

## A periódusos rendszer

### (3. fejezet)

## 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 üveggyára 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 Szkandiumot 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 pon-

tos 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 csoport elemei, a vas, kobalt és nikkal. 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 kémiában az elemek részletes tárgyalásánál a megfontolt kémikus az elemeket általában együtt, főcsoportként tárgyalja, nem pedig egyesével, sorban haladva.

Fontos megjegyezni, hogy számos periódusos rendszerben jelölve van a **bór-polónium (vagy bór-asztácium) vonal** (cikk-cakkosan lefelé haladó vastagított vonal. **Ez a vonal választja el a**

**fémes és nem fémes jellegű elemeket.** Akik tőle **balra** esnek **fémes**, akik pedig **jobbra** azok **nem fémes jellegű elemek.**

## Tendenciák a periódusos rendszerben

### *Atomméret ( $r$ )*

Az atomméret a periódusos rendszerben egy csoportban **fentről lefele** (vagyis a rendszám növekedésével) **nő**. A méretnövekedésnek az az **oka**, hogy **egy csoporton belül fentről lefele haladva az egyes atomok egyre több elektronhéjjal 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 elektronhéjra kerülnek (azonos a főkvantumszám), amelyet az **egyre nagyobb pozitív töltésű atommag** (egyre több a proton) **egyre összébb húz** (az elektronok darabszáma nem befolyásolja az atommag által kifejtett elektrosztatikus erőt)."

### *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 fentről lefele csökken, egy perióduson belül balról jobbra nő**, a **nemesgázok 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 ( $E_{i1}$ )*

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 ke-

vesebb 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 alapból 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 periódusban elérjük azt, hogy az s pálya és az összes p pálya betöltött legyen (igaz, hogy a p pályákon csak egy-egy elektronnal, de betöltött). Ezzel egy „nemesgáz-szerű” szerkezet jön létre, amit energetikailag kedvezőtlen megbontani.