

A periódusos rendszer

A periódusos rendszer

1 H																	2 He
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
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
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
55 Cs	56 Ba	57-71	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
87 Fr	88 Ra	89-103	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Uut	114 Fl	115 Uup	116 Lv	117 Uus	118 Uuo
		57 La	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	
		89 Ac	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	

A periódusos rendszer megalkotása

A periódusos rendszer egy összefoglaló és rendszerező táblázat, mely a ma ismert összes kémiai elemet tartalmazza, legyen az a természetben is megtalálható vagy mesterségesen



előállított. Az első periódusos rendszer az orosz származású Dimitrij Mengyelejev nevéhez fűződik, aki táblázatát 1869-ben alkalmazta először.

Dimitrij Mengyelejev 1834. január 27-én született Tobolszkban. Már kiskorában közel került a kémiához, mivel édesapjának üvegyára volt, így hamar megismerkedett az üvegfújással. A tobolszki gimnázium elvégzése után a Szentpétervári Egyetemen tanult tovább, ahol megszerezte a doktori, majd a professzori címet is. Kevesen tudják, de Mengyelejev fedezte fel 1871-ben, nem sokkal a periódusos rendszer megalkotása után a Galliumot, a Scandiumot és a Germániumot, amelyeknek a helyét már előre megjósolta a periódusos rendszerben, 1869-ben („eka-elemek”).

Mengyelejev munkáját nagyban segítette Stanislao Cannizzaro (1826-1910) és John Newlands (1837-1898) több felfedezése és megállapítása. Cannizzaro határozta meg a pontos atomsúlyokat, amely alapján Mengyelejev fel tudta állítani táblázatát. Kísérleti adatok, tapasztalatok útján jött rá arra, hogy, ha atomtömeg szerint sorba rendezzük az elemeket, akkor bizonyos időnként a tulajdonságok ismétlődnek, ill. monoton változnak. Newlands az elemek közti periodicitást figyelte meg. Ez alapján Newlands megalkotta az oktávok törvényét. Mengyelejev célja az volt, hogy egy olyan táblázatot tudjon létrehozni, mely jól szemlélteti bizonyos elemek tulajdonságai között fellelhető jellegzetességeket.

A periódusos rendszer alapfogalmai

A periódusos rendszer **táblázatba foglalja az elemeket**, és jól **mutatja az egymáshoz viszonyított** tulajdonságaik közötti **hasonlóságokat, különbségeket**. Információt ad az elemek elektronszerkezetéről, rendszámáról, tömegszámáról és kiadástól függően még sok más hasznos adatról (pl.: elektronegativitás, halmazállapot).

Periódusnak nevezzük a **sorokat**, **csoportoknak az oszlopokat**. A táblázat **két nagy részre** osztható: a **főcsoportokra** és a **mellékcsoportokra**. A **főcsoportokban lévő elemeket** elektronszerkezetük alapján **két mezőbe lehet helyezni, s-és p-mezőbe**.

Az s-mezőbe azok az elemek tartoznak, melyek atomjaiba legutoljára beépült elektronjuk valamelyik s-alhéjra került. Az s-alhéj csak egy atompályából áll, amelyen maximum két elektron lehet, ezért itt csak két lehetőség adódik, az **s-mező két csoportból áll**. Az s-alhéjra így a következő vegyértékelektronok tartoznak: **ns^1 és ns^2** , ahol n a főkvantumszám. Az ns^1 az első főcsoport (I/A), más néven alkálifémek, az ns^2 pedig a második főcsoport (II/A), más néven alkáliföldfémek.

A p-mezőbe hat főcsoport tartozik, ennek elektronszerkezeti oka az, hogy a p-alhéjon 3 atompálya található, melyeken összesen $2 \times 3 = 6$ elektron tud elhelyezkedni. Ezek alkotják a **III-VIII/A főcsoportokat**. Az alábbi táblázatban megtalálhatók az egyes főcsoportok nevei, illetve az, hogy az adott csoportba tartozó elemek atomjainak milyen a vegyértékelektronszerkezete.

főcsoport jele	főcsoport neve	vegyértékelektron szerkezet	párosítatlan elektronok száma
I/A	alkálifémek	ns^1	1
II/A	alkáliföldfémek	ns^2	0
III/A	földfémek	ns^2np^1	1
IV/A	szén- és óncsoport	ns^2np^2	2
V/A	nitrogéncsoport	ns^2np^3	3
VI/A	oxigéncsoport	ns^2np^4	2
VII/A	halogének	ns^2np^5	1
VIII/A	nemesgázok	ns^2np^6 kivéve a He: $1s^2$	0

A mellékcsoportokban az átmeneti fémek, a *d*-mező elemei találhatóak (8 db). Jelölésük hasonló, mint a főcsoportoké, csak itt A betű helyett B betűt használunk, pl. I/B. A *d* mező elemeinek kémiája jóval bonyolultabb, mint a főcsoportokban lévő elemeké. Általános vegyértékelektron-szerkezetük: $(n-1)d^{1-10}ns^2$, ahol $n \geq 3$, de ez alól vannak kivételek! Alaposabb vizsgálatuk a szerves kémia tárgykörébe tartozik. *Ilyen kivétel például a vas, kobalt és nikkel. Ők egymás mellett helyezkednek el egy periódusban, azonban azért kerültek egy mellékcsoportba, mert tulajdonságaik jobban hasonlítanak egymásra, mint az alattuk lévőkére.*

Az *s*-, *p*-, és *d*-mezők mellett még az *f*-mező elemei is megtalálhatóak a periódusos rendszerben. Ezek a lantanidák és aktinidák, melyek az un. kiegészítő periódusokat alkotják. Az ide tartozó elemek kémiája már bonyolult elektronszerkezetükből kifolyólag, valamint ritkaságuk és radioaktivitásuk miatt is eléggé szeszélyes, alaposabb vizsgálatukra ezért itt nem kerül sor.

A periódusos rendszerben az **egy főcsoportban** lévő elemek kémiai **viselkedése hasonló**. Ennek **oka a hasonló vegyértékelektron-szerkezetben** keresendő. Például az összes alkálifém közös tulajdonsága, hogy a vegyértékelektronjaikat szeretik leadni, és nemfémekkel ionos kötést létesíteni; nagyon reakcióképesek; vízzel hevesen, hidrogén fejlődése közben reagálnak stb. Ennek tehát az az oka, hogy vegyértékelektron-szerkezetük hasonló, annyi a különbség csupán, hogy fentről lefele haladva a vegyértékelektronjuk egyre nagyobb főkvantumszámú héjon van, azaz egyre távolabb helyezkedik el az atommagtól.

A hasonló kémiai viselkedés természetesen adott csoport minden tagjára jellemző, lévén a kémiai reakciók az atomok vegyértékelektron-szerkezetében okoznak változást. Az eleve hasonló szerkezetűek pedig hasonlóan tudnak átalakulni. Ezért a szerves kémiaiában az elemek részletes tárgyalásánál a megfontolt kémikus az elemeket általában együtt, főcsoportonként tárgyalja, nem pedig egyesével, sorban haladva.

Tendenciák a periódusos rendszerben

Atomméret (r)

Az atomméret a periódusos rendszerben egy csoportban **felele** (vagyis a rendszám növekedésével) **nő**. A méretnövekedésnek az az oka, hogy egy csoporton belül felele haladva az egyes atomok egyre több elektronnal rendelkeznek. Egy perióduson belül balról jobbra (itt is növekvő a rendszám) általában csökken. Azonos perióduson belül a mindig eggyel nagyobb rendszámú atomokban az újabb és újabb elektronok mindig ugyanarra az elektronszintre kerülnek (azonos a főkvantumszám). Következésképpen az egyre nagyobb pozitív töltésű atommag (egyre több a proton), a tőle körülbelül mindig azonos távolságra lévő elektronokat annak ellenére erősebben húzza, hogy az elektronok is többen vannak az adott atomon belül.

Elektronegativitás (EN)

Az elektronegativitás az atomok elektronvonzó képességét jellemzi. Ez egy viszonyszám, mértékegysége nincs, önmagában fizikai tartalmat nem hordoz, azonban az atomok ezen adatának összehasonlításával hasznos információt lehet nyerni belőle.

Az elektronegativitás az atom méretével szinte ellentétesen változik, vagyis a főcsoportok esetében egy csoporton belül felele csökken, egy perióduson belül balról jobbra nő, a nemfémek esetében nem értelmezzük. Ez egy általános tendencia, amely alól a d -mezőben azért találunk kivételt: például az arany kiemelkedően magas elektronegativitással rendelkezik a rézhez és az ezüsthöz képest. A legnagyobb elektronegativitású elem a Fluor (4), legkisebb a francium (0,7)

Első ionizációs energia (E_{11})

Az ionizációs energia **egy csoporton belül fentről lefelé csökken**. Ennek az az oka, hogy a **leszakítandó elektron** a héjszám növekedésével **egyre távolabb kerül az atommagtól**, így az **atommag által gyakorolt vonzó hatás egyre kevésbé érvényesül**. Ennek következtében kevesebb energiával is el lehet távolítani az elektront (mag kevésbé vonzza, kevesebb energiát kell befektetni, hogy eltávolítsuk).

Az ionizációs energia egy perióduson belül **balról jobbra általában nő**. Az általában kifejezés nem véletlen, hiszen **két helyen is megtörik** a tendencia. Az egyik a **II.A-III.A főcsoport**, a másik az **V.A-VI.A főcsoport között** van.

A **második-harmadik főcsoport közötti törést** (vagyis azt, hogy a harmadik főcsoport elemeit könnyebb ionizálni, mint a második főcsoport elemeit, pedig tendencia szerint pont fordítva várnánk) az **okozza**, hogy a **második főcsoport** elemeinek **vegyértékelektron szerkezete** csupán **egy lezárt alhéjat tartalmaz** (s alhéjat), míg a **harmadik főcsoport** esetében már van **egy olyan p alhéj is, amely csupán egy elektront tartalmaz**. **Lezárt alhéjat nehezebb megbontani**, mint egy alpból nyitottat. Ez okozza a törést itt.

Az **ötödik-hatodik főcsoport közötti törést** (vagyis azt, hogy az ötödik főcsoport elemeinek nagyobb az ionizációs energiája, mint a hatodik főcsoport elemeinek, pedig tendencia miatt fordítva várnánk) az okozza, **hogy az ötödik főcsoport** elemeinek **p alhéjára a Hund szabály jobban érvényesül** (6 helyen 3 elektron van, teljes a párosítatlanság), mint a hatodik főcsoport esetében (itt csak 2 párosítatlan elektron van a p alhéjon, pedig maximum 3 lehet), **így energetikailag stabilabb** az előbbi elektronszerkezete (5. főcsoport elemeinek).