



Lente Gábor

Az atomtömegek rövid története

2019. május 20-án az SI mértékegységrendszerben megváltozott a kilogramm alapegység definíciója. Noha általában az anyagmennyiséget és a mól alapegységet szokás úgy emlegetni, mint az SI-rendszer vegyszerek számára legfontosabb részét, a tömegmérésnek és a reakciókban a tömegek között fellelhető összefüggéseknek döntő szerepe volt a kémia önálló tudománnyá való fejlődésében. 2019 az ENSZ döntése alapján az Elemek Periódusos Rendszerének Nemzetközi Éve – így megemlékezve arról, hogy Dmitrij Ivanovics Mengyelejev (1834–1907) 150 éve, 1869-ben publikálta első periódusos rendszerét. Ebben az elemeket az atomtömegek sorrendjében sorolta föl, ezért érdemes áttekinteni, milyen fejlődés tette lehetővé munkáját.

A pontos tömegmérés bevezetése alapvető jelentőségű volt a kémiatudományban, ennek széles körű elterjedését a 18. század második felére szokás tenni. A mai megfogalmazásban tömegről beszélünk, és már az iskolai kémia- és fizikaórákon is próbálunk mindenkit leszoktatni a súly szó használatáról, de történetileg súlymérésről, illetve atomsúlyokról sokkal indokoltabb beszélni. Természetesen a két mennyiség a Föld felszínén szigorúan arányos egymással, így a hétköznapi felhasználásokban mindegy, melyiket mérjük. Ez a cikk általában a tömeg fogalmát használja majd ott is, ahol ez igazából történetileg nem lenne indokolt. Ha kritikusan tekintjük át a mai mérési módszereket, azt láthatjuk, hogy szinte mindig a súlyt határozzuk meg valahogy, s abból következtetünk a tömegre, így a súly fogalmának tudományos használata sem feltétlenül annyira elítélendő, mint azt a mai magyar iskolai gyakorlat teszi.

A 18. században felhalmozódó tömegmérési adatok lehetővé tették a tömegmegmaradás törvényének kimondását, amely leginkább Mihail Vasziljevics Lomonoszov (1711–1765) orosz és Antoine Laurent Lavoisier (1743–1794) francia tudósok nevéhez köthető. Ehhez szükség volt egy alapvető, mai szemmel nézve egyszerű, de valójában korántsem magától értetődő felfedezésre: a gázoknak is van tömege, s ezeknek a meghatározása is feltétlenül szükséges a kémiai reakciókban. Mi több, jelentős mérés-technikai fejlődésre is szükség volt a gázok tömegének meghatározásához: a Föld felszínén a levegőben ugyanis itt már nem hagyható figyelmen kívül a felhajtóerő szerepe, így a tömeg és a súly fogalmának világos elkülönítésére már a kémiai tömegmegmaradás törvényének kísérleti kimondásához is szükség volt. Nem véletlen, hogy ugyanebben a korban fedezték fel a gáztörvényeket is: ezek alapján egy reakcióban elfogyó vagy keletkező gáz tömegét a jóval könnyebben elvégezhető térfogat- és sűrűségmérési adatokból lehetett meghatározni.

A következő lényegi felismerés az állandó tömegviszonyok törvénye volt. Ennek lényege, hogy a kémiai folyamatokban az egymással maradéktalanul reagáló, illetve keletkező anyagok tömegének aránya csak a reakcióra jellemző állandó, amelyet nem lehet befolyásolni a körülmények (hőmérséklet, nyomás, más anyagok jelenléte) megváltoztatásával. Az állandó tömegarányok alapján egyes reakciókban minden anyagnak egyenértéktömeget lehetett tulajdonítani. Mivel mindig arányokról van szó, ezért cél-

szerű volt egy referenciapontot bevezetni: ebben nem volt egységes a korabeli kémikustársadalom. Kezdetben általában olyan ásványi savat használtak referenciaként, amellyel sok különböző anyag is reagált. Ezt a módszert követte Jeremias Benjamin Richter (1762–1807) is, aki talán a legtöbbet foglalkozott az egyenértéktömegek meghatározásával és rendszerezésével (**1. ábra**).

Base		Acid	
Alumina	525	Hydrofluoric	427
Magnesia	615	Carbonic	577
Ammonia	672	Sebaic	706
Lime	793	Muriatic	712
Soda	859	Oxalic	755
Strontia	1,329	Phosphoric	979
Potash	1,605	Sulfuric	1,000
Baryta	2,222	Succinic	1,209
		Nitric	1,405
		Acetic	1,480
		Citric	1,583
		Tartaric	1,694

1. ábra. Richter egyenértékei

A 19. század elejére már egyértelmű volt, hogy egyazon anyagnak reakciótól függően többféle egyenértéktömege is lehet. John Dalton (1766–1844) érdeme az a felismerés, hogy ezen egyenértéktömegek úgy aránylanak egymáshoz, mint a kis egész számok – ez a többszörös tömegviszonyok törvényeként vált ismertté. A tömeggel kapcsolatos törvények tudományos értelmezése céljából ő vezette be a kémiai atomhipotézist, amellyel az ókor egyik filozófiai gondolatát, vagyis az anyag tovább oszthatatlan, legkisebb és elpusztíthatatlan egységének létezését mondta ki. A kémiai reakciókban tömegekre felírt törvények mind értelmet nyertek azzal, ha az atomoknak olyan saját tömeget tulajdonított,

amely a reakciók során sem változik meg. Mivel egyetlen atom tömegének meghatározása abban az időben reménytelennek tűnt, ezért relatív skálát (vagyis relatív atomtömeget) vezetett be. Viszonyítási alapként logikus választásnak az ismert anyagok közül a legkisebb egyenérték-tömegű, vagyis a hidrogén tűnt. Dalton az egyenérték-tömegek alapján elkezdte meghatározni a relatív atomtömegeket, ezek közül mutat be néhányat az **1. táblázat**.

A táblázatban több érdekesség is megfigyelhető: Dalton a vizet és az ammóniát is elemként tüntette fel, noha pontosan tudta, hogy az előbbi hidrogénből és oxigénből, az utóbbi pedig hidrogénből és nit-

Elem	Tömeg
Hidrogén	1
Nitrogén	4,2
Szén	4,3
Ammónia	5,2
Oxigén	5,5
Víz	6,5
Foszfor	7,2
Nitrozus gáz	9,3
Éter	9,6
Nitrogén-oxid	13,7
Kén	14,4
Salétromsav	15,2

1. táblázat. A John Dalton által javasolt relatív atomtömegek



rogénből áll, s ez a tudás az atomtömegek értékében is megjelenik (1 ammónia = 1 nitrogén + 1 hidrogén, illetve 1 víz = 1 hidrogén + 1 oxigén). Az elemek atomtömege nagyon jelentősen eltér a ma meg-szokott értékektől, de ennek a korabeli mérési adatok pontatlansága csak másodlagos oka, a fő tényező az, hogy a vegyértékeket nem ismerték. Ezen ismeret hiányában Dalton mindig a legegyszerűbb fel-tételezéshez igyekezett nyúlni: például a víz esetében 1 hidrogén- és 1 oxigénatomot kapcsolt össze. Más vegyületek esetében kevésbé világosak az elképzelések: például sem a nitrózus gáz, sem a nitrogén-oxid atomtömege nem kapható meg egész számú nitrogén- és oxigénatom tömegének összeadásával.

Az atomelmélettel közel egy időben született meg két gáztörvény is, amelyek atomtömeg-meghatározásban játszott fontos szerepét csak fél évszázaddal később ismerték el. Az első a vegyülő gázok térfogati törvénye volt, amelyet Joseph Louis Gay-Lussac (1778–1850) írt le elsőként. Azt mondta ki, hogy gázreakciókban az egymással pontosan reagáló, illetve a folyamatban keletkező gázok azonos állapotban mért térfogataránya mindig a kis egész számok arányával adható meg. A második törvény az olasz Amedeo Avogadro (1776–1856) hipotézise volt, amelyet 1811-ben publikált francia nyelven, s a vegyülő gázok térfogati törvényét értelmezte a Dalton-féle atomelmélet alapján nagyon is kézenfekvő gondolattal, hogy azonos állapotban különböző gázok azonos térfogatai azonos számú részecskét tartalmaznak. Ebből az következett, hogy a gázok kísérletileg könnyen mérhető sűrűsége közvetlen információt ad a bennük lévő részecskék relatív tömegéről. Ez persze kvantitatívan nem volt összeegyeztethető Dalton atomtömegeivel: az oxigén atomtömege eszerint 5,5-szerese a hidrogénének, de a két gáz sűrűségének aránya ennél jóval nagyobb.

A vegyérték fogalmának alapvető jelentőségét az atomtömegek meghatározásában Jöns Jacob Berzelius (1779–1848) svéd kémikus ismerte fel, aki korának vezető szaktekinetélye lett. Nagyon aprólékos munkával számos atomtömeget határozott meg, közben néhány új elemet is felfedezett. Annak ellenére, hogy a vegyértékek meghatározása az atomelméletet sokkal összeegyeztetettebbé tette Avogadro hipotézisével, Berzelius határozottan elutasította ez utóbbit, s ennek alapos oka is volt: a hipotézis még a vegyértékek figyelembevételével is megkövetelte, hogy azonos atomokból molekulák alakuljanak ki. Akkoriban viszont a kémiai kötést kizárólag elektrosztatikus eredetűnek tartották a belső szerkezet nélküli atomok között: ezzel a képpel semmiképpen nem fért össze az egyforma (vagyis azonos elektrosztatikus tulajdonságú) atomokból álló molekula elképzelése, mert ebben a részek között semmiképpen sem lehetett volna vonzás.

Ennek ellenére Berzelius hozzájárulása a kémia ismeretek fejlődéséhez hatalmas volt: az atomtömegek mérésénél ő vezette be azt a skálát, amelyet utána majdnem másfél évszázadon át használtak. A Dalton által viszonyítási alapnak használt hidrogén ugyanis két szempontból sem volt ideális standard: egyrészt csak kevés elemmel lép reakcióba közvetlenül, másrészt (mint azt manapság már jól értjük) a legtöbb fémmel alkotott vegyülete nem sztöchiometrikus. Az oxigén mindkét szempontból sokkal vonzóbb közvetlen viszonyítási alap volt, így Berzelius erre vonatkoztatta az atomtömegeket (bár eleinte az oxigén tömegét se nem 1-nek, se nem 16-nak vette, hanem 100-nak). Egy általa publikált atomtömeg-sorozatot mutat be a **2. ábra**.

Az Avogadro-törvénnyel majdnem ellentétes pályát járt be William Prout (1785–1850) skót orvos kémiai hipotézise, amely 1815-ben jelent meg. Ez azon a megfigyelésen alapult, hogy az atomtömegek a legtöbb esetben a hidrogén atomtömegének egész szá-

Names.	Symbols.	Weight in form of gas.	Ditto at a minimum.	Ditto at a maximum.	Sp. gr. in a solid form.
Tin	Sn	1470.59	7.299
Iron	Fe	693.64	7.788
Zinc	Zn	806.45	7.215
Manganese	Mn	711.575	8.013
Uranium	U
Cerium	Ce	1148.8
Yttrium	Y	881.66	876.42
Glucinum	Gl
Aluminium	Al	228.023	342.7
Magnesium	Mg	315.46	301.63	321.93
Strontium	Sr	1418.14
Barytium	Ba	1709.1
Calcium	Ca	510.2
Sodium	So	519.32	0.9988
Potassium	Po	978.0	0.8

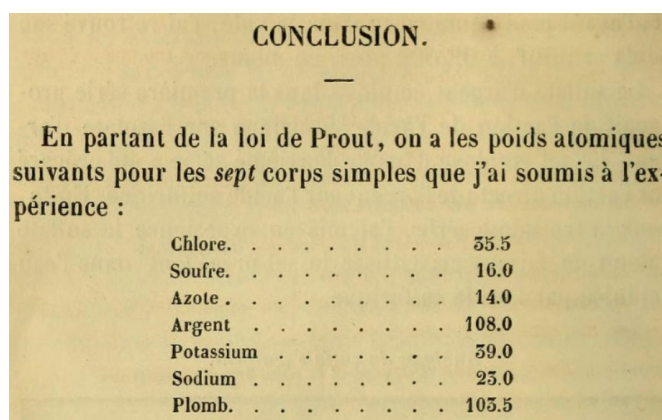
2. ábra. Berzelius oxigénre vonatkoztatott atomtömegei (oxigén: 100)

mú többszöröse. A hipotézis ezt a jelenséget azzal értelmezte, hogy végső soron minden egyes kémiai elem hidrogénből áll, így ezen elmélet szerint a helyes atomtömegeknek mind egész számoknak kell lenniük; a kémikustársadalom jelentős része és a magyarországi kémiatanítás mind a mai napig lényegében ennek megfelelően áldozza fel a valóságot a könnyű megjegyezhetőség kedvéért. A hipotézist a 19. században a vegyészek jelentős része elfogadta, így Mengyelejev még a 20. század elején is szükségét érezte, hogy a Prout-hipotézissel kapcsolatos súlyos ellenérzéseinek hangot adjon.

Első ránézésre kevés kapcsolata van az atomtömegekkel a Pierre Louis Dulong (1785–1838) és Alexis Thérèse Petit (1791–1820) által 1819-ben publikált megfigyelésnek, amelyet ma Dulong–Petit-szabály néven szokás emlegetni. Ma ezt úgy tanítják, hogy a legtöbb fém moláris hőkapacitása azonos. Akkoriban a moláris mennyiségek természetesen még nem léteztek, így az eredeti törvény úgy szólt, hogy egy fém fajhőjének és atomtömegének a szorzata az anyagi minőségtől független állandót ad. Mivel a fajhő könnyen mérhető kísérletileg, ezért ez módot adott a fémek atomtömegének kémiai reakcióktól független megbecslésére, illetve a feltételezett vegyértékek ellenőrzésére. A Dulong–Petit-szabály például szerepet játszott annak bizonyításában, hogy az alkálifémek vegyértéke egy.

A hagyományos sztöchiometriai kísérleteken alapuló atomtömeg-meghatározásokat minden bizonnyal Jean-Servais Stas (1813–1891) belga kémikus végezte el a legnagyobb kitartással és pontossággal. Saját bevallása szerint eredetileg a Prout-hipotézist szerte volna megcáfolhatatlanul igazolni, a pontos kísérletek fényében azonban ezzel ellentétes következtetésre jutott: a Prout-hipotézis nem lehet igaz. Egy 1860-ban megjelent munkájának utolsó lapjáról mutat be egy részletet a **3. ábra**.

3. ábra. Jean-Servais Stas cikkének következtetése





Maga a cikk mintegy 150 oldal terjedelmű, és az atomtömeg-meghatározáshoz elvégzett kísérleteket ismerteti nagy részletességgel. A végkövetkeztetés mindössze hét atomtömeg, ezek a cikkben leírt pontossággal azonosak a ma ismert értékekkel. Az utolsó érték, az ólom (103,5) tükrözi azt, hogy az egyes elemek vegyérték-meghatározása még akkoriban sem volt tökéletes: az ólom mai ismereteink szerint +2-es és +4-es oxidációs állapotban képez vegyületeket. Ezeknek az aránya 2:1, azaz ez alapján nem különböztethető meg attól az esettől, amikor a jellemző oxidációs számok értéke +1 és +2. Egyéb információ hiányában Stas az egyszerűbb lehetőséget, vagyis a kisebb számokat választotta: így az ólom ma ismert atomtömegének felét adta meg – de azt tiszteletre méltó pontossággal.

Az atomtömeg-értékek nagy megújítója Stanislao Cannizzaro (1826–1910) olasz kémikus volt, akinek a nevét ma első sorban egy szerves kémiai átalakítás miatt szokták megemlíteni egyetemi kémiaórákon. Honfitársa, Avogadro hipotézisét felújítva gázszűrűség-mérés alapokra helyezte az atomtömegek meghatározását. Megmutatta, hogy ezek az értékek ellentmondásmentesek: minden mért sűrűséget kitűnően tudott értelmezni az általa definiált atomtömegekkel. 1858-ban publikált cikkéből mutat be egy részletet a **4. ábra**.



Stanislao Cannizzaro

Ahogy a táblázatból is látható, egy elem atomtömegét több, az adott elemet tartalmazó, gázhalmazállapotú vegyület előállításával tesztelte. Cannizzaro munkája és Avogadro törvénye rendezte a vegyértékek kérdését is; ez csak ott maradhatott bizonytalan, ahol az adott elem egyetlen gázhalmazállapotú vegyületét sem sikerült előállítani (ilyenből viszont elég sok akadt).

4. ábra. Részlet Cannizzaro táblázatából

Hydrogen	2	2 Hydrogen
Oxygen, ordinary	32	32 Oxygen
„ electrised	128	128 „
Sulphur below 1000°	192	192 Sulphur
„ above 1000° (?)	64	64 „
Phosphorus	124	124 Phosphorus
Chlorine	71	71 Chlorine
Bromine	160	160 Bromine
Iodine	254	254 Iodine
Nitrogen	28	28 Nitrogen
Arsenic	300	300 Arsenic
Mercury	200	200 Mercury
Hydrochloric Acid	36.5	35.5 Chlorine
Hydrobromic Acid	81	80 Bromine
Hydriodic Acid	128	127 Iodine
Water	18	16 Oxygen
Ammonia	17	14 Nitrogen
Arseniuretted Hyd.	78	75 Arsenic
Phosphuretted Hyd.	35	32 Phosphorus
Calomel	235.5	35.5 Chlorine
Corrosive Sublimate	271	71 „
Arsenic Trichloride	181.5	106.5 „
Protochloride of Phosphorus	138.5	106.5 „
Perchloride of Iron	325	213 „

¹ Az anyagmennyiség mértékegysége, a mól pontosan $6,02214076 \times 10^{23}$ darab elemi egységet (atomot, molekulát, iont, elektront vagy más, jól meghatározott részecskét) jelent.

Cannizzaro remek érzékkel gondoskodott arról, hogy a tudományos közvélemény megismerje és elfogadja érveit s velük együtt az új atomtömegeket. Az első jelentős kémiai konferenciát 1860. szeptember 3. és 5. között szervezte Karlsruheban Friedrich August Kekulé von Stradonitz (1829–1896) és Charles-Adolphe Wurtz (1817–1884). A konferencia eredeti célja a szerves kémiai képletek felírás módjának egységsítése volt. Cannizzaro a zárónapon kapott előadási lehetőséget, s mondanivalója hosszú távon igen meggyőzőnek bizonyult. Ezenkívül minden résztvevő kezébe is adta javaslatának írásos összefoglalóját, amelyet a nagy többség a hosszú, hazafelé tartó úton – egyéb olvasnivaló híján – alaposan át is tanulmányozott. Julius Lothar Meyer (1830–1895) német kémikus, aki Mengyelejevvel megosztva kapta meg az 1882-es Davy-érmet a periódusos rendszer megalkotásáért, a következőt írte erről: „Én szintén megkaptam a cikk egy példányát, amelyet zsebembe tettem, hogy hazafelé elolvassam... Hályog hullott le a szememről, a kétségek megszűntek, és helyét a csendes biztonság érzése fogta el...” Így 1860-tól Cannizzaro atomtömegei jelentették az egyértelmű hivatkozási alapot.

Az abszolút atomtömegek megbecslésére először 1865-ben Johann Josef Loschmidt (1821–1895) talált módszert. Az ő munkájának elsődleges célja a levegőben lévő molekulák méretének meghatározása volt. Az atomméret a könnyen mérhető sűrűségeken keresztül kondenzált fázisban rutinszerűen átszámítható atomtömegekre. Gázfázisban már nem ennyire egyszerű a helyzet, de a módszerrel közvetve így is meg lehetett becsülni az 1 g hidrogénben lévő atomok számát: ma ezt Avogadro-állandónak hívjuk, de régebben a Loschmidt-szám is elég elterjedt kifejezés volt.

Így 1869-re sok minden készen állt arra, hogy Mengyelejev – aki egyébként a Cannizzaro-féle atomtömegeket már a karlsruhei konferencia résztvevőjeként megismerte – megalkossa az elemek természetes rendszerét, a periódusos rendszert. Az orosz tudós lényegesen többet tett egyszerű táblázatalakotásnál: a reaktivitásokban fellelhető mintázatok alapján kritikusan újraértékelte az elemek sajátosságairól leírtakat, ami az atomtömegekre is hatással volt. A rendszer logikája alapján állapította meg például azt, hogy a berilliumra a korábban elfogadott atomtömeg nem lehet helyes, s pusztán logikai érvekkel javasolta a pontos, 9,4-es értéket. Ugyanez volt a helyzet az uránnal: akkoriban két és három vegyértékűnek tartották ezt a fémeket, így az atomtömegekre 120 körüli értéket adtak meg. Mengyelejev első próbálkozásaiban még a kis értéket használta, majd a periódusos rendszer alapján jött rá, hogy a helyes vegyértéknek négynek és hatnak, s így az atomtömegnek 240 körülinek kell lennie.

Ezzel munkájából véget is ért az atomtömegek meghatározásának története. Már csak egy, a számértékekben nagy változást nem hozó módosításra került sor. A 20. század második évtizedében fedezték fel az izotópok létét, s ekkor egy szűk fél évszázadra elváltak a kémia és a fizika definíciós útjai. A kémia a természetes izotópeloszlású oxigént (99,76% ¹⁶O, 0,04% ¹⁷O, 0,20% ¹⁸O) tekintette viszonyítási alpnak, hiszen ezt Berzelius óta így használták. A fizika azonban a tiszta ¹⁶O-izotópot tekintette standardnak, mert ettől nagyobb pontosság volt remélhető. A nagy egyesítésre 1960–61-ben került sor: ekkor a ¹²C-izotóp közép-pontba helyezésével olyan megoldásban egyeztek meg, ami miatt a nagy pontosságú atomtömegek mind a kémia, mind a fizika számára megváltoztak. Ez a konvenció meglehetősen időtállóan bizonyult: noha 2019. május 20-án a kilogramm és a mól alapegység definíciója is megújult,¹ az atomi tömeg egysége változatlan maradt.