



<https://doi.org/10.15255/KUI.2018.042>

KUI-24/2021

Stručni rad

Prispjelo 29. listopada 2018.

Prihvaćeno 5. prosinca 2018.

## Relativna atomska masa – što je to?

N. Raos\*

Ovo djelo je dano na korištenje pod  
Creative Commons Attribution 4.0  
International License



Institut za medicinska istraživanja i medicinu rada, Ksaverska cesta 2, p.p. 291, 10 001 Zagreb

### Sažetak

Pojam relativne atomske mase pojavljuje se u dva značenja: prvo proizlazi iz zakona stalnih masenih omjera ("atomska težina"), a drugo, novije, iz definicije mola, kao Avogadrova broja atoma (čestica). U članku je opisana kako povijest određivanja "atomske težine" (Dalton, Berzelius, Stas) tako i povijest njezina definiranja (prema vodik, kisiku ili nuklidu  $^{12}\text{C}$ ). Dva značenja relativne atomske mase utjecala su i na način rješavanja stehiometrijskih zadataka.

### Ključne riječi

Nastava kemije, povijest kemije, Dalton, Berzelius, Richter, Stas

## Uvod

Kad su me iz Kemijskog odsjeka zagrebačkoga Prirodoslovno-matematičkog fakulteta zamolili da za njihovu tribinu\*\* održim predavanje, odabrao sam temu pomalo neobičnog naslova: "Kako su određene atomske težine". Kažem neobičnog naslova, jer izraz "atomska težina" više ne postoji u kemiji. Kako je tribina bila posvećena molu, voditeljica je pomislila da ću govoriti o masi, veličini, pa stoga i broju atoma – ne bi li primjereniji naslov bio "Kako je određena masa atoma"? No kako nisam o tome namjeravao govoriti, našao sam se u nedoumici jer sam se bojao da tema predavanja neće biti jasna iz naslova. Dvojio sam, srećom ne dugo, ne bih li ipak stavio naslov "Kako su određene relativne atomske mase". Kažem "srećom ne dugo" jer bi upravo taj naslov bio neprimjeren iako je izraz "atomska težina" zapravo pogrešan. Težina ima, znamo iz fizike, dimenziju sile, upravo gravitacijske sile, a ta sila – zbog svoje slabosti – nema nikakvog utjecaja na kemijske promjene. Masa dakako ima, ne samo u stehiometriji nego i u spektroskopiji: izotopnom zamjenom atoma u molekuli mijenja se vibracijski i rotacijski spektar molekule (izotopni efekt), upravo zato što se gibaju atomi (jezgre) drugačije mase.

Termin "atomska težina" (engl. *atomic weight*, njem. *Atomgewicht*, rus. атомный вес), iako pogrešan i neprecizan, održao se u stručnoj literaturi sve do unazad možda pedeset godina. (Usto se mnogo upotrebljavala i ekvivalentna težina koja se definirala kao "broj koji kazuje koliko

se grama nekog počela može zamijeniti s 1 g vodika ili 8 g kisika u nekom spoju". Zvala se i "spojna težina", prema njemačkom *Verbindungsgewicht*.)<sup>1</sup> Štoviše, neki udžbenici smatraju nepotrebnim da je posebno nazivaju: umjesto toga služe se frazom *bestimmtes Gewicht* (određena težina) atoma<sup>2</sup> i sl. Ta se terminologija zadržala i u prevedenim udžbenicima, primjerice u Wibergovom udžbeniku anorganske kemije,<sup>3</sup> prevedenom s njemačkog izdanja iz 1964. godine:<sup>4</sup> u njemu se osim "relativna atomska težina" pojavljuje i istoznačni pojam "atomska težina". Posljednji termin, "atomska težina", nalazimo i u udžbeniku fizičke kemije iz toga doba kada je riječ o izotopima.<sup>5</sup> Štoviše, u onovremenim udžbenicima nalazimo za naša mjerila čudne definicije, poput primjerice ove:<sup>6</sup>

*Atomska težina nekog elementa je relativna težina atoma tog elementa prema težini jednoga atoma vodika; to je broj koji pokazuje, koliko puta je atom nekog elementa teži od 1 atoma vodika.*

Tomislav Pinter (1899. – 1980.), profesor na zagrebačkom Medicinskom fakultetu ne vidi pak kontradikciju definicije atomske težine:<sup>7</sup>

*Atomna je težina najmanja količina nekog elementa izražena u gramima, koja se može naći u jednom molu neke tvari,*

s konstatacijom na istoj stranici da su "atomske težine relativni brojevi". (Je li atomska težina bezdimenzijska veličina ili ima dimenziju mase? Treba uočiti i upotrebu, u istom tekstu, dvaju oblika pridjeva – atomni i atomski.)

Da nešto s tim terminom "atomska težina" nije u redu, bilo je jasno kemičarima, no samo su se neki o tome očitovali. Tako Fran Bubanović (1883. – 1956.),<sup>8</sup> profesor na

\* Dr. sc. Nenad Raos  
e-pošta: [raos@imi.hr](mailto:raos@imi.hr)

\*\* Predavanje u sklopu tribine Dan mola održano je 23. 10. 2018. točno u 6:02:21:41 popodne. Tribinu je vodila Tajana Preočanin, profesorica na PMF-u i članica našega uredništva.

zagrebačkom Medicinskom fakultetu, naglašava kako “ono, što se nazivlje atomnom ili molekularnom težinom, nije apsolutna težina atomâ i molekulâ”.<sup>9</sup> Slično primjećuje i Vladimir Njegovan (1884. – 1971.), prvi profesor anorganske i analitičke kemije na Visokoj tehničkoj školi u Zagrebu, u udžbeniku opće kemije,<sup>10</sup> no ne ulazi dublje u problem, nego se zadržava samo na primjedbama, “atomska težina, upravo masa” (str. 72) ili “atomska težina (zapravo bi trebalo kazati masa)” (str. 228). To bi ipak bilo premalo od Njegovana, kemičara koji se među prvima bavio kemijskom nomenklaturom i terminologijom, pa i kemijskom termodinamikom.<sup>11</sup> Nešto je u tom pogledu kritičniji Milan Sikirica, koji u poglavlju “2.1. Atomska težina” (!) svoje *Stehiometrije* ukazuje, gotovo stidljivo, na neprimjerenost pojma “težina” u kemiji:<sup>12</sup>

*Relativna težina (masa) atoma jest broj koji kaže koliko je puta težina (masa) atoma nekog elementa veća od neke proizvoljno odabrane jedinice.*

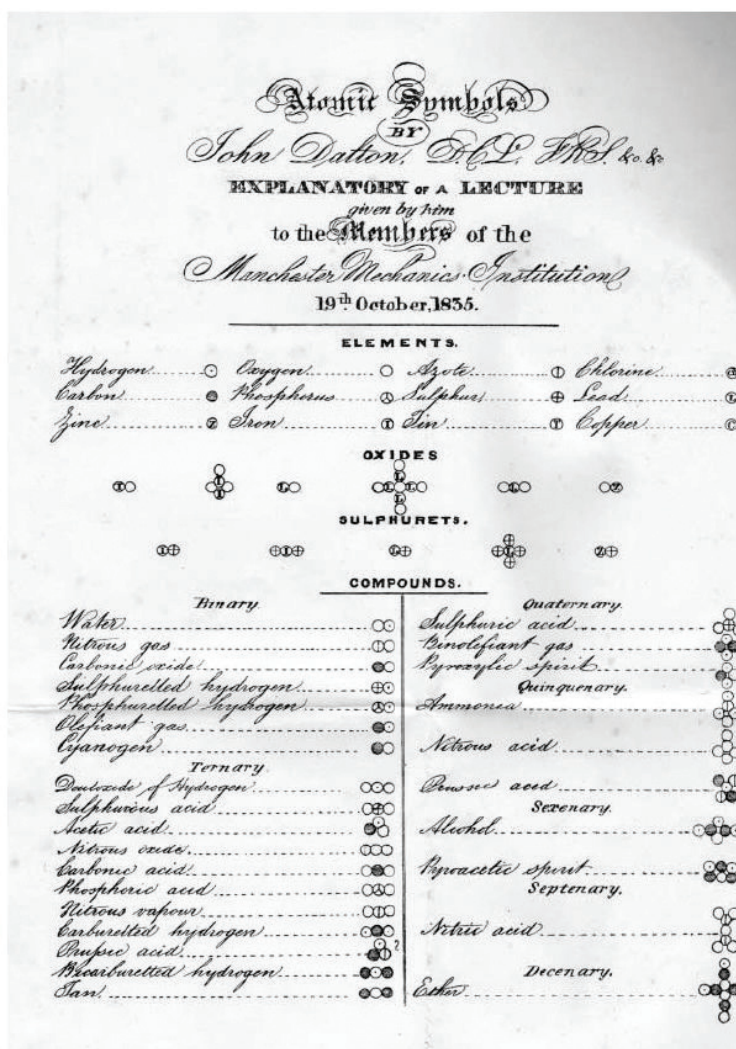
(No pojam “masa”, u zagradama ili bez njih, autor potpuno izostavlja već na sljedećoj stranici kada definira “molekularnu težinu”.) Čak i kad je uvedena moderna, suvremena terminologija, stari se termin, “atomska težina”, ipak morao spomenuti:<sup>13</sup>

*Relativna atomska masa (atomska težina) elementa jest omjer prosječne mase atoma ( $\bar{m}_a$ ) elementa i 1/12 mase atoma nuklida <sup>12</sup>C.*

Na kraju se moramo zapitati je li moguće da kemičari nisu znali ni toliko fizike da bi znali da se sila izražava u njutnima, N (dinima ili pondima), masa u kilogramima, kg (ili gramima), da se vaganjem uspoređuju mase, a ne težine, a da bezdimenzijske veličine mogu biti samo “relativne” – i to sve dva stoljeća nakon što je Newton raščistio te pojmove. Nešto možemo pripisati tradiciji, nešto širokom značenju riječi “težina” (posebice u engleskom jeziku), nešto kolokvijalnom govoru koji iz laboratorija ulazi u udžbenike, no ipak u pozadini svega toga mora postojati nešto dublje. To nešto dublje potražiti ćemo u samoj naravi “atomskih težina” – i njihovu pravom značenju.

## Težine atoma bez atoma

Računanje relativnih atomskih masa počinje s Johnom Daltonom (1766. – 1844.)<sup>14,15,16</sup> i njegovom knjigom *A New System of Chemical Philosophy*.<sup>17</sup> Točnije, Dalton je u toj knjizi sustavno obrazložio atomsku teoriju, no prva tablica relativnih atomskih masa (*Table of the relative weights of the ultimate particles of gaseous and other bodies*) pojavila se u članku napisanom prema Daltonovu predavanju iz 1803. godine<sup>18</sup> (tablica 1). Njegovom knjigom počinje kemijska atomska teorija, teorija prema kojoj se kemijski elementi razlikuju prema masi najmanjih čestica (jedinki), atoma. U njoj je Dalton uveo i prve kemijske formule (slika 1) – koje su poslije, ne bez Daltonova otpora – zami-



Slika 1 – Daltonovi simboli kako su prikazani 19. listopada 1835. na predavanju u Manchester Mechanics Institution (ref. 16, str. 2)

Fig. 1 – Dalton's symbols as presented at the lecture at Manchester Mechanics Institution on October 19, 1835 (Ref. 16, p. 2)

jenjene Berzeliusovim, kojima se i danas služimo. No za nas je najvažnije što je u “Novom sustavu” Dalton uveo pojam relativne atomske mase. Kako je definira – i kako je zove? Zove je “relativna težina” (*relative weight*), no ne zna točno čega, jer ne zna kako nazvati ono na što se “težina” odnosi, pa to naziva: “jednostavnice koje izgrađuju spoj” (*the simples which constitute a compound*), “jednostavne elementarne čestice” (*simple elementary particles*) i “krajnje čestice ili atomi” (*the ultimate particles or atoms*) – za razliku od molekula, koje naziva “složenim česticama” (*compound particles*).

O atomima Dalton dakako ne zna ništa. Sve do početka 20. stoljeća atomi nisu bili ništa drugo doli hipotetičke čestice. Atomska je teorija bila pak samo mogućnost – najbolja ako ne i jedina – da se objasne fizičke i kemijske promjene, a posebice plinski i stehiometrijski zakoni. No unatoč jasnoći i uvjerljivosti atomske teorije, pravog dokaza za postojanje atoma i molekula nije bilo.<sup>19,20</sup> Jedina čvrsta točka za Daltona bio je zakon stalnih i višekratnih masenih omjera. Sve

Tablica 1 – Usporedba suvremenih i Daltonovih relativnih atomskih i molekularnih masa  
Table 1 – Comparison of Dalton's and modern relative atomic and molecular masses

Element/spoj Element/compound	Dalton (1803.) <sup>a</sup>	Dalton (1808.) <sup>b</sup>	Dalton (1827.) <sup>c</sup>	IUPAC (1981.) <sup>d</sup> A <sub>r</sub> ( <sup>12</sup> C) = 12
H	1	1	1	1,008
O	5,5	7	7	15,999
N	4,2	5	5 or 10	14,007
C	4,3	5	5,4	12,011
S	14,4	13	13 or 14	32,065
H <sub>2</sub> O (OH)	6,5	8	(8)	18,015
NH <sub>3</sub> (NH)	5,2	6	(6 or 11)	17,031
CO	9,8	12	(12,4)	28,010
CO <sub>2</sub>	15,3	19	(19,4)	44,009

<sup>a</sup> Predavanje održano 21. listopada 1903. na sjednici Manchesterskog filozofskog društva te objavljeno 1805. godine (ref. 18).

<sup>a</sup> Lecture held October 21, 1803 at the session of Manchester Philosophical Society, and published in 1805 (Ref. 18).

<sup>b</sup> Treba uočiti istu vrijednost (5) za dušik i ugljik. No Dalton je, navodeći maseni udjel elemenata u amonijaku (1 : 5) i vodi (1 : 7) te relativnu molekularnu masu CO (12), napisao "približno" (ref. 17).

<sup>b</sup> Note the same value (5) for nitrogen and carbon; Dalton, however, used the word "nearly" to mark the mass proportion of elements in ammonia (1 : 5) and water (1 : 7), and the relative molecular mass of CO (12), (Ref. 17).

<sup>c</sup> Vrijednosti u zagradama izračunate su prema Daltonovim vrijednostima za atomske težine (ref. 31, str. 357).

<sup>c</sup> Values given in parentheses are values calculated from the respective Dalton's values for atomic weights (Ref. 31, p. 357).

<sup>d</sup> Zaokruženo na tri decimale.

<sup>d</sup> Rounded to the third decimal.

drugo bilo je puko nagađanje. Koliko atoma ulazi u "složenu česticu", molekulu? Ne nalazeći pravog odgovora na to pitanje, Dalton se priklonio najjednostavnijoj pretpostavci da spajanjem dvaju elementarnih tvari nastaje binarni spoj:  $A + B \rightarrow AB$ . Povodeći se za tim pravilom, ispravno je pretpostavio kemijsku formulu ugljikova monoksida (CO) i dušikova monoksida (NO), ali je pogriješio u formulama vode (OH), amonijaka (NH), sumporovodika (SH) i sumporova dioksida (SO). Rezultat toga su vrijednosti atomskih težina koje oštro odudaraju od onih današnjih (tablica 1).

Gledajući tako na atomsku teoriju, postaje jasno da za izračunavanje atomskih i molekularnih težina, da se poslužim terminologijom iz toga vremena, postojanje atoma nije bitno – bitno je postojanje zakona stalnih i višekratnih težinskih (masenih) omjera. Toga su malo bili svjesni kemičari (jer oni ipak rade s nečim tvarnim, *realnim*, pa se stoga ono mora zasnivati na nečemu tvarnom, zbiljskom), no filozofi (iz redova znanstvenika) su o tome, molekulama i atomima, mnogo dublje promišljali. Ernst Mach (1838. – 1916.) – a i mnogi s njime, uključujući i Wilhelma Ostvalda (1843. – 1932.) – čak će negirati atome kao fizičku realnost.<sup>21</sup>

*Ne bi stoga pristajalo niti prirodnoj znanosti da u svojim samostvorenim promjenjivim, ekonomičnim sredstvima, molekulama i atomima, vidi realitete iza svake pojave, i zaboravljajući pritom na nedavno stečen, mudar oprez svoje odvažnije sestre, filozofije da na mjesto animističke ili metafizičke postavi mehaničku mitologiju i da time stvori nekakve lažne probleme. Atom može ipak ostati sredstvom prikazivanja pojave, kao i funkcije u matematici.*

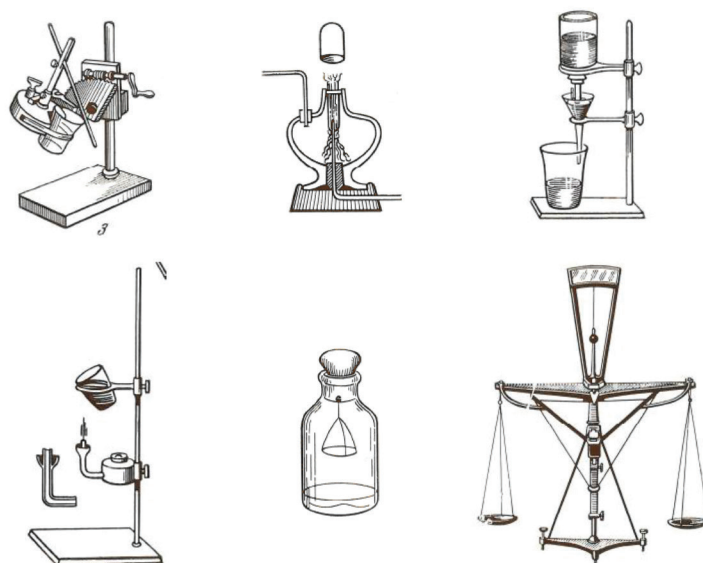
Gledajući tako, očima čovjeka 19. stoljeća, na pitanje relativnih atomskih masa jasno je da one nisu ništa drugo nego brojevi (parametri) koji služe za izračunavanje masenih

udjela elementarnih tvari u kemijskom spoju.\* Riječ je, da tako kažemo, o standardnim vrijednostima masenih omjera elementarnih tvari u kemijskim spojevima koji služe za predviđanje rezultata analize i planiranje sinteze (stehiometrijski omjer reaktanata). Za njihovo određivanje stoga nije potrebno ulaziti ni u strukturu atoma niti u strukturu molekula: ne treba učiniti ništa više nego provesti što točniju kvantitativnu analizu što većeg broja spojeva. Pretpostavka o postojanju atoma olakšava razumijevanje onoga što se računa i zašto se računa, ali za konačan rezultat nije bitna. Stoga se i određivanje atomskih težina moglo razviti do neslučenih razmjera unatoč tome što se o atomima – njihovoj masi, veličini i strukturi – još ništa nije znalo.

## Različite težine – različite ljestvice

"Die Grundlage aller chemischen Arbeiten ist eine unermüdliche Geduld und eine Ausdauer ohne Grenzen", rekao je Justus von Liebig (1803. – 1873.). Temelj svih kemijskih poslova je neumorno strpljenje i upornost bez granica. To je načelo našlo svoje ostvarenje više nego u ikome drugome u švedskom kemičaru Jönsu Jakobu Berzeliusu (1779. – 1848.), nesumnjivo najvećem kemičaru 19. stoljeća, a također – bez svake sumnje – čovjeku izuzetne radišnosti i nevjerojatne energije. Samo se takav čovjek mogao uhvatiti u koštac s kolosalnom zadaćom da odredi atomske težine svih poznatih elemenata – i da usput otkrije i mnoge nepoznate (Ce, Se, Th, Li, Zr, Ta, V).<sup>22,23</sup>

\* Jean Perrin (1870. – 1942.) pak smatra da su atomi, premda nevidljivi, ipak realni jer se do njih došlo "intuitivnom metodom": "Doći će možda vrijeme kada će se atomi, najzad izravno vidljivi, moći isto tako lako promatrati kao što se danas promatraju mikrobi" (ref. 29).



Slika 2 – Berzeliusov laboratorijski pribor  
Fig. 2 – Laboratory equipment of J. J. Berzelius

Tablica 2 – Usporedba suvremenih, Berzeliusovih<sup>24–26</sup> i Stasovih<sup>32</sup> relativnih atomskih masa  
Table 2 – Comparison of Berzelius,<sup>24–26</sup> Stas<sup>32</sup> and modern relative atomic masses

Element	Berzelius (1826. – 1845.)	Stas (1865.) $A_r(\text{H}) = 1$	Stas (1865.) $A_r(\text{O}) = 16$	IUPAC (1981.) <sup>*</sup> $A_r(^{12}\text{C}) = 12$
H	1	1,000	1,0025	1,008
O	16,026	15,960	16,000	15,999
N	14,18	14,009	14,044	14,007
C	12,24			12,011
S	32,216	31,994	32,074	32,065
P	31,41			30,947
Cl	35,43	35,368	35,457	35,453
Br	78,392	79,750	79,952	79,904
I	125,44	126,533	126,850	126,91
Li	6,44	7,004	7,022	6,941
Na	23,310	22,980	23,043	22,990
K	39,257	39,040	39,137	39,098
Ag	108,305	107,660	107,930	107,87
Pb	207,12	206,395	206,913	207,20

\*Zaokruženo na tri decimale.

\*Rounded to the third decimal.

Da bi se domogao toga cilja, utrošio je trideset posljednjih godina svojega života (1814. – 1845.) na minuciozne analize – preko dvije tisuće spojeva. U toku rada usavršavao je instrumentaciju (slika 2), izumio filter-papir i alkoholni plamenik, a izučio je i staklarski zanat kako bi mogao sâm izrađivati svoj pribor. Rezultat toga su vrijednosti atomskih težina<sup>24–26</sup> (tablica 2) koje se većinom razlikuju za manje od jedan posto od danas prihvaćenih (no s vrlo velikim varijacijama: od 0,03 % za Pb i 0,07 % za Cl do 1,08 % za C i čak 8 % za vodik). Čitatelj će međutim s pravom

primijetiti da se te dvije ljestvice, ona Berzeliusova i ona IUPAC-ova, ne mogu egzaktno uspoređivati jer se prva temelji na vodik,  $A_r(\text{H}) = 1$ , kao smjesi izotopa, a druga na ugljikovu izotopu  $^{12}\text{C}$ ,  $A_r(^{12}\text{C}) = 12$ . To je pitanje, pitanje skaliranja mučilo i Berzeliusa, pa je uz tablicu na temelju atoma vodika objavio i tablicu na temelju molekule vodika ( $\text{H}_2$ ) s dvostruko manjim vrijednostima atomskih težina te tablicu na temelju kisika, uzevši kao referentnu vrijednost  $A_r(\text{O}) = 100$  (na toj je ljestvici vodik imao primjerice vrijednost 6,24, dušik 87,53, a kalij 488,856).

Ako je, prema već navedenoj definiciji, “relativna težina (masa) atoma ... broj koji kaže koliko je puta težina (masa) atoma nekog elementa veća od neke proizvoljno odabrane jedinice”,<sup>12</sup> postavlja se pitanje kako odabrati “proizvoljnu jedinicu”. Jasnog slaganja u tom pogledu nije bilo, pa su se ljestvice temeljile ili na vodiku (s vrijednostima atomskih težina 1 i 0,5) te kisiku (s vrijednostima  $A_r$  1, 16, 10 i 100).

Pitanje skaliranja atomskih težina nije samo pitanje referentne vrijednosti nego i pitanje referentne analize. Primjer velikog raspona pogrešaka u Berzeliusovoj tablici (0,03 – 8 %) jasno pokazuje da se neki elementi (npr. teški metali) točnije određuju od drugih (plinoviti elementi, poglavito vodik), pa stoga relativne atomske mase treba određivati upravo prema tim prvim elementima. Budući da je lakše napraviti oksid negoli hidrid, a usto pri reakciji dolazi i do veće promjene mase, jasno je zašto su kemičari izabrali kisik kao referentni element. Korak dalje u tom smjeru učinio je belgijski kemičar Jean Servais Stas (1813. – 1891.),<sup>27</sup> koji je za temelj uzeo reakciju – kojom se, istina, služio i Berzelius – klorida sa srebrovim nitratom. Prvo bi se elementarna tvar prevela u klorid, klorid otopio u vodi a potom istaložio srebrovim nitratom. Iz od-vage taloga AgCl i početne mase klorida izračunala bi se atomska težina elementa, uz pretpostavku da znamo molekularnu formulu klorida. Na temelju takvih analiza Stas je postavio “srebrnu ljestvicu”, s referentnom vrijednošću  $A_r(\text{Ag}) = 100$ .

Na kraju se ustalila ljestvica na temelju kisika,  $A_r(\text{O}) = 16,000$ , dakako kao smjese svih njegovih izotopa. Ta je ljestvica prihvaćena i pri izradi prve standardne (međunarodne) tablice što ju je izdao IUPAC 1925. godine. No nasuprot takvoj “kemijskoj” ljestvici, ustanovljena je 1961. godine “fizička” ljestvica utemeljena na ugljikovu nuklidu <sup>12</sup>C,  $A_r(^{12}\text{C}) = 12$ . Najvažnija promjena zamjene kisika ugljikovim nuklidom nije promjena vrijednosti u tablici (kisika s 16,000 na 15,999 ili ugljika s 12,010 na 12,011), nego promjena metode određivanja atomskih težina. Za određivanje atomskih težina prema kisiku treba napraviti elementarnu analizu oksida, kemijskim metodama, razumije se. No za određivanje atomske težine prema ugljikovu nuklidu trebalo je razviti sasvim novu metodu, metodu za određivanje izotopnog sastava elemenata – masenu spektroskopiju. Taj nam primjer još jednom pokazuje kako standardi u kemiji, i znanosti općenito, nastaju kao rezultat razvoja same znanosti, posebice njezinih metoda mjerenja.

## Zaključak

Promjena referentne vrijednosti, od  $A_r(\text{O}) = 16,000$  na  $A_r(^{12}\text{C}) = 12$ , u tablicama relativnih atomskih masa utjecala je na stehiometrijski račun, a time i na način na koji se stehiometrija uči u školi. Učenik se danas nužno služi množinom tvari,  $n_A$ , a ona se opet mjeri molom. Mol, definiran kao Avogadrov broj čestica,<sup>\*</sup> postaje štoviše osnovnom je-

\* Avogadrov broj,  $N_A = 6,02214076 \cdot 10^{23}$ , bezdimenzijska je veličina, dok Avogardova konstanta,  $L$ , ima istu brojčanu vrijednost no dimenziju recipročne množine tvari ( $\text{mol}^{-1}$ ). Oznaka  $L$  dolazi od prezimena austrijskog fizičara Josepha Loschmidta (1821. – 1895.), a isprva je označavala

dinicom SI sustava. Drugim riječima, suvremeni kemijski račun polazi od atoma, točnije od njegove jasno i nedvojbeno definirane mase.

Stari stehiometrijski račun temeljio se međutim na zakonu stalnih i višekratnih masenih omjera. Masa se atoma i molekula doduše uzimala u obzir, ali samo kao *relativna* vrijednost. Stoga se stehiometrijski račun svodio na račun proporcija (slika 3). Masa kisika,  $m(\text{O})$ , potrebna za izgaranje zadane mase vodika,  $m(\text{H})$ , računala se, primjerice, iz omjera  $m(\text{O}) : m(\text{H}) = A_r(\text{O}) : 2A_r(\text{H})$ , tj.  $m(\text{O}) : m(\text{H}) = 16 : 2$ , a množinski udjel vodika u metanu iz omjera  $m(\text{H}) : m(\text{CH}_4) = 4 A_r(\text{H}) : M(\text{CH}_4)$ . Njemački kemičar Jeremias Benjamin Richter (1762. – 1807.), otac stehiometrije (i tvorac riječi stehiometrija!)<sup>28</sup> uveo je pak računalnu shemu temeljenu na ekvivalentnim težinama (slika 4), a slične su se sheme mogle sve do nedavno vidjeti i u fakultetskim udžbenicima (slika 5). Pojam mola je postojao (uveden je prije svega radi definiranja koncentracije otopina), no drugačije se zvao – i drugačije definirao (str. 21):<sup>12</sup>

*Gram-atom (g-atom) nekog elementa onoliko je grama toga elementa kolika je njegova atomska težina.*

*Gram-mol (g-mol) nekog spoja onoliko je grama toga spoja kolika je njegova molekulska težina.*

2. Koliko živina oksida moramo uzeti, da bismo dobili 5 l kisika? Živin se oksid raspada po jednačbi:

$$\begin{array}{r} \text{HgO} \rightarrow \text{Hg} + \text{O} \\ 216 \quad \rightarrow 200 + 16 \end{array}$$

1 l kisika teška je 1,429 g, a 5 l teško je  $5 \cdot 1,429 \text{ g} = 7,145 \text{ g}$  ili okruglo 7 g.

$$\begin{array}{r} \text{Iz } 216 \text{ g HgO nastaje } 16 \text{ g O} \\ \text{„ x „ „ „ „ 7 „ „} \\ \hline x = \frac{216}{16} \cdot 7 = 94,5. \end{array}$$

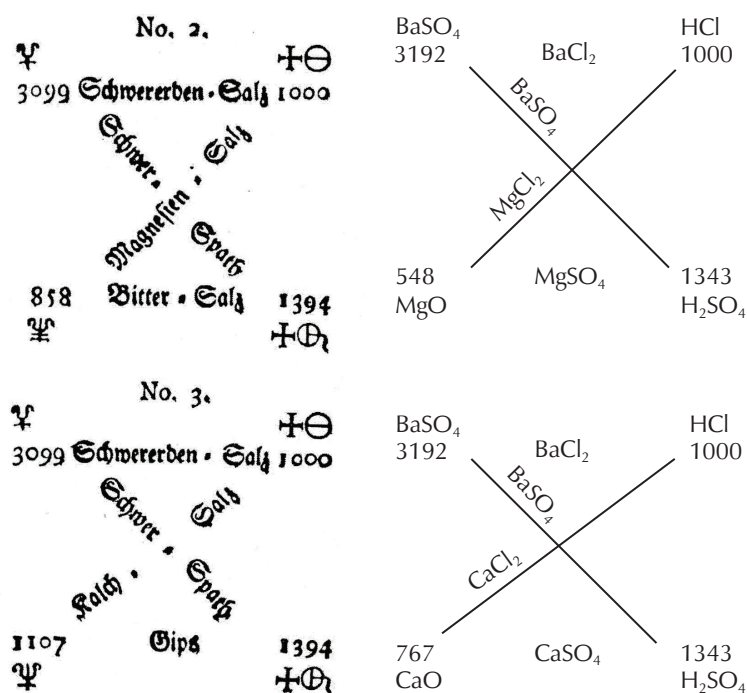
Treba dakle uzeti 94,5 g živina oksida. Vidimo, da treba dosta velika količina živina oksida, a on je skup. Zato se radije uzima kalijev klorat ili hipermangan za dobivanje kisika.

Slika 3 – Stehiometrijski račun temeljen na proporcionalnosti – pravilu trojnom (ref. 1, str. 70)

Fig. 3 – Stoichiometric calculations based on mass proportions (Ref. 1, p. 70)

Na kraju se trebamo upitati koliko je bilo nužno uvoditi u kemiju pojam veličine atoma i molekula i s njime povezanih veličina poput množine tvari i Avogadrova broja. S gledišta klasične kemije za to nema pravog opravdanja budući da je kemičaru svejedno s kako velikim česticama radi jer ih ionako ne može vidjeti, a još manje brojati. Možemo stoga slobodno reći da pojam mola pripada fizici, a ne kemiji: kemiji pripada pojam gram-mola, onako kako smo ga upravo definirali. Također postaje jasnije zašto se termin “atomska težina” toliko dugo održao u kemiji. Ke-

Loschmidtov broj, broj molekula u mililitru plina pri standardnim uvjetima (ref. 30, 34).



Slika 4 – Richterova stehiometrijska shema za izračunavanje mase reaktanata i produkata (lijevo) i njezina moderna interpretacija (desno):  $\text{BaSO}_4$  (*Schwerer Spat*, teški kamen, barit, težac),  $\text{BaCl}_2$  (*Schwererden Saltz*, teška sol),  $\text{MgCl}_2$  (*Magnesien Saltz*, magnezijeva sol),  $\text{MgSO}_4$  (*Bitter Saltz*, gorka sol),  $\text{CaCl}_2$  (*Kalch Saltz*, kalcijeva sol),  $\text{CaSO}_4$  (*Gips*, gips, sadra) (ref. 33). Brojevi označavaju ekvivalentne težine označenih spojeva.

Fig. 4 – Richter's stoichiometric scheme for calculating mass of reactants and products (left), and its modern interpretation (right):  $\text{BaSO}_4$  (*Schwerer Spat*, heavy stone),  $\text{BaCl}_2$  (*Schwererden Saltz*, heavy salt),  $\text{MgCl}_2$  (*Magnesien Saltz*, magnesium salt),  $\text{MgSO}_4$  (*Bitter Saltz*, bitter salt),  $\text{CaCl}_2$  (*Kalch Saltz*, calcium salt),  $\text{CaSO}_4$  (*Gips*, gypsum), (Ref. 33). Numbers correspond to equivalent weights of the respective compounds.

mičara masa zanima samo kao težina na njegovoj vagi, dok je sasvim ravnodušan prema masi kao mjeri inercije.

Tako bi to bilo da je kemičar samo kemičar. Danas se međutim nalazimo u doba objedinjene znanosti, kad se brišu granice između kemije, fizike i biologije. Suvremenu kemiju nije moguće razumjeti bez fizike, a biologiju ni bez kemije ni bez fizike. Danas klasična kemijska analiza gotovo da ne postoji: u laboratoriju vlada prevlast instrumentalnih – spektroskopskih i difrakcijskih – metoda čiji se princip djelovanja ni njima dobiveni rezultati ne mogu razumjeti bez solidnog znanja fizike – fizike atoma i molekula.

Pa opet, ne smijemo se povesti za pukim redukcionizmom, pa kemiju svoditi na fiziku. Iako u osnovi kemije leži fizika atoma i molekula (molekularna fizika), kemija je ipak samosvojna znanstvena disciplina koja se prije svega bavi svojstvima (kemijskim i fizičkim) tvari – a ta se svojstva očituju tek uz sudjelovanje "neizmjernog" broja atoma i molekula. Stoga je bilo moguće razviti laboratorijsku praksu (proračun stehiometrijskog omjera reaktanata i iskorištenja kemijske reakcije, priređivanje otopina zadane koncentracije te smjesa željenog masenog i volumnog udjela), pa i poučavati kemiju, ne osvrćući se ni na broj ni na veličinu atoma i molekula. Usto stehiometrijski račun temeljen samo na zakonu proporcionalnosti (kao u primjeru prikazanom na slici 3) izvrsno ilustrira zakon stalnih masenih omjera, pa bi ga bilo dobro izvesti na nastavi kad se govori o tom osnovnom stehiometrijskom zakonu. Takav čisto makroskopski pristup kemiji – teme-

**PRAVILO MESANJA.** Hemičar treba često od dva rastvora neke supstancije, od kojih svaki ima određenu koncentraciju, da načini novi rastvor željene koncentracije (slučaj a) ili da neki rastvor dodavanjem čistog rastvarača razblaži na neku određenu koncentraciju (slučaj b). To se izračunava po sledećoj shemi, kojoj ne treba daljeg komentara.

Slučaj a. Imamo dva rastvora jedan od 96%, a drugi od 75%. Od ta dva rastvora treba načiniti treći koji će sadržavati 80%.

$$\begin{array}{ccc} 96 & & 5 \\ & \searrow & \nearrow \\ & 80 & \\ & \nearrow & \searrow \\ 75 & & \frac{16}{21} \end{array}$$

Treba dakle uzeti 5 delova 96%-nog rastvora i pomešati ga sa 16 delova 75%-nog rastvora, pa ćemo dobiti 21 deo rastvora željene koncentracije.

Slučaj b. Rastvor koji sadrži 96% treba razblažiti toliko da on bude 40%-tan.

$$\begin{array}{ccc} 96 & & 40 \\ & \searrow & \nearrow \\ & 40 & \\ & \nearrow & \searrow \\ 0 & & \frac{56}{96} \end{array}$$

Treba dakle uzeti 40 delova 96%-nog rastvora i razblažiti ga sa 56 delova rastvarača.

Slika 5 – Pravilo miješanja ili pravilo križa za proračun razrjeđivanja otopina (ref. 10, str. 89)

Fig. 5 – Scheme for the preparation of solutions by dilution (Ref. 10, p. 89)

ljen prije svega na stehiometriji – objašnjava učeniku i rad kemičara u laboratoriju, čime mu olakšava povezivanje kemije sa svakodnevnim životom – a to bi trebao biti osnovni razlog učenja kemije u osnovnoj i srednjoj školi.

## Literatura References

1. Z. Pinterović, Kemija za niže razrede srednjih škola, Nakladni odjel Hrvatske državne tiskare, Zagreb, 1942., str. 60.
2. J. H. van't Hoff, Vorlesungen über theoretische und physikalische Chemie, 2. Ausfl., Vieweg u. Sohn, Braunschweig, 1903., str. 5.
3. E. Wiberg, Anorganska kemija, ur. prev. H. Iveković, Školska knjiga, Zagreb, 1967.
4. E. Wiberg, Lehrbuch der Anorganischen Chemie, Walter de Gruyter & Co., Berlin, 1964.
5. R. Brdička, Osnove fizikalne kemije, prev. Đ. Deželić, Školska knjiga, Zagreb, 1969., str. 26.
6. M. Ferić, Uvod u studij kemije, II. prošireno izdanje, Zagreb, 1946., Hrvatsko ljekarničko društvo u Zagrebu, Zagreb, 1946., str. 24.
7. T. Pinter, Fizikalna kemija za medicinare, Školska knjiga, Zagreb, 1951., str. 22.
8. A. Lutkić, Fran Bubanović (Sisak, 1883. – Zagreb, 1956.), Prirodoslovlje 7 (1-2) (2007) 33–46.
9. F. Bubanović, Slike iz kemije, Matica hrvatska, Zagreb, 1917., str. 94.
10. V. Njegovan, Osnovi hemije, 6. popravljeno izdanje, Naučna knjiga, Beograd, 1965.
11. S. Popović, Energetizam u fizikalnim radovima Vladimira Njegovana, Zbornik radova Trećeg Simpozija iz povijesti znanosti. Prirodne znanosti i njihove primjene krajem 19. i početkom 20. stoljeća u Hrvatskoj, Hrvatsko prirodoslovno društvo – Sekcija za povijest znanosti, Zagreb, 1981., str. 179–183.
12. M. Sikirica, Stehiometrija, Školska knjiga, Zagreb, 1969, str. 20.
13. M. Biffl, Osnove kemije za studente šumarskog fakulteta, Školska knjiga, Zagreb, 1987., str. 12.
14. D. Grdenić, Povijest kemije, Novi Liber i Školska knjiga, Zagreb, 2001., str. 532–542.
15. M. F. Lappert, J. N. Murell, John Dalton, the man and his legacy: the bicentenary of his Atomic Theory, J. Chem. Soc. Dalton Tans. 9 (2003) 3811–3820, doi: <https://doi.org/10.1039/b307622a>.
16. H. E. Roscoe, John Dalton and the Rise of Modern Chemistry, Cassell, London, 1895.
17. J. Dalton, A New System of Chemical Philosophy, Part I, Manchester, S. Russell for R. Bickerstaff, London, 1808.
18. J. Dalton, Theory of the absorption of gases by water, Memoirs of the Literary and Philosophical Society of Manchester, 1 (1805) 271–287.
19. W. B. Jensen, Four centuries of atomic theory, in: Atoms in Chemistry, Ch. 2, C. Guinta, Ed., ASC Symposium Series, American Chemical Society, Washington, DC, 2010, p. 7–19, doi: <https://doi.org/10.1021/bk-2010-1044.ch002>.
20. N. Raos, Razvoj ideje atomizma, Prirodoslovlje 5 (1) (2005) 45–63.
21. E. Mach, Ekonomična priroda fizikalnog istraživanja, Filozofija nauke, ur. N. Sesardić, Nolit, Beograd, 1985., str. 29–43. (E. Mach, Die ökonomische Natur der physikalischen Forschung, in: E. Mach, Populär-wissenschaftliche Vorlesungen, Johan Ambrosius Barth, Leipzig, 1903.)
22. D. Grdenić, Povijest kemije, Novi Liber i Školska knjiga, Zagreb, 2001., str. 558–566.
23. W. M. MacNevin, Berzelius-Pioneer atomic weight chemist, J. Chem. Educ. 31 (4) 207, doi: <https://doi.org/10.021/ed031p207>.
24. J. J. Berzelius, Über die Bestimmung der relativen Anzahl der einfachen Atomen in chemischen Verbindungen, Ann. Phys. 8 (1826) 1–24, 177–190.
25. J. J. Berzelius, Lehrbuch der Chemie, 4. Aufl., 5. Bd., Dresden, Leipzig, 1835, p. 484.
26. J. J. Berzelius, Lehrbuch der Chemie, 5. Ausfl., 3. Bd., Dresden, Leipzig, 1845, p. 1243.
27. J. Timmermans, Jean Servais Stas, J. Chem. Educ. 15 (8) (1938) 353–357, doi: <https://doi.org/10.021/ed015p353>.
28. D. Grdenić, Povijest kemije, Novi Liber i Školska knjiga, Zagreb, 2001., str. 529.
29. J. Perrin, Atomi, I. knjiga, Državni izdavački zavod Jugoslavije, Beograd, 1946., str. 11 (J. Perrin, Les Atomes, Rédaction Nouvelle, Paris, 1936).
30. N. Judaš, Brojenje malih stvari – iliti koliko su mali atomi i molekule, u: Nove Slike iz kemije, ur. N. Raos, Školska knjiga i Hrvatsko kemijsko društvo, Zagreb, 2004., str. 49–62.
31. J. Dalton, A New System of Chemical Philosophy, Part I Manchester, Vol. 2, S. Russell for R. Bickerstaff, London, 1827.
32. J. S. Stas, Recherches sur le rapports reciproques des poids atomiques, Bull. Acad. Roy. Belg. 35 (1865) 24–26.
33. J. B. Richter, Anfangsgründe der Stöchiometrie oder Meßkunst chymischer Elemente, Breßlau und Hirschberg, 1792.
34. D. B. Newell, F. Cabiati, J. Fischer, K. Fujji, S. G. Karshenboim, H. S. Margilis, E. de Mirandés, P. J. Mohr, F. Nez, K. Pachucki, T. J. Quinn, B. N. Taylor, M. Wang, B. M. Wood, Z. Zhang, The CODATA 2017 values of  $h$ ,  $e$ ,  $k$ , and  $N_A$  for the revision of the SI, Metrologia 55 (2018) L13–L16, doi: <https://doi.org/10.1088/1681-7676/aa950a>.

## SUMMARY

### What is Relative Atomic Mass?

*Nenad Raos*

There are two basic understandings of relative atomic mass. The first (“atomic weight”) stems from the law of constant and multiple mass proportions and has no reference to the size and the absolute mass of atoms. “Atomic weights” were defined and measured in the 19<sup>th</sup> Century, and at that time atoms and molecules were just hypothetical particles. However, in the 20<sup>th</sup> Century, it became possible to measure the number and mass of atoms, and relative atomic mass was defined in reference to the mass and number of atoms, *i.e.* Avogadro constant and mole. This also resulted in the change of reference unit,  $A_r(\text{H}) = 1$  or  $A_r(\text{O}) = 16$ , for  $A_r(^{12}\text{C}) = 12$ , and the way of teaching of stoichiometry (calculations *via*  $n_A$  instead of using proportionality principle). This article also describes the history of “atomic weight” determination by gravimetric analysis, especially the work of J. J. Berzelius and J. S. Stas.

#### Keywords

*Chemistry education, history of chemistry, Dalton, Berzelius, Richter, Stas*

*Institute for Medical Research  
and Occupational Health  
Ksaverska c. 2  
10 000 Zagreb, Croatia*

Professional paper  
*Received October 29, 2018  
Accepted December 5, 2018*