

A periódusos rendszer, az atomok elektronszerkezete, a Pauli-elv

1869-ben egy orosz kémikus Dmitrij Mengyelejev kb. 60 elemet ismert és ezeket az atomtömeg alapján egy táblázatba rendezte, bár az elektronszerkezetről semmit sem tudott. Korát meghazudtolva jóslta meg egyes újabb elemeknek a felfedezését ezen táblázat alapján. Így az idők folyamán a Mendelejev féle periódusos rendszert bővítették az új elemek felfedezésekor. Jelen alakja a következő:

AZ ELEM PERIÓDUSOS RENDSZERE	s-elemek		d-elemek										p-elemek									
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	VIII	I	II	III	IV	V	VI	VII	0					
K	1 H 1,01 1 Hidrogén																2 He 4,00 2 Hélium					
L	2 Li 6,94 3 Litium	2 Be 9,01 4 Berillium															2 B 10,81 5 Bór	2 C 12,01 6 Szén	2 N 14,01 7 Nitrogén	2 O 16,00 8 Oxigén	2 F 19,00 9 Fluor	2 Ne 20,18 10 Neon
M	3 Na 22,99 11 Nátrium	2 Mg 24,31 12 Mágnezium															3 Al 26,98 13 Alumínium	3 Si 28,09 14 Szilícium	3 P 30,97 15 Fosfor	3 S 32,07 16 Kén	3 Cl 35,45 17 Klór	3 Ar 39,95 18 Argon
N	4 K 39,10 19 Kálium	2 Ca 40,08 20 Kalcium	10 Sc 44,96 21 Szkandium	10 Ti 47,90 22 Titán	10 V 50,94 23 Vanádium	10 Cr 52,00 24 Krom	10 Mn 54,94 25 Mangán	10 Fe 55,85 26 Vas	10 Co 58,93 27 Kobalt	10 Ni 58,71 28 Nikkel	10 Cu 63,55 29 Réz	10 Zn 65,39 30 Cink	10 Ga 69,72 31 Gallium	10 Ge 72,59 32 Germánium	10 As 74,92 33 Arsén	10 Se 78,96 34 Szelen	10 Br 79,90 35 Brom	10 Kr 83,80 36 Kripton				
O	5 Rb 85,47 37 Rubidium	2 Sr 87,62 38 Stroncium	10 Y 88,91 39 Itérium	10 Zr 91,22 40 Cirkónium	10 Nb 92,91 41 Niobium	10 Mo 95,94 42 Molibdén	10 Tc 98,91 43 Technécium	10 Ru 101,07 44 Ruténium	10 Rh 102,91 45 Ródium	10 Pd 106,4 46 Palládium	10 Ag 107,87 47 Ezüst	10 Cd 112,41 48 Kadmium	10 In 114,82 49 Indium	10 Sn 118,71 50 Ólom	10 Sb 121,76 51 Antimon	10 Te 127,60 52 Téllium	10 I 126,90 53 Jód	10 Xe 131,29 54 Xenon				
P	6 Cs 132,91 55 Cézium	2 Ba 137,33 56 Bárium	10 La 138,91 57-71 Lantanoidák	10 Hf 178,49 72 Háfium	10 Ta 180,95 73 Tantal	10 W 183,85 74 Volfrám	10 Re 186,21 75 Rézium	10 Os 190,2 76 Órzium	10 Ir 192,22 77 Iridium	10 Pt 195,09 78 Platina	10 Au 196,97 79 Arany	10 Hg 200,59 80 Higany	10 Tl 204,37 81 Tallium	10 Pb 207,2 82 Ólom	10 Bi 208,98 83 Bizmut	10 Po 209 84 Polónium	10 At 210 85 Asztatórium	10 Rn 222 86 Radon				
Q	7 Fr 223 87 Francium	2 Ra 226,03 88 Rádium	10 Rf 227,03 104 Rutherfordium	10 Ha 227,03 105 Hánium	10 U 238,03 92 Urán	10 Np 237,05 93 Neptunium	10 Pu 244 94 Plutónium	10 Am 243 95 Americium	10 Cm 247 96 Kürium	10 Bk 247 97 Berkélium	10 Cf 251 98 Kalfornium	10 Es 254 99 Einsteinium	10 Fm 257 100 Fermium	10 Md 258 101 Mendelevium	10 No 259 102 Nobelium	10 Lr 260 103 Lorenium						

Az atomokhoz kapcsolódó elektronokat 4 kvantumszám (n , l , m , s) jellemzi, amelyek csak diszkrét értékeket vehetnek fel. Fizikailag ez azt jelenti, hogy az elektron energiája (jellemzője n), pálya impulzusmomentumának nagysága (jellemzője l), a pálya impulzusmomentum-vektor iránya (jellemzője m), és a spinmomentum iránya (jellemzője s) nem lehet tetszőleges, bizonyos kvantált érték. Fontos tapasztalati tény amely szerint *egy atomi rendszeren belül csak különböző állapotú elektronok lehetnek*, vagyis csak olyanok, amelyeknek legalább egy kvantumszáma eltér a többiétől. Ez a *Pauli-elv* egyszerűbb megfogalmazása. Mivel adott energia esetén a három másik állapotjellemző csak véges számú különböző értéket vehet fel, egy adott energiaszinten csak meghatározott számú elektronállapot van. Ennek az a következménye, hogy a több elektront tartalmazó atomokban az elektronok nem lehetnek mind a legalacsonyabb energiájú állapotban, hanem a rendszám növekedésével az elektronok fokozatosan feltöltik a magasabb energiájú állapotokat.

A már megismert kvantumszámokra vonatkozó szabályok figyelembe vételével meghatározható, hogy adott héjon hány különböző elektronállapot van. Egy adott n és l kvantumszámmal jellemzett alhéjon az m kvantumszám $2l+1$ számú lehetséges értékének mindegyikéhez kétféle spinbeállítás (az s kvantumszám kétféle értéke) tartozik, így az összes lehetséges állapotok száma $2(2l+1)$. Az n -ik héjhoz az l kvantumszám $n-1$ számú lehetséges értékének megfelelően $2n^2$ számú különböző állapot tartozik. Ennek megfelelően az s ($l=0$) alhéjakon 2, a p ($l=1$) alhéjakon 6, a d ($l=2$) alhéjakon 10 lehetőség van, a K héjon ($n=1$) összesen 2, az L héjon ($n=2$) összesen 8, míg az M héjon ($n=3$) 18 elektron foglalhat helyet.

A legmagasabb energiaszinten lévő elektronok vannak legtávolabb a magtól, vagyis ezek az atom legkülső elektronjai. Az atomok közötti kölcsönhatás elsősorban az egymással

közvetlen kapcsolatba kerülő külső elektronok révén valósul meg, vagyis az atomok kémiai viselkedését a legmagasabb energiájú, külső elektronok szabják meg.

Az elemek periódusos rendszerének oszlopaiban hasonló tulajdonságú elemek foglalnak helyet. Annak érzékeltetésére, hogy az atomok elektronszerkezete milyen szerepet játszik ebben törvényszerűségben, az alábbi résztáblázatban bemutatjuk a $Z=19$ -nél kisebb rendszámú (elektronszámú) elemek elektronkonfigurációit.

K héj ($n=1$)			L héj ($n=2$)			M héj ($n=3$)		
rend- szám	elem jele	elektron- konfiguráció	rend- szám	elem jele	elektron- konfiguráció	rend- szám	elem jele	elektron- konfiguráció
1	H	$1s^1$	3	Li	$1s^2 2s^1$	11	Na	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
			4	Be	$1s^2 2s^2$	12	Mg	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
			5	B	$1s^2 2s^2 2p^1$	13	Al	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$
			6	C	$1s^2 2s^2 2p^2$	14	Si	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$
			7	N	$1s^2 2s^2 2p^3$	15	P	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
			8	O	$1s^2 2s^2 2p^4$	16	S	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
			9	F	$1s^2 2s^2 2p^5$	17	Cl	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
2	He	$1s^2$	10	Ne	$1s^2 2s^2 2p^6$	18	Ar	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

A 18-nál nagyobb rendszámú elemeknél az elektronállapotok betöltődésének rendje kicsit eltér a fenti sémától. A $Z=19$ rendszámú káliumban a 19. elektron nem a $3d$ alhéjra, hanem a $4s$ alhéjra kerül, így a $4s^1$ külső alhéjnak megfelelően a táblázatunk első sorában, tehát a periódusos rendszer első oszlopában foglal helyet, összhangban a Li -hoz, és Na -hoz hasonló kémiai tulajdonságaival.