1, is circled in red. This group includes Hydrogen (H), Lithium (Li), Sodium (Na), Potassium (K), Rubidium (Rb), Cesium (Cs), and Francium (Fr). The other groups are labeled with numbers 2 through 10, and the transition metals are labeled with letters A and B.

- egy vegyérték elektron
- olvadáspontjuk: alacsony
- atomátmérő: nagy
- nagyon reakcióképesek, természetben tisztán nem fordulnak elő
- puhák, sűrűségük kicsi
- elektromos áramot jól vezetnek



Alkáliföldfémek



The image shows a standard periodic table of elements. The first column, representing the alkali metals (Group 1), is circled in red. This group includes Lithium (Li), Sodium (Na), Potassium (K), Rubidium (Rb), Cesium (Cs), and Francium (Fr). The table also shows other groups like the noble gases (Group 18) and the transition metals.

- lezárt s-pálya
- olvadáspontjuk: magasabb
- atomátmérő: valamivel kisebb
- reakcióképesek, természetben tisztán nem fordulnak elő
- nem annyira puhák, sűrűségük nagyobb
- elektromos áramot kevésbé jól vezetnek

?



Átmeneti fémek I. szkandium- titán- és vanádiumcsoport

A periodic table of elements with the transition metal groups (Scandium, Titanium, Vanadium) highlighted in red. The groups are labeled 3, 4, and 5 respectively.

- a lezárt s pálya alatt megjelenik a d pálya (pl. $4s^2, 3d^{1...3}$)
- magas olvadáspont
- elektromosságot jól vezetnek (de nem annyira, mint a rézcsoporthoz tartozó elemek)
- reakcióképességük kisebb



Átmeneti fémek II. króm- és mangáncsoport

- szabálytalan elektronhéj szerkezet
(V: $4s^2, 3d^3 \rightarrow$ Cr: $4s^1, 3d^5$ Mn: $4s^2, 3d^5$)
- bázisos/savas jelleg
- magas olvadáspont (perióduson belül a legmagasabb)
- kevésbé reakcióképesek
- ötvöző anyagok: saválló, rozsdamentes, kemény, szívós ötvözetek



Átmeneti fémek III. vascsoport

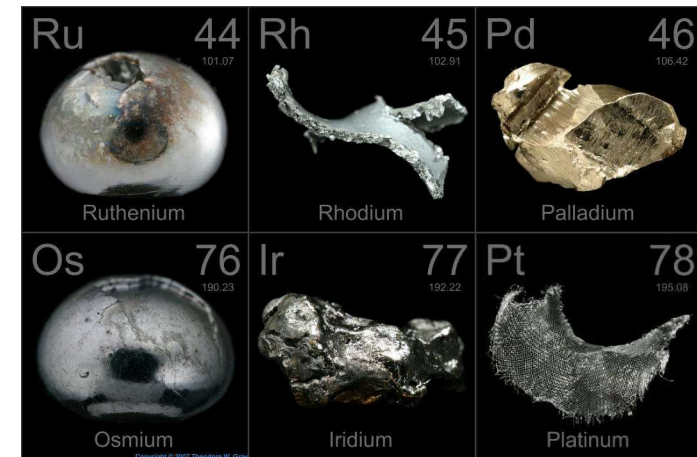
- „triád”
- feltöltődő d pálya ($4s^2, 3d^{6...8}$)
- kovalens kötések alakítanak ki
- olvadáspont közepes ($\approx 1500\text{ }^\circ\text{C}$)
- kevésbé reakcióképesek
- ferromágneses tulajdonságúak (Curie-pont alatt)
- tiszta fémként lágyak (Co kevésbé)
- rozsdásodás



Átmeneti fémek IV. platinacsoport

A periodic table of elements with the platinum group (Ru, Rh, Pd, Os, Ir, Pt) highlighted in a red circle. The table shows elements from Hydrogen (1) to Oganesson (118), with the platinum group elements located in the d-block, specifically in the 8th and 9th periods.

- két „triád”: könnyű és nehéz Pt-fémek
- három diád – hasonló tulajdonságok
- feltöltődő d és s pálya – eltérő feltöltődési rend
- olvadáspont magas (Pa: 1550 °C – Os: 3000 °C)
- kémiaailag a legellenállóbb átmeneti fémek
- Os, Ir kemény, Pa, Pt lágy
- elektromos vezetőképességük nagyon jó



Másodfajú fémek I. rézcssoport

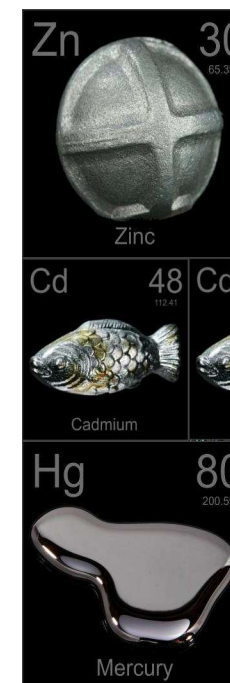
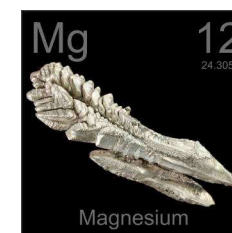
Period	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
Period	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	H	He																
2	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne										
3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar										
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Cobalt	Nickel	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr		

- elektronszerkezetük hasonló az alkálifémekéhez, de van d (és f) pálya is
- legjobb elektromos vezetők
- sűrűségük nagy
- elektronegativitásuk nagy
- jól nyújthatók, kovácsolhatók



Másodfajú fémek II. magnézium és a cinkcsoport

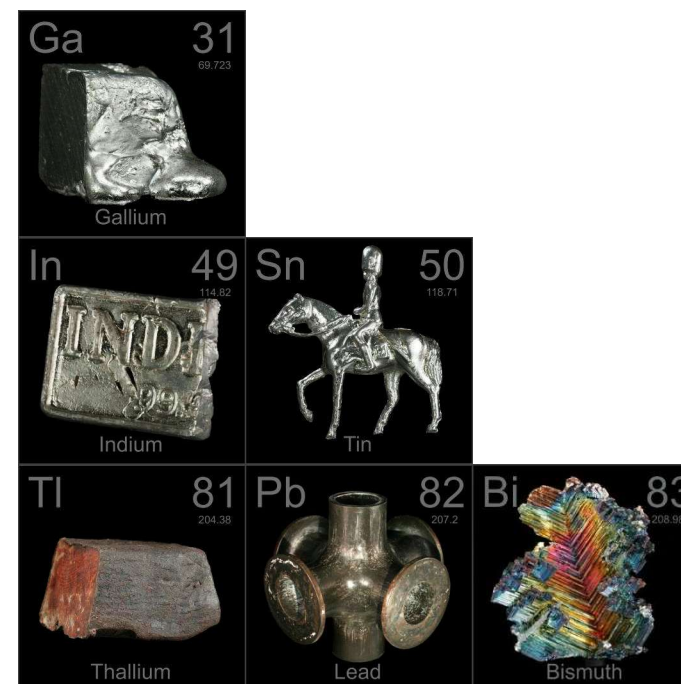
- elektronszerkezetük hasonló az alkáliföldfémekéhez, de van d (és f) pálya is
- közepes elektromos vezetők
- sűrűségük nagy
- elektronegativitásuk viszonylag nagy
- enyhe amfoter jelleg (Zn, Cd)



Másodfajú fémek III. galliumcsoport, ón, ólom, bizmut

A periodic table of elements with the second group of metals (Ga, In, Sn, Pb, Bi) highlighted in a red circle. The table includes element symbols, atomic numbers, and names in Hungarian.

- s^2p^1 -, s^2p^2 -, s^2p^3 - elektronszerkezet
- viszonylag jó hő- és elektromos vezetők
- alacsony olvadáspont
- elektronegativitásuk viszonylag nagy
- enyhe amfoter jelleg (Ga, In, Sn)



Csoportosítás közös fizikai, kémiai jelleg alapján

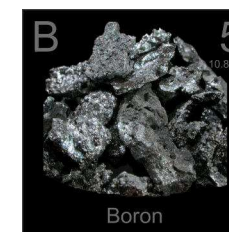
félfémek:

- tulajdonságaik átmenetet képeznek a két csoport között vagy keverékei azoknak (pl. Al vagy Si)

Félfémek I. berillium, bór, alumínium

A periodic table of elements. The elements Berillium (Be), Bór (B), and Alumínium (Al) are highlighted with red circles. Be is in group 2, period 2. B is in group 13, period 2. Al is in group 13, period 3.

- s^2 -, s^2p^1 - elektronszerkezet
- Be, Al: jó hő- és elektromos vezetők
B: szigetelő
- B, Be: magas olvadáspont, Al: alacsony o.p.
- elektronegativitásuk viszonylag nagy
- amfoter jellegűek
- kicsi sűrűség



Félfémek II. szilícium, germánium

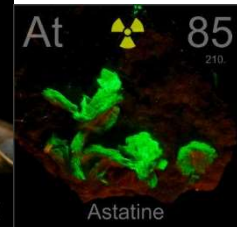
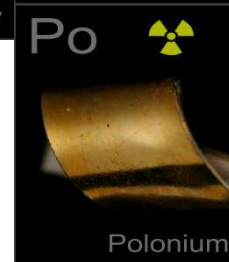
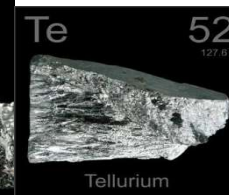
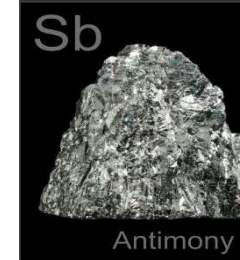
Element	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
Period	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	H	He																
2	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne										
3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar										
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Mn	Lv	Ts	Og

- s^2p^2 - elektronszerkezet
- szerkezetük hasonlít a gyémánthoz, de szennyezés hatására könnyen delokalizált π -kötések is kialakulnak
- félvezetők
- elektronegativitásuk viszonylag nagy
- amfoter jellegűek
- kicsi reakcióképesség



Félfémek III. arzén, antimon, tellúr, polónium asztácium

- s^2p^3 -, s^2p^4 -, s^2p^5 - elektron-szerkezet
- félvezetők (As)
- elektronegativitásuk viszonylag nagy
- amfoter jellegűek
- kicsi reakcióképesség



Ritkaföldfémek – lantanidák és aktinidák

The periodic table shows the lanthanide and actinide series highlighted in red. The lanthanide series (elements 57-71) and actinide series (elements 89-103) are shown below the main body of the table. The actinide series includes elements with radioactive symbols.



f-mező elemei



elektronegativitásuk kisebb, mint az átmeneti fémeké,
nincs amfoter jellegük



Csoportosítás közös fizikai, kémiai jelleg alapján

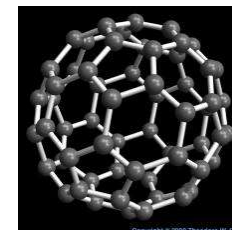
nemfémek:

- elektronegativitás, ionizációs energia nagy
- többnyire gázok (kivéve C, P, S, Se, I, illetve Br)
- általában rosszul vezetik a hőt és az elektromos áramot (kivéve pl. grafit)
- elektronfelvétel, anion képződés
- jellemzően kovalens molekulák
- alcsoportok: többatomos nemfémek, kétatomos nemfémek, nemesgázok

Szén

- s^2p^2 -elektronszerkezet
- maximálisan 4 kötést alakíthat ki
- olvadáspontja igen magas
- reakcióképessége viszonylag kicsi: elemi állapotban lévő atomjai alacsony energiaszinten vannak
- fémekkel karbidokat alkot (Al_4C_3 , CaC_2)

Csoport	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
Periodus	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	H	He																
2	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne										
3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar										
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Mf	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po



Nitrogén és foszfor

Csoport	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
Periodus	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	H	He																
2	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne										
3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar										
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr	

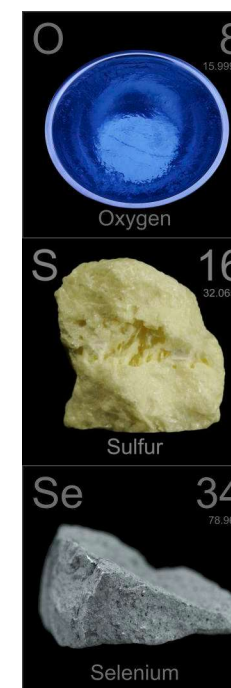
- s^2p^3 -elektronszerkezet
- N: gáz, P: szilárd
- elektronegativitásuk nagy
- P: 3 módosulata van, fémes P vezeti az áramot (grafitszerű szerkezet)
- N: két atomos molekulák, stabil, kevésbé reakcióképes molekulák



Oxigén, kén, szelén

Csoport	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
Perioda	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	H	He																
2	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne										
3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar										
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Mf	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po

- s^2p^4 -elektronszerkezet
- O: gáz, S, Se: szilárd
- O majdnem valamennyi elemmel közvetlenül reagál (kivéve: halogének, nemes gázok)
- S, Se még a halogénekkal is reagál



Halogének

Csoport	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
Periodus	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	H	He																
2	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne					Na	Mg	Al	Si	P	S
3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar					K	Ca	Sc	Ti	V	Cr
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	
7	Fr	Ra	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr	

- s^2p^5 -elektronszerkezet
- igen reakcióképesek
- hasonlóan az alkáli fémekhez, ezeket is inkább csak vegyületeikben használjuk, bár két atomos molekulák miatt elemi állapotban is előállíthatók



Nemes gázok

- teljes lezárt elektronpályák
- egy atomos gázok
- reakciókészségük nagyon minimális inkább csak Xe-nál figyelhető meg

A periodic table of elements with the noble gases (Group 18) highlighted in a red circle. The noble gases are Helium (He), Neon (Ne), Argon (Ar), Krypton (Kr), Xenon (Xe), and Radon (Rn). The table also shows the atomic number and chemical symbol for each element.



Csoportosítás közös fizikai, kémiai jelleg alapján

más csoportosítások is léteznek:

- geokémiai szempontból
- kristályszerkezet alapján
- olvadáspont alapján

Elemek közötti kapcsolat – kémiai kötések

Természetben egyatomos formában csak a nemes gázok fordulnak elő

- o oka: a külső elektronhéj teljes feltöltöttsége

a többi elem különböző típusú vegyületet képez

- o a cél: a nemes gáz (nemes fém) konfiguráció, azaz az energiaminimum elérése

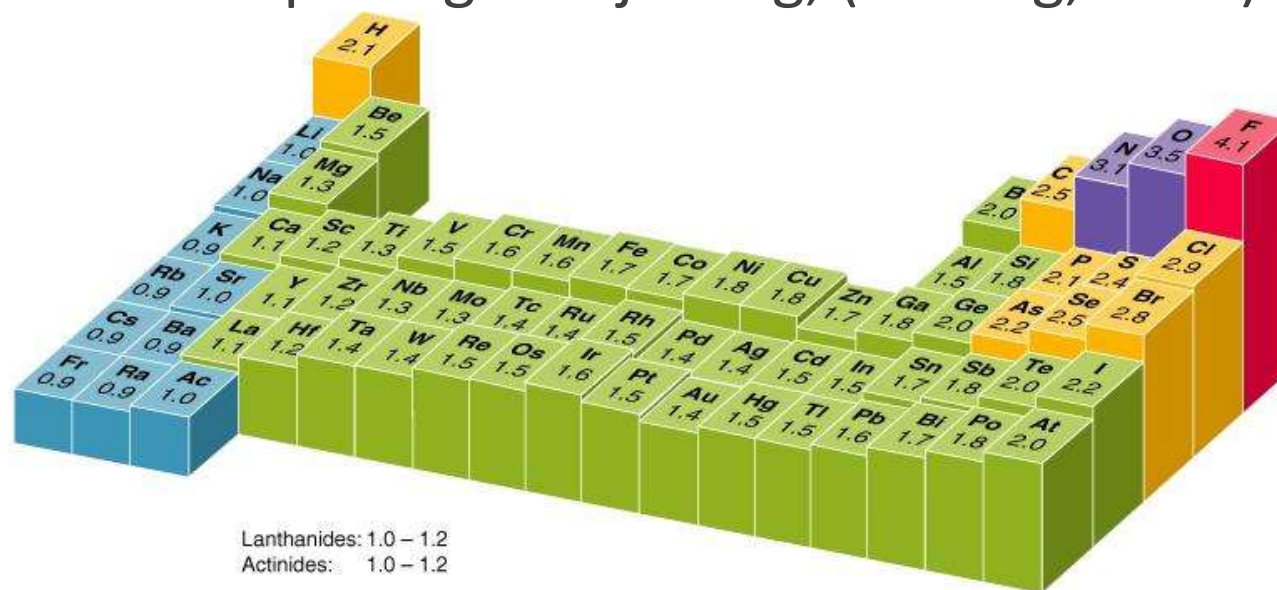
- Hélium: He=2
- Neon: Ne=2;8
- Argon: Ar = 2;8;8
- Kripton: Kr= 2;8;18;8
- Xenon: Xe = 2;8;18;18;8
- Radon : Rn = 2;8;18;32;18;8

Co	Ni	Cu
$3d^7 4s^2$	$3d^8 4s^2$	$3d^{10} 4s^1$
Rh	Pd	Ag
$4d^8 5s^1$	$4d^{10} 5s^0$	$4d^{10} 5s^1$
Ir	Pt	Au
$5d^7 6s^2$	$5d^9 6s^1$	$5d^{10} 6s^1$

Elektronegativitás

a vegyület jellegét, azaz a kötés típusát az alkotó elemek elektronegativitása határozza meg

elektronegativitása viszonyszám, a molekulán belüli elektronvonzó képességet adja meg, (Pauling, 1932)



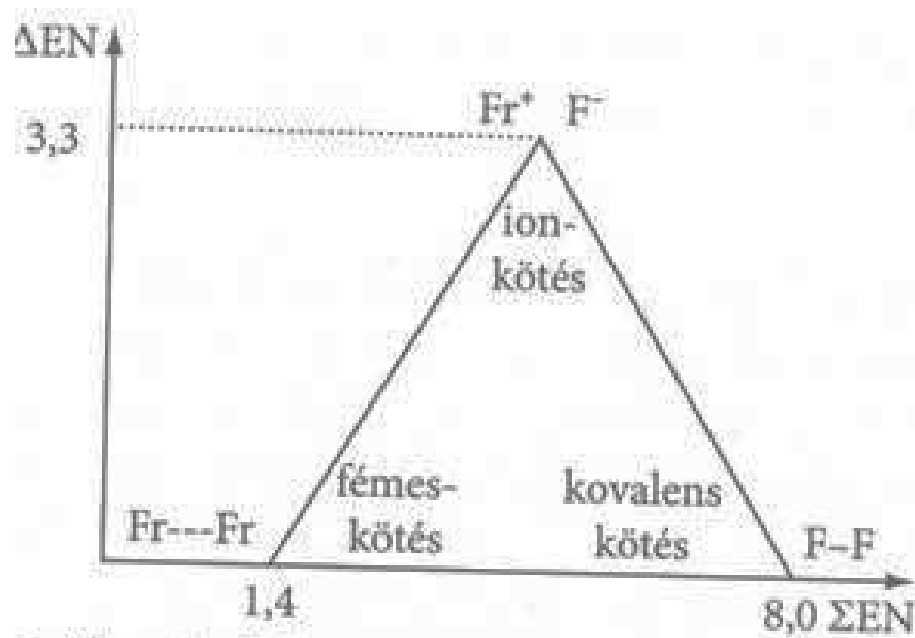
Elemek közötti kapcsolat – kémiai kötések

elsődleges (elsőrendű) kémiai kötések:

- cél a nemes gáz konfiguráció kialakítása
- kötési energia 80 – 800 kJ/mol
- ionos: az egyik elem lead elektront, a másik felveszi azt, kation illetve anion képződik
- kovalens: a kötő elektronok mindkét atomhoz tartoznak, közös elektronpálya
- fémes: a kötő elektronok több (tetszőleges számú) atomhoz tartoznak delokalizált kötés formájában

Elemek közötti kapcsolat – kémiai kötések

kötés jellegének meghatározása az elektronegativitások összege és különbsége alapján



Elemek közötti kapcsolat – kémiai kötések

a létre jövő kötés:

- **ionos** jellegű, ha a ΔEN nagy (>2) és ΣEN is viszonylag nagy (>3)
- **kovalens** jellegű, ha a ΔEN kicsi ($<0,5$) és ΣEN viszonylag nagy (>4)
- **fémes** jellegű, ha ΔEN kicsi (<2) és ΣEN is kicsi (<2)

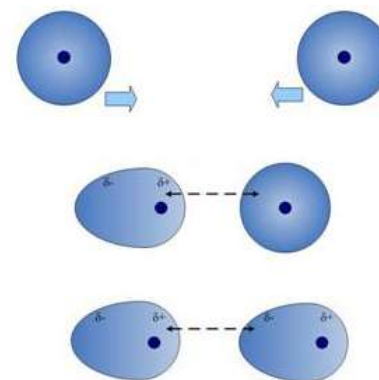
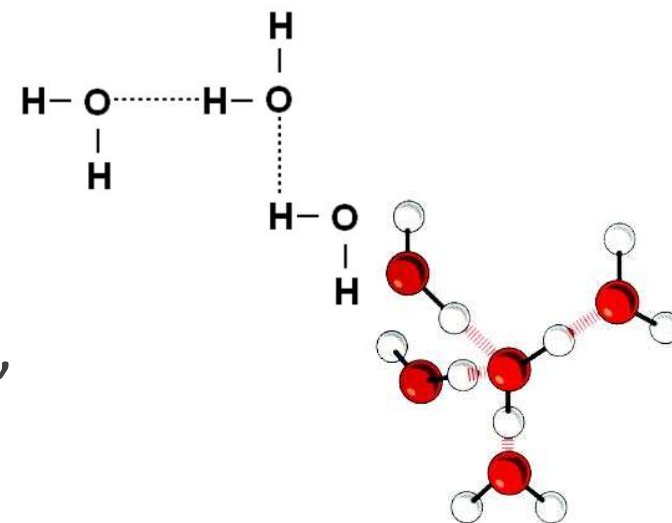
kötések közötti átmenetek:

- poláris kovalens kötés pl. vízmolekula
- fémes kötés kovalens jelleggel

Elemek közötti kapcsolat – kémiai kötések

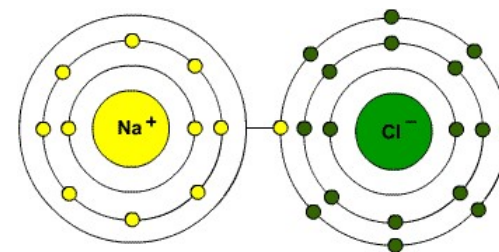
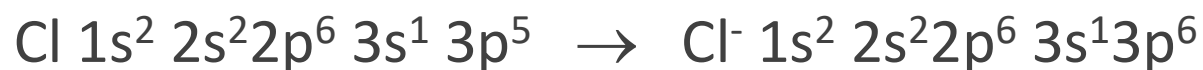
másodlagos kötések:

- molekulák között jönnek létre
- gyenge kölcsönhatások
- de befolyásolják oldódást, forráspontot, fajhőt
- hidrogénhíd kötés (8-40 kJ/mol)
- van der Waals-erők (elektrosztatikus kölcsönhatás) (0,8-12 kJ/mol)
- élő szervezetekben is fontosak

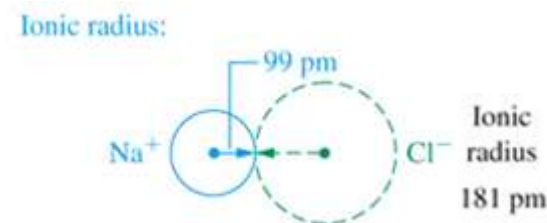


Ionos kötés

- a ΔEN nagy (>2) és ΣEN is viszonylag nagy (>3)
- elektron leadással, illetve felvétellel érhető el a nemes gáz konfiguráció:

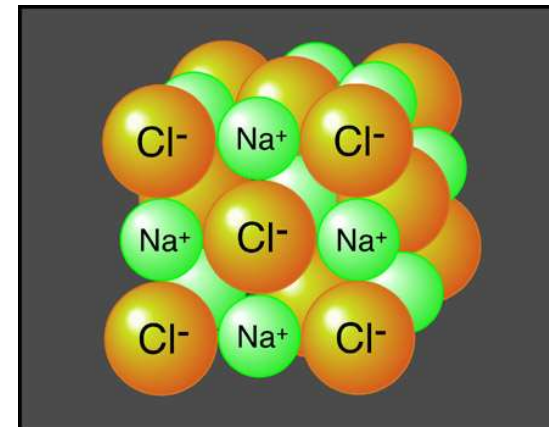


- elektron leadáshoz ionizációs energia kell, az ion mérete kisebb lesz
- elektronfelvétel energia leadással jár (de csak az első!), az ion mérete nő



Ionos kötés

- az energia felszabadulás mértéke kisebb, mint az ionizációs energiaszükséglet
- szilárd állapotban kristálysó alakul ki
- az ellentétes töltésű ionok az elektrosztatikus vonzóerő következtében közel kerülnek egymáshoz: ionrács jön létre
- potenciális energiájuk csökken
- ez pótolja a szükséges ionizációs energiát



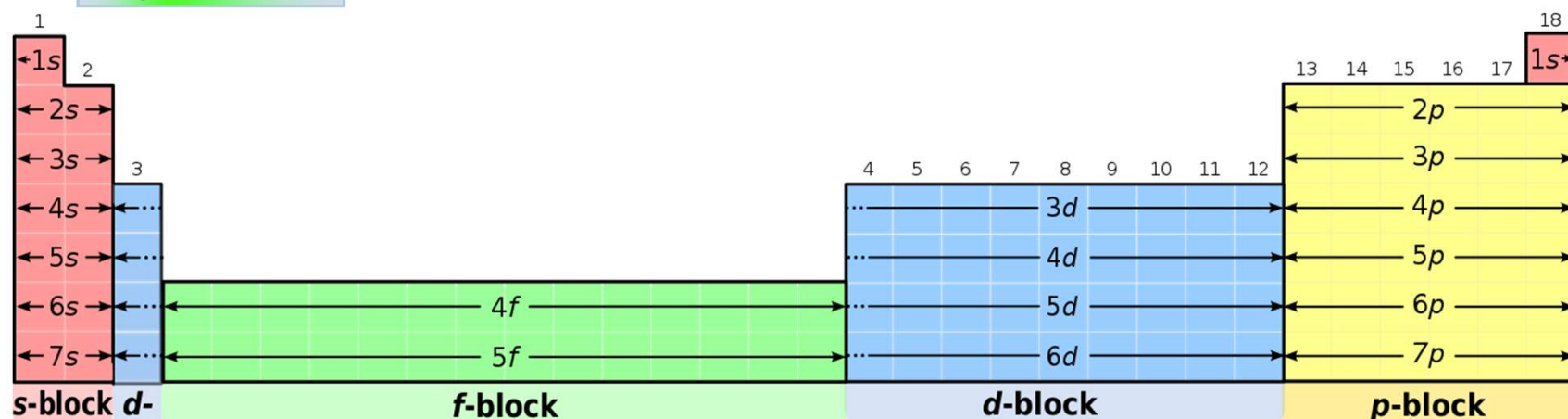
Ionos kötés

- oldatban, olvadékban: az ionrács felbomlik, „szabad” kationok és anionok jönnek létre,
- hevítésre: különálló molekulák lépnek ki a gáztérbe
- szilárd állapotban szigetelők
- oldott vagy olvadék állapotban jól vezetik az elektromos áramot
- olvadáspontjuk magas
- szilárdságuk nagy

Ionos kötés

általában:

- az **s-mező** elemei és az Al elektron leadással kationt hoznak létre (kivéve H, He)
- a **p-mező** elemei elektronfelvétellel anionok lesznek (kivéve a nemes gázok)
- **d, f-mező** elemei változatos szerkezet



Kovalens kötés

kovalens kötés jellege

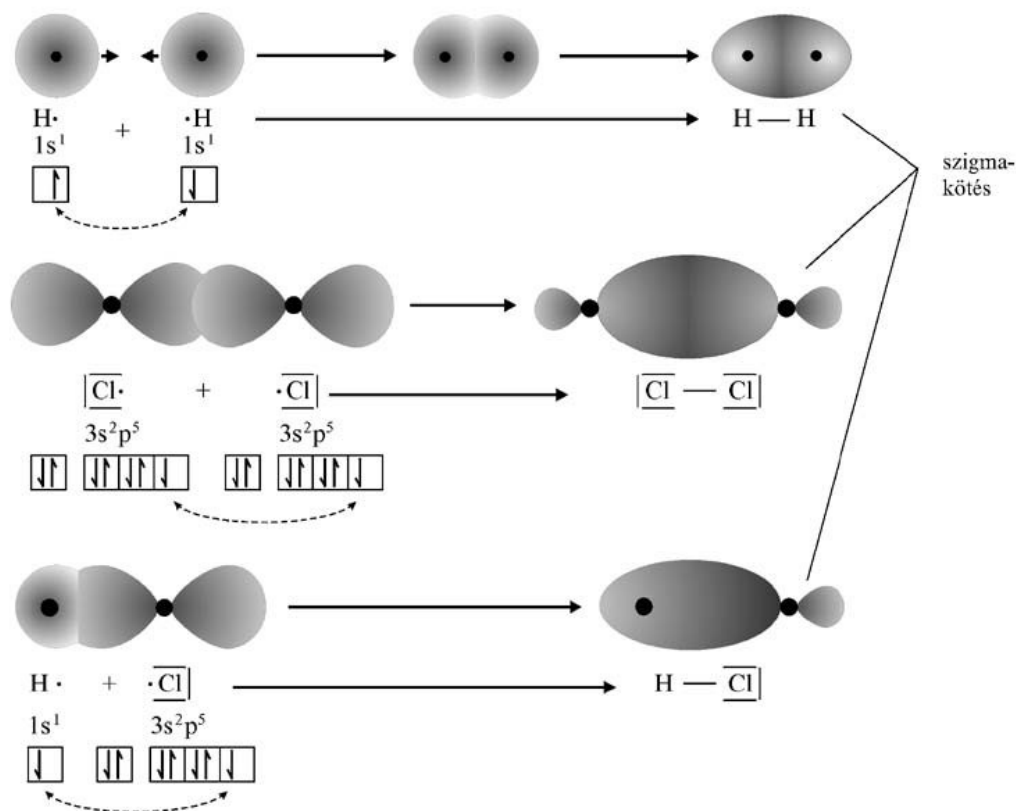
- a ΔEN kicsi ($<0,5$) és ΣEN viszonylag nagy (>4)
- ha $\Delta EN < 0,5$, akkor apoláros a molekula, azaz a kötőelektron pár mindkét atomhoz ugyanakkora valószínűséggel tartozik
- ha $0,5 < \Delta EN < 2$, akkor poláros a molekula, azaz a nagyobb elektronegativitású atom „elszívja” a kötőelektron párt

Kovalens kötés

- a kovalens kötés lényege, hogy az atomok párosítatlan spinű elektronjai páronként egy-egy kötő elektronpárt hoznak létre
- ez elektronpárok száma lehet 1, 2 illetve 3
- speciális esetben mindkét elektront az egyik atom adja (datív kötés, komplex vegyületek)
- a kovalens kötés hatására a szabad atomokból molekulák jönnek létre, melyek energiaszintje alacsonyabb, mint a különálló atomoké

Kovalens kötés

egyszeres kovalens kötés: σ -kötés

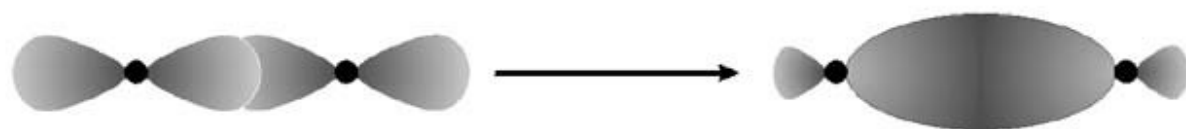


$\Delta EN = 0$
apoláros
molekula

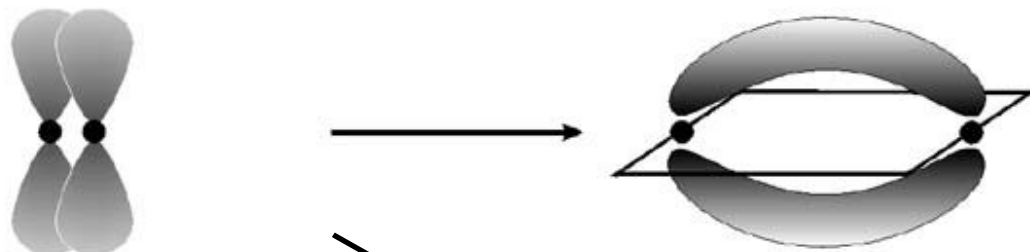
$\Delta EN \cong 1$
poláros
molekula

Kovalens kötés

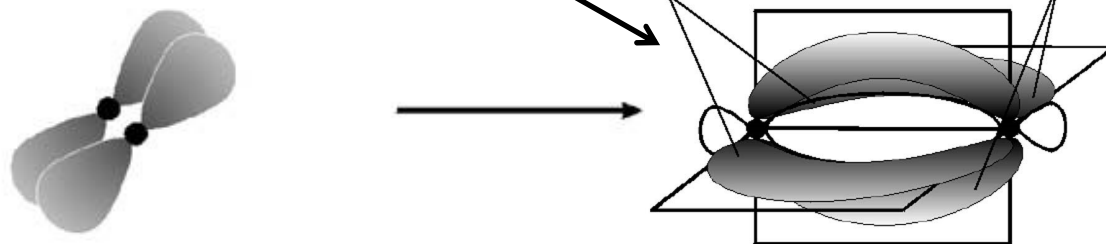
többszörös kovalens kötés: π -kötés



σ -kötés

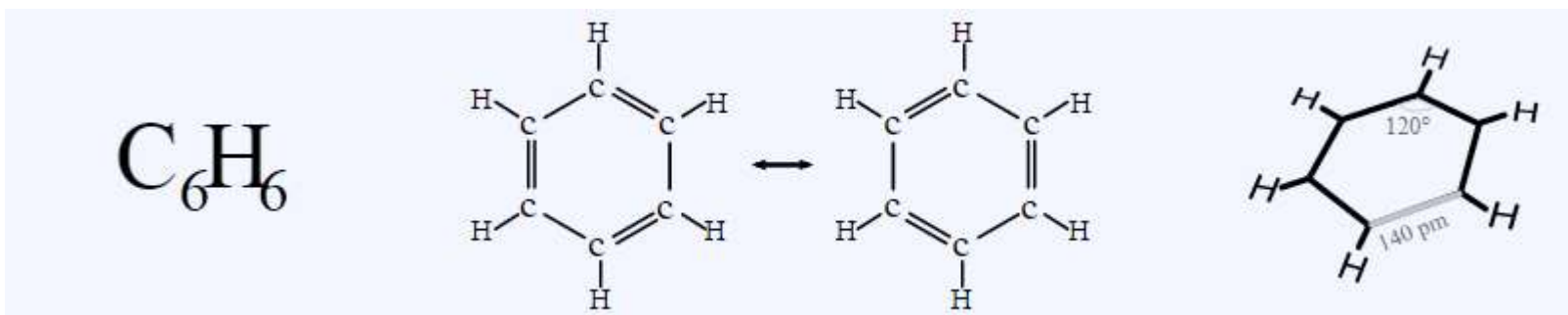


egyszeres
 π -kötés



kétszeres
 π -kötés

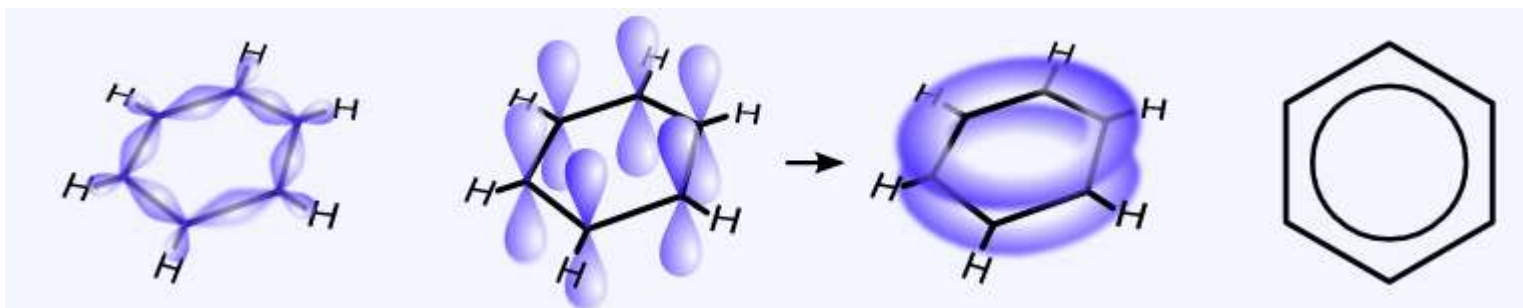
Kovalens kötés



összegképlet

Kekulé-forma

síkvetület



σ -kötések
 s - és $p_{x,y}$ -pályákon

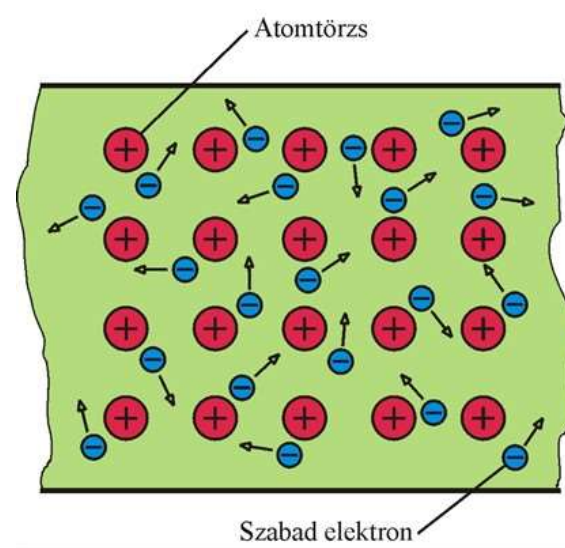
p_z pályák

delokalizált
 π -kötés

benzol-
gyűrű

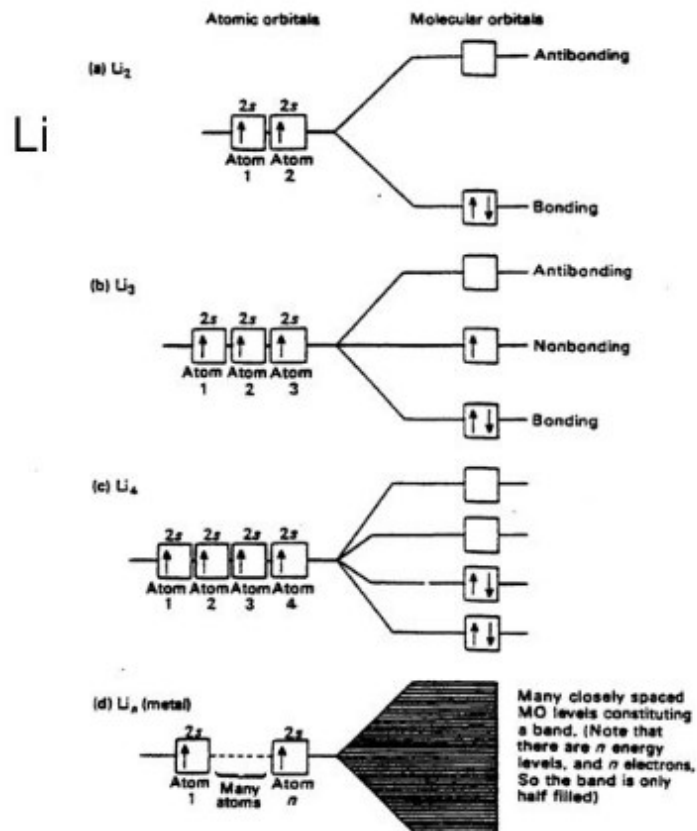
Fémes kötés

- akkor jön létre, ha a kötésben álló atomok elektronegativitásának összege és különbsége is kicsi
- általános jellemzői:
 - a rácspontokban pozitív töltésű fémionok vannak (helyhez kötöttek)
 - a vegyértékelektronok szabadon mozognak elektronfelhőként
 - emiatt jó hő és villamosvezetők
 - nagy a szilárdságuk, jó az alakíthatóságuk



Fémes kötés

a fémes kötés kialakulása:



két atomos „molekula”

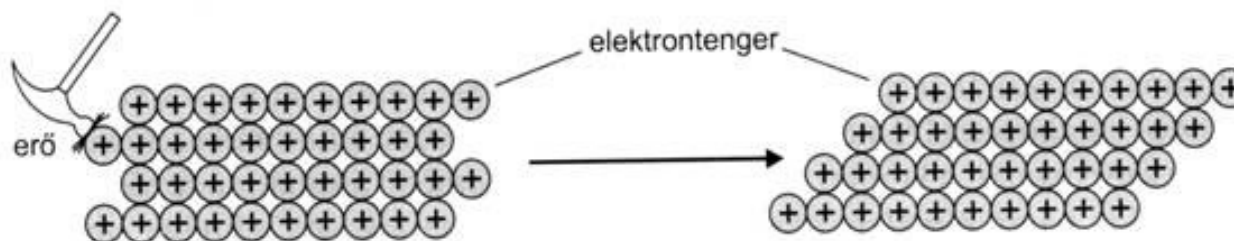
három atomos molekula

négy atomos molekula

sok atomos molekula

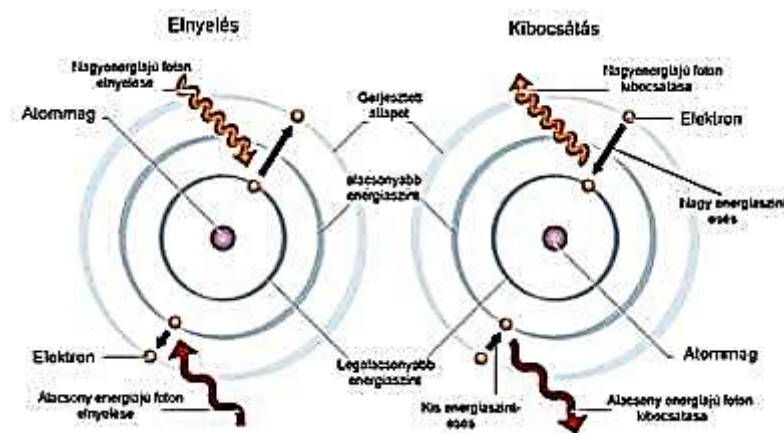
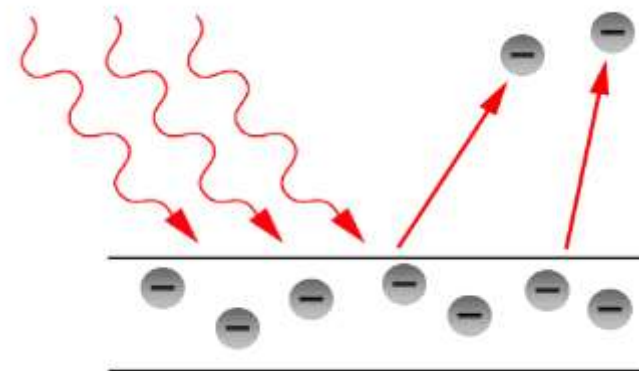
Fémes kötés

- a vegyérték elektronhéjak (általában s -, illetve d -pályák) nagyszámú, azonos energiaszintű elektronpályáinak átfedésével **energiasáv** alakul ki, amelyen belül az elektron bármely energiaszinten elhelyezkedhetnek, azaz viszonylag szabadon mozoghatnak
- a delokalizált elektronok mindig kiegyenlítik a pozitív fémionok, illetve rétegek közötti taszító erőket → jó mechanikai alakíthatóság



Fémes kötés

- optikai tulajdonságok:
- átlátszatlanság: nagyon sokfajta elektronátmenet lehetséges → gyakorlatilag minden hullámhosszúságú fény abszorbeálódik
- fémes fény: a kristályfelületen lévő delokalizált elektronok gerjesztését követő abszorbeált fény viaszasugárzása okozza



Fémes kötés

- elektromos vezetőképeség:
 - az energiasáv csak részben van betöltve elektronokkal
 - feszültségkülönbség hatására az elektronok a sáv betöltetlen részébe kerülnek
 - helyükön hiány vagy lyuk marad, amit viszont egy másik elektron tölt be, így viszont újabb lyuk keletkezik
 - a lyuk mindaddig vándorol, míg a külső forrásból származó elektron be nem tölti

Fémes kötés

- a lyuk és a gerjesztett elektronok vándorlása ellentétes irányú
- a vezetés során sem a fémkristály tömege, töltése nem változik
- a vezetőképeség a hőmérséklet növekedésével csökken, azaz nő a fém ellenállása, mivel magasabb hőmérsékleten a fémionok rezgőmozgása fokozódik, a mozgó elektronokkal gyakrabban ütköznek
- szupravezetésnél az fémionok rezgőmozgása gyakorlatilag megszűnik, az elektronok „akadálytalanul” jutnak át közöttük

Fémes kötés

- a fémek általában jó hővezetők, különösen az ezüst, a réz és az arany, de például a Pt, az Pb és a Ti nem annyira
- a hővezetés és az elektromos vezetés között van hasonlóság, de van eltérés is!

Fémes kötés

	hővezetési tényező $W/(mK)$	fajlagos ellenállás $\Omega mm^2/m$
ezüst	429	0,016
réz	401	0,017
arany	310	0,02
platina	71	0,1
ólom	35	0,2
titán	22	0,42
gyémánt	1000	10^{18}
grafit	140	12

Elektromos vezetőképesség, fajlagos ellenállás hővezető-képesség

