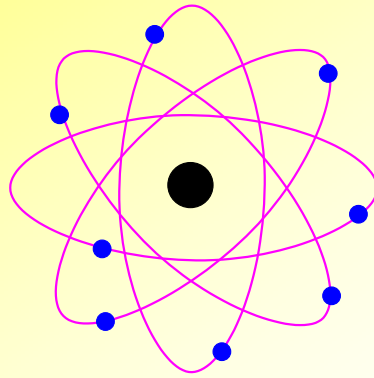


# Az atomok szerkezete



A bemutatót összeállította: Fogarasi József, Petrik Lajos SZKI, 2011

## Atommodellek

A kémiai szempontból legkisebb önálló részecskéket atomoknak nevezzük.

Az atomok felépítésével kapcsolatos elméletek különböző ún. atommodelleket eredményeztek.

**Démokritosz** (i. e. 460-370): a végtelen üres térben folyamatosan mozgó apró golyóknak képzelte el az anyagot felépítő részecskéket.

**John Dalton** (1766-1844): az atomokat kicsi, tovább oszthatatlan golyóknak képzelte el.

Ma már tudjuk, hogy az atom is tovább bontható: az **atomot protonok, neutronok és elektronok** építik fel. Ezeket **elemi részecskéknek** nevezzük.

A ma használt **atomkép** egy **matematikai modellből** adódik, amelynek alapjait **Erwin Schrödinger** (1887-1961) alkotta meg.

## Az atomot felépítő elemi részecskék

Neve	Jele	Atomi tömeg-egység	Töltése	Helye az atomban
Proton	p <sup>+</sup>	1	pozitív	Atommagban
Neutron	n	1	semleges	Atommagban
Elektron	e <sup>-</sup>	1/1840	negatív	Atomburokban

Az atom kifelé semleges: **protonok száma = elektronok száma**

***Az atomokat egyezményes jelekkel, vegyjelekkel jelöljük.***

**Nátrium: Na    Kálium: K    Kén: S    Vas: Fe    stb.**

## Az atommag

Protonokat és neutronokat tartalmaz.

A protonok számát **rendszám**nak nevezzük, jelölése: **Z**

A rendszám meghatározza az atom **kémiai minőségét**, jelzi helyét a periódusos rendszerben.

A neutronok és a protonok együttes számát **tömegszám**nak nevezzük, jelölése: **A**

$$A = Z + N$$

**Tömegszám jelölése:**  $\Rightarrow$  <sup>12</sup>C    <sup>80</sup>Br  
**Rendszám jelölése:**  $\Rightarrow$  <sub>6</sub>C    <sub>35</sub>Br

**Megjegyzés:** *A tömegszámot és a rendszámot a kémiai reakciókban általában nem kell jelezni.*

## Izotóp atomok

Az atommagban lévő protonok száma adott, meghatározza a kémiai minőséget. A neutronok száma változó.

**Igaz, hogy  $N \geq Z$ . (kiv. H)**

Egy elem atomjai eltérő számú neutronot tartalmazhatnak. Az ilyen atomok kémiai minősége azonos, és a periódusos rendszerben ugyanarra a helyre kerülnek. Ezért ezeket **izotóp atomoknak** nevezzük.

Az izotópok atomok azonos rendszámú, de különböző tömegszámú atomok. Pl.:  $^{35}_{17}\text{Cl}$   $^{37}_{17}\text{Cl}$

Az izotópok atomok fizikai és kémiai tulajdonságai nagyon hasonlóak. Általában nincs külön nevük.

A természetben előforduló elemek többsége különböző izotópok keveréke.

## Az atomtömeg

Egy atom tömege rendkívül kicsi.

Pl. a hidrogénatom tömege  $\approx 1,7 \cdot 10^{-27}$  kg.

Célszerűen csak az atomok egymáshoz viszonyított tömegarányok lényegesek. Ezért megállapodunk (választunk) egy egységet, amihez a többi atomot viszonyítjuk.

A választott egység (megállapodás):  $^{12}_6\text{C}$  izotóp 1/12-ed része.

A relatív atomtömeg kifejezi, hogy egy elem egy atomjának tömege hányszor nagyobb a 12-es szénizotóp atomtömegének 12-ed részénél.

Jele:  $A_r$

Az atomokból felépülő molekulák tömegét az atomtömeghez hasonlóan értelmezzük.

A relatív molekulatömeg kifejezi, hogy egy anyag egy molekulájának tömege hányszor nagyobb a 12-es szénizotóp atomtömegének 12-ed részénél.

Jele:  $M_r$

**A relatív atom- és molekulatömegnek nincs mértékegysége.**

6

## A moláris tömeg

Különböző mérésekkel és számítással meghatározták, hogy ha annyi **grammot** mérünk le valamely elemből, amennyi a **relatív atom- vagy molekulatömege**, akkor abban bármely anyag esetében  $6 \cdot 10^{23}$  db **atom** illetve **molekula** van. Ezt a számot – **Amadeo Avogadro** itáliai kémikus emlékére – **Avogadro-számnak** nevezték el. A túlságosan nagy számokkal való nehézkes számolást megkönnyíti egy új mennyiség, az **anyagmennyiség** bevezetése.

Az anyagmennyiség mértékegysége a mol.

**1 mol az az anyagmennyiség, amelyben  $6 \cdot 10^{23}$  db részecske van.**  
(elektron, ion, molekula stb.)

A moláris tömeg az anyag tömegének ( $m$ ) és anyagmennyiségének ( $n$ ) hányadosa:

$$M = \frac{m}{n} \left[ \frac{\text{kg}}{\text{mol}} \right], \text{ illetve } \left[ \frac{\text{g}}{\text{mol}} \right]$$

Egy atom moláris tömege egyenlő a relatív atomtömegével, egy molekula moláris tömege egyenlő a molekulát alkotó elemek relatív atomtömegeinek összegével.

Pl.:  $M(\text{Fe}) = 55,5 \text{ g/mol}$   
 $M(\text{O}_2) = 32,0 \text{ g/mol}$

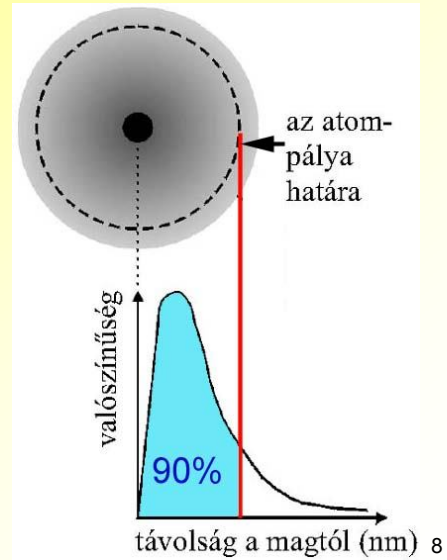
$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 98,0 \text{ g/mol}$   
 $M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 6 \cdot 12 + 12 \cdot 1 + 6 \cdot 16 = 180 \text{ g/mol}$

(Kerekített értékek.)

## Az atomburok felépítése

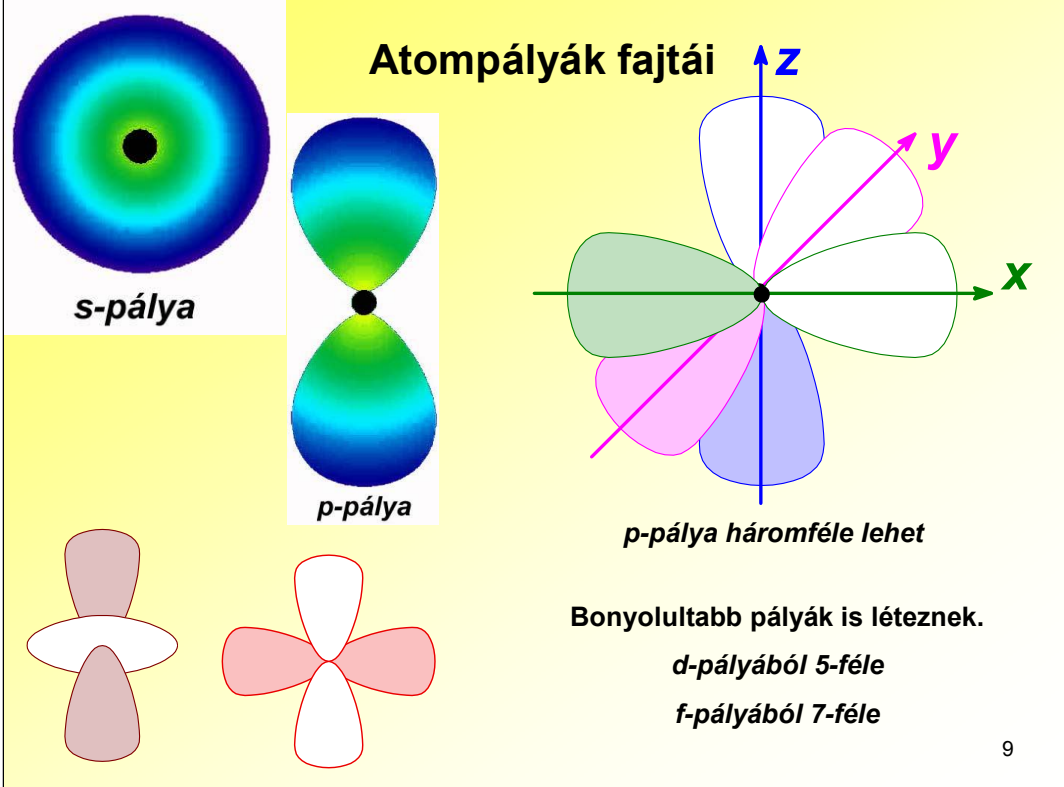
A pozitív töltésű atommagot a protonok számával azonos számú, negatív töltésű elektron veszi körül az atomburokban.

Az atomban adott helyen az elektronnak csupán a megtalálási valószínűségét adhatjuk meg. Ennek értelmében az elektron atomi pályájának, vagyis **atompályának** azt a teret tekintjük az atommag körüli térben, amelyen belül 90%-os valószínűséggel található meg az elektron.





**Atompályák fajtái**



*s-pálya*

*p-pálya*

*p-pálya háromféle lehet*

Bonyolultabb pályák is léteznek.  
*d-pályából 5-féle*  
*f-pályából 7-féle*

9

## Az atomburok felépítése

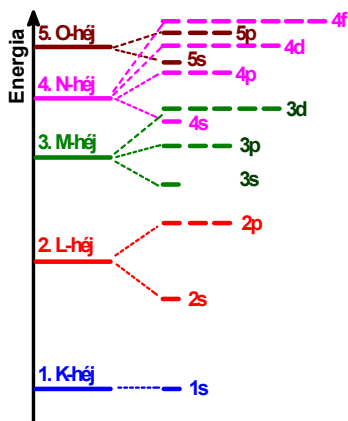
Az elektronburok elektronhéjakból áll. Ezek száma 1–7-ig terjedhet.  
Az elektronhéjak alhéjakra oszthatók. Ezek s-, p-, d-, f-pályák lehetnek.

s-pályából egy héjon **1** lehet.

p-pályából egy héjon **3** lehet.

d-pályából egy héjon **5** lehet.

f-pályából egy héjon **7** lehet.

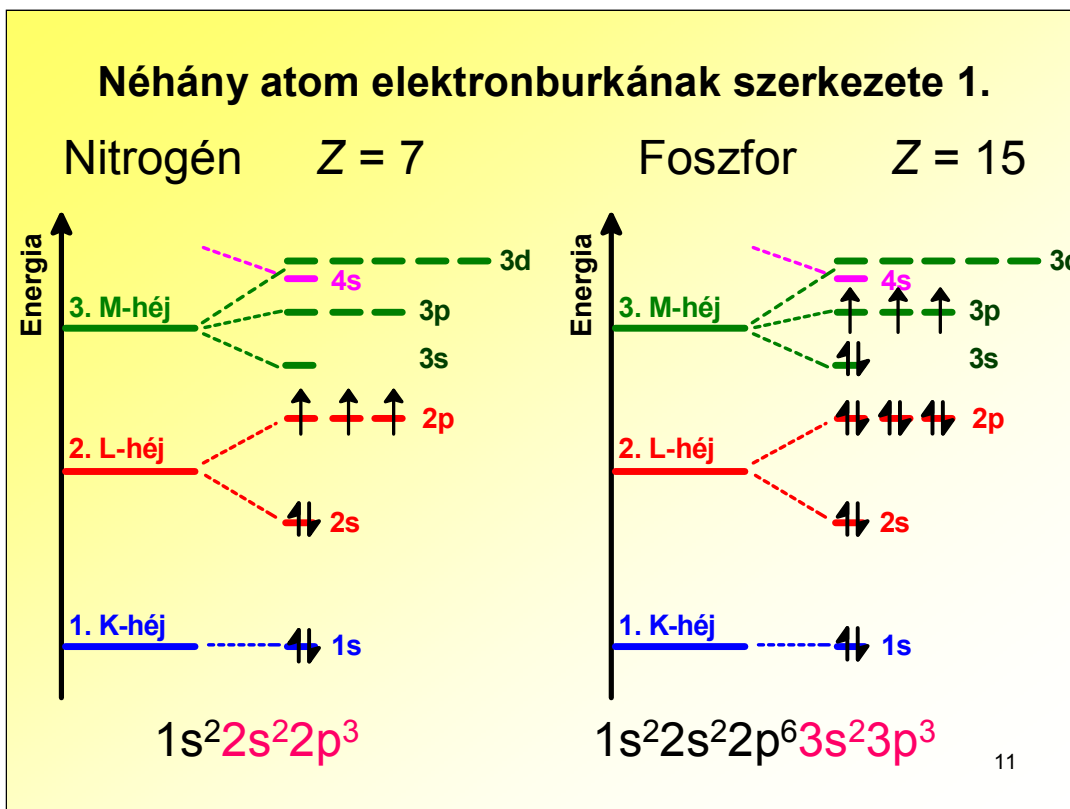


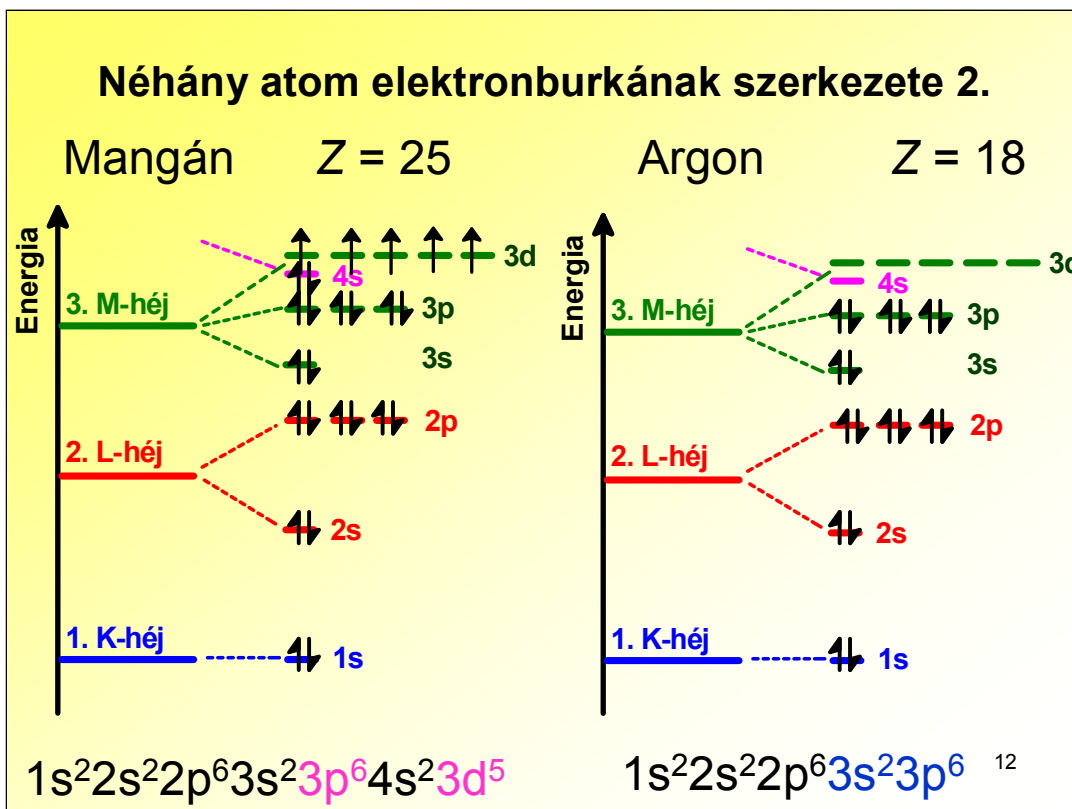
**Minden pályán maximum  
2 elektron lehet.**

**Alapállapotban minden elektron a  
legkisebb energiájú pályán van.**

Az elektronpályák energetikai  
sorrendjéhez kattints ide!

A lejátszáshoz telepíteni kell a  
**FLASH MOVIE PLAYER** programot!







A legkülső héj sorszáma megegyezik a periódus számával.

Az első két főcsoportban mindig az adott héj s-alhéja töltődik, ezért ez a két oszlop alkotja a periódusos rendszer s-mezejét.

A p-mező hat csoportból áll, mivel itt (III.A - VIII.A főcsoport) a legkülső héj p-alhéja töltődik.

A főcsoportok elemeinek vegyértékét a **legkülső, le nem zárt héj elektronjai** határozzák meg, ezért ezt a **héjat vegyértékhéjnek**, az **elektronokat vegyértékelektronoknak** nevezzük.

A többi elektron és az atommag együttesen az **atommögzset** alkotja.

Az elemek **vegyértékelektronjainak száma** megegyezik a **főcsoport sorszámmával**.

Az ugyanabba a csoportba tartozó **elemek** egymáshoz hasonló tulajdonságúak, mert hasonló a **vegyértékelektron-szerkezetük**.

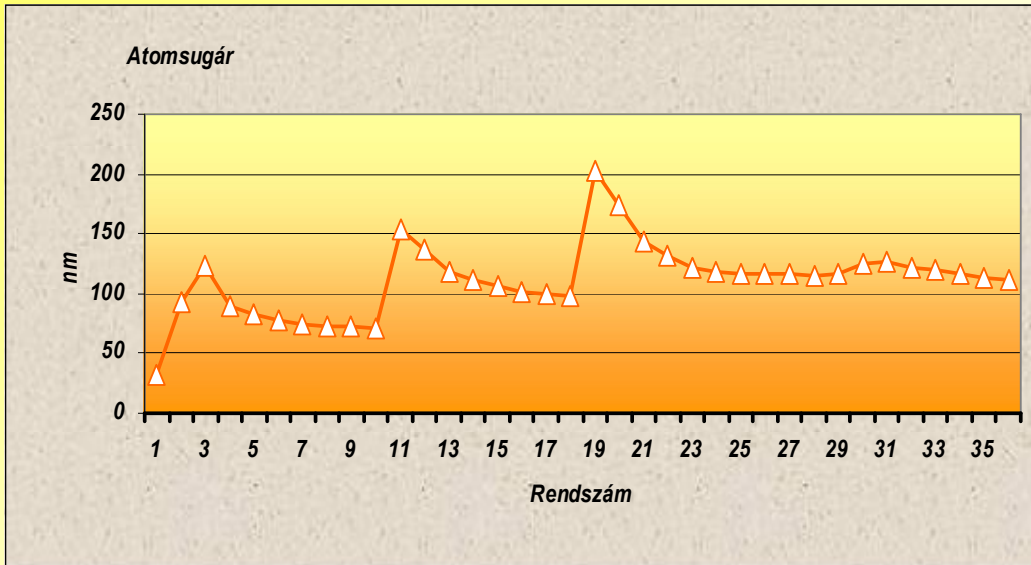
A **nemesgázok** (VIII. A csoport) atomjainak **elektronszerkezete** zárt. Az ilyen **zárt szerkezet** ( $1s^2$ , illetve  $ns2np^6$ , ha  $n \geq 2$ ) igen stabilis, ezért ezek az elemek **kémiai reakcióra** nem hajlamosak.

A periódusos rendszer d-mezőjének atomjai esetén a legkülső héj alatti elektronhéj, a d-alhéj töltődik fel. A d-mező elemeinek kémiai tulajdonságait a külső héj s-alhéja és a külső alatti héj d-alhéja egyaránt befolyásolja, ezért a vegyérték-szerkezetet két különböző héjelektronjai együttesen alkotják.

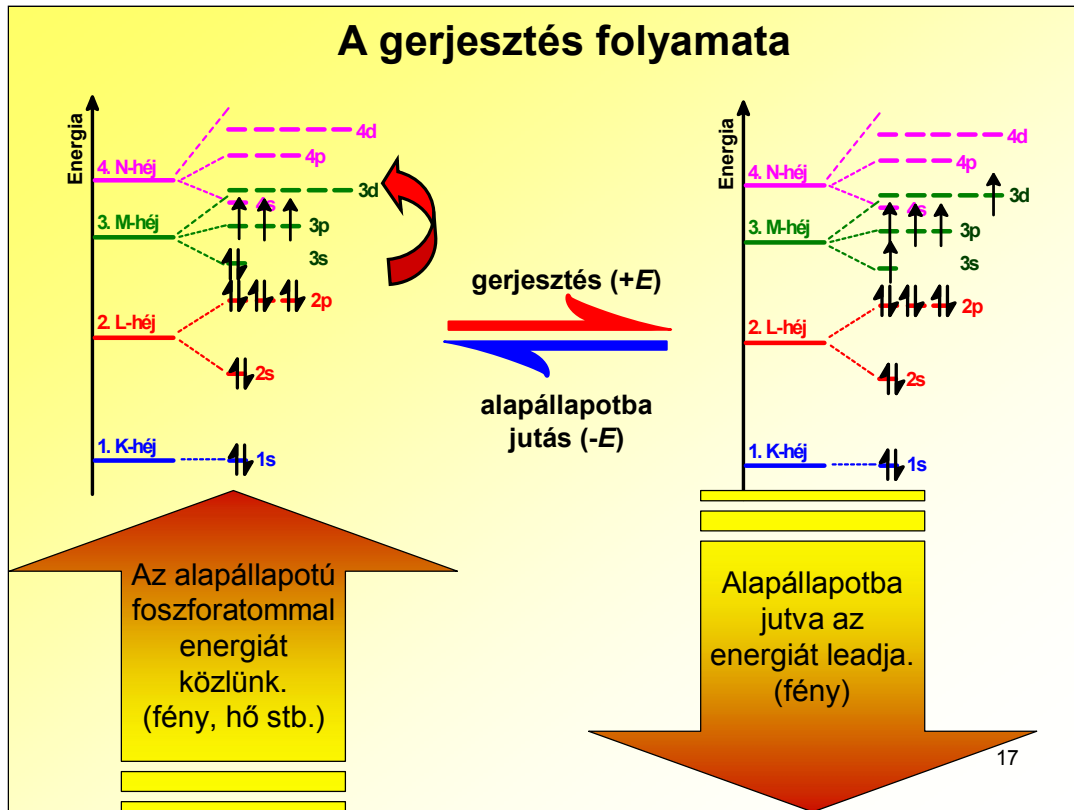
A 4f-alhéj feltöltődése a  $^{57}\text{La}$ , az 5f-alhéjé a  $^{89}\text{Ac}$  után kezdődik. Az f-alhéjon maximálisan 14 elektron fér el, így a periódusos rendszerben az f-mező egy-egy sora épp ennyi elemet tartalmaz. A lantanoidák legtöbbje a természetben is előfordul, az aktinidák közül az uránt ( $^{92}\text{U}$ ) követő elemek azonban csak mesterségesen állíthatók elő.

**A periódusos rendszerben több tulajdonság (az atomsugár, a vegyérték stb.) periodikusan változik a rendszám növekedésével.**

## Atomsugár - rendszám

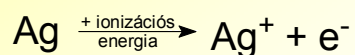
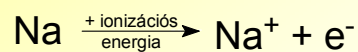
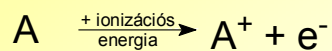
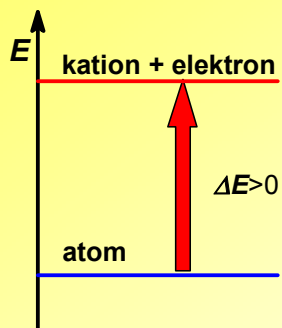






## Kationok képződése

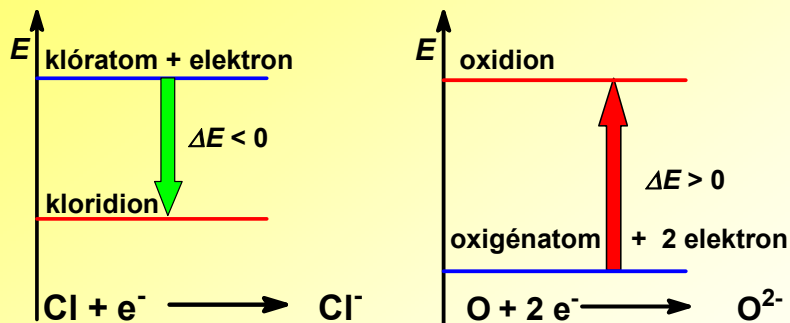
Megfelelő nagyságú energia hatására az elektron nem csak gerjesztődik, hanem kiszakad az atommag vonzásteréből. Ekkor az atomban a pozitív töltések kerülnek túlsúlyba és kation képződik:



Az ionizációs energia a szabad **atomról** a legkönnyebben eltávolítható **elektron** leszakítását kísérő **moláris energiaváltozás**. Az **ionizációs** energia mértékegysége **kJ/mol**, mérőszáma megegyezik **1 molatom** esetében mérhető energiaváltozás mérőszámával. (A fenti meghatározás az első **elektron** leszakítására, az ún. első **ionizációs energiára** vonatkozik.)

## Anionok képződése

Azok az atomok, amelyek a periódusok végén vannak, könnyen vesznek fel elektront, mert így  $n(s^2p^6)$ , azaz nemesgázokkal azonos, stabil elektronszerkezetűvé válnak. Ekkor az atomban a negatív töltések kerülnek túlsúlyba és anion képződik:



Az első elektron felvétele mind a klórnál, mind az oxigénnél energiaszabadulással jár.

A második elektron felvétele mindig energiabefektetéssel történhet!

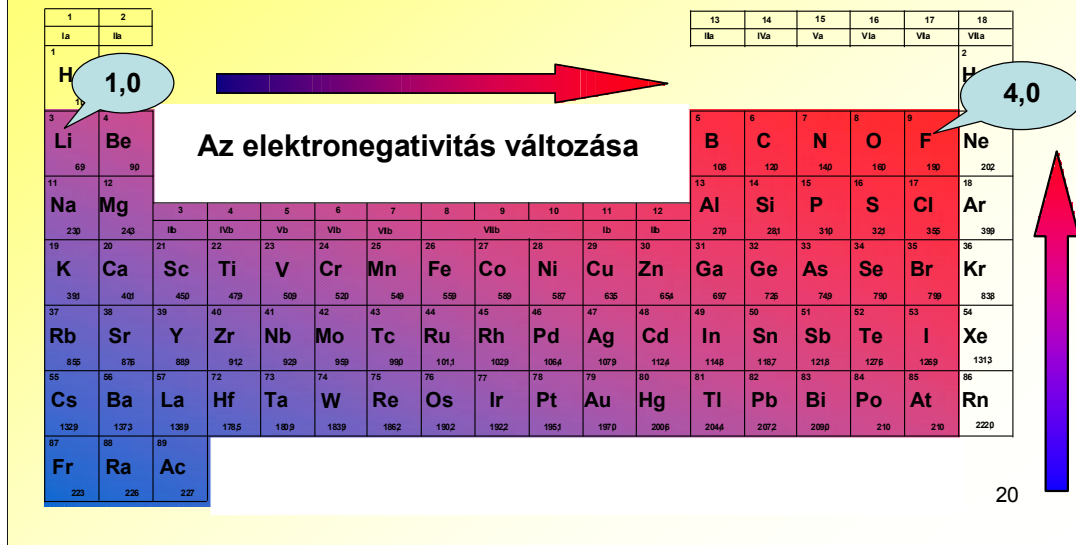
A negatív ionok képződésével együtt járó energiát **elektronaffinitásnak** nevezzük. Mértékegysége  **$\text{kJ/mol}$** .

## Az elektronegativitás

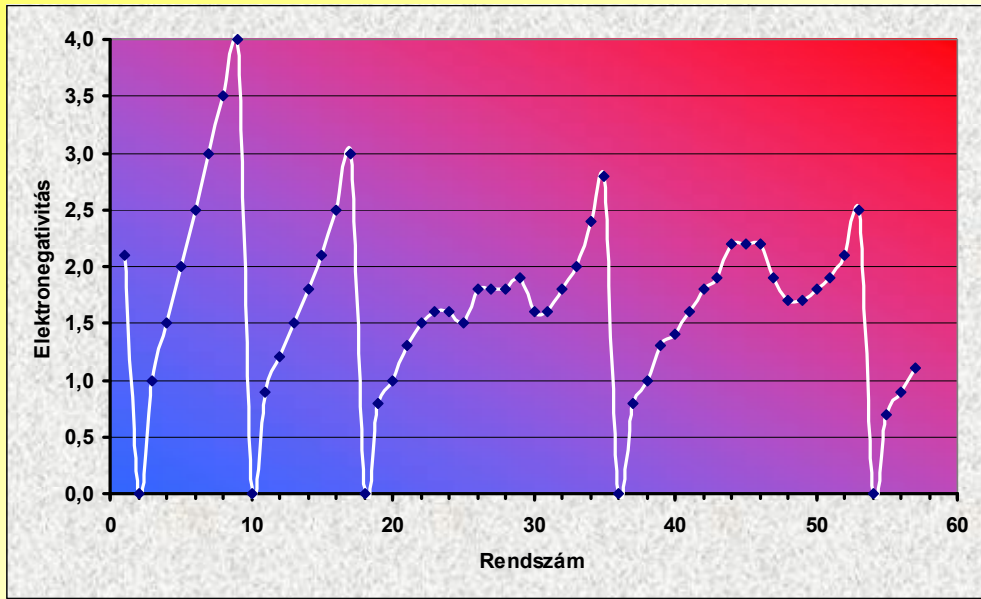
Az elemek **kémiai tulajdonságai**val kapcsolatos becslésekben sokszor használjuk a kötött állapotú atomok elektronvonzó képességére vonatkozó adatot, az elektronegativitást (EN).

Ezt a viszonyszámot különféle energiaváltozásokból először Linus **Pauling** (1901-1996) amerikai vegyész határozta meg.

**Az elektronegativitás: A kémiai kötésben részt vevő atomok elektronvonzó képességét kifejező szám.**



## Elektronegativitás - rendszám



## Az elektronegativitás

A legnagyobb elektronegativitású elem a fluor ( $EN = 4$ ).

Az elektronegativitás a főcsoportokban gyakorlatilag az atomsugárral ellentétesen változik: egy periódusban a rendszám növekedésével nő, egy-egy csoportban pedig lefelé csökken. A mellékcsoportokban - mivel ott a legkülső héj gyakorlatilag változatlan - nem ilyen egyértelmű a változás, sőt a legnagyobb elektronegativitású nemes fémek (pl. az arany és a higany) a nagyobb sorszámú periódusokban találhatóak. Az elektronegativitás első megállapításának idején még nem ismerték a nemes gázok vegyületeit, így a nemesgázoknak nem értelmezték az elektronegativitását.