

Reflexió-opinió

Els pesos atòmics ja no són constants naturals¹

Tyler B Coplen²
Norman E Holden³

Divisió de Química Inorgànica
Unió Internacional de Química Pura i Aplicada

Molts de nosaltres vam aprendre que els pesos atòmics estàndard que trobàvem al darrere dels llibres de text de química o en la Taula Periòdica dels Elements Químics penjada a la paret del laboratori de pràctiques són constants naturals. Això va ser la veritat acceptada durant més d'un segle i mig, però ja no és així. El text següent explica com els avenços en els sistemes de mesura i la mesura de l'abundància isotòpica dels elements químics han canviat la manera com entenem els pesos atòmics i perquè no es consideren ja constants naturals.

El pes atòmic

El concepte de pes atòmic es remunta a l'època de John Dalton a principis del segle dinou. Molta de la química de la primera meitat d'aquest segle estava relacionada amb la mesura dels pesos atòmics dels elements químics en diferents materials. Molts científics, i en especial Dimitri Mendeléiev, va

mesurar els pesos atòmics dels elements químics en diferents materials i els va classificar en triades, octaves i espirals, en base a la similitud de les seves propietats químiques i físiques. Mendeléiev va elaborar una taula periòdica i va predir nous elements que omplirien els espais que quedaven buits. Aquests elements van ser descoberts posteriorment.

¹ La Unió Internacional de Química Pura i Aplicada ha donat explícitament el permís per a la traducció d'aquest text i la seva publicació a *In vitro veritas*. La traducció ha estat feta per Joan Nicolau Costa. La referència de la publicació original és: Coplen TB, Holden NE. Atomic Weights: No Longer Constants of Nature. *Chemistry International* 2011;33:10-15.

² Ty Coplen <tbcoplen@usgs.gov> treballa al Departament de Geologia dels Estats Units, a Reston, Virginia...

³ Norman Holden <holden@bnl.gov> treballa al Centre Nacional de Dades Nuclears al Laboratori Nacional de Brookhaven, Upton, Nova York.

El 1882 Frank Wigglesworth Clarke va recomanar els pesos atòmics per l'ús en la ciència, la indústria i el comerç (1). La Societat Química Americana va anomenar un comitè format exclusivament per Frank Wigglesworth Clarke a fi de publicar anualment les taules dels pesos atòmics. En altres països es van crear comitès amb funcions similars i sovint els valors de les taules dels pesos atòmics d'aquests comitès eren diferents. Per aquest motiu, la Comissió Alemanya de Pesos Atòmics va convocar una comissió internacional. El primer informe del 1901 de la Comissió Internacional de Pesos Atòmics (ICAW) va ser publicat en el primer número de *Chemische Berichte* el gener de 1902 (2). El 1913 la Comissió va ser incorporada a l'Associació Internacional de Societats Químiques (IACS). Malgrat l'Associació va ser dissolta a conseqüència de la Primera Guerra Mundial, la Comissió va seguir publicant actualitzacions de les taules dels pesos atòmics cada any fins el 1921-1922. El 1919, es va crear la Unió Internacional de Química Pura i Aplicada (IUPAC) com la secció dedicada a la química del Consell d'Investigació Internacional. Una nova Comissió sota els auspicis de la Unió Internacional de Química Pura i Aplicada va preparar un informe sobre els pesos atòmics l'any 1925. Des de llavors, la Comissió Internacional de Pesos Atòmics o les seves successores en la Unió Internacional de Química Pura i Aplicada, conegudes d'ara en endavant com la Comissió, van tenir cura d'avaluar i donar a conèixer els valors dels pesos atòmics, els quals han estat considerats constants naturals.

Els isòtops

Una constant natural, com per exemple, la constant de Faraday ($96\,485,3399(24) \text{ C mol}^{-1}$), té una

incertesa d'una part per un milió. La Taula Periòdica (3) de la Unió Internacional de Química Pura i Aplicada esmenta un valor de 10,811(7) pel bor. Si els pesos atòmics estàndard són constants naturals, perquè els valors publicats no són més acurats? La resposta evident és que el pes atòmic d'un element depèn de la mostra del material i del nombre d'isòtops estables, sent els isòtops àtoms del mateix element que tenen nombres de massa diferents. Al començament del segle vint, es van descobrir els elements radioactius. Fredrick Soddy va mostrar la identitat química del mesotori (^{228}Ra) i radi (^{226}Ra) (4). Va concloure que aquests elements químics tenen propietats radioactives i pesos atòmics diferents, però les mateixes propietats químiques i, per tant, calia que ocupessin la mateixa posició en la Taula Periòdica. Va encunyar el terme isòtop (del grec, que significa, *al mateix lloc*) per designar les variants radioactives (5). Un esdeveniment que va afectar profundament l'àmbit dels pesos atòmics va ser el descobriment el 1912 per John Thomson (6) que l'element neó estava format per dos isòtops estables, ^{20}Ne i ^{22}Ne , (^{21}Ne va ser descobert més tard). Amb el descobriment dels isòtops estables i l'ús d'espectròmetres de masses per a mesurar la composició isotòpica dels elements químics, es va arribar a la conclusió que les masses dels isòtops estables i la seva abundància isotòpica (fraccions molars) podien proporcionar una forma alternativa per a expressar el pes atòmic d'un element. Amb la millora dels espectròmetres de masses, les mesures del pes atòmic dels elements són més exactes. A partir de la segona meitat del segle vint, quasi tots els sistemes per mesurar els pesos atòmics dels elements recomanats s'han basat en l'espectrometria de masses.

La variació en l'abundància dels isòtops i el pes atòmic

L'any 1908, el resultat de la mesura del pes atòmic del plom "comú", d'un material no radioactiu, va ser 207,2 (7), mentre que la mesura efectuada el 1914 (8) del plom en silicat de tori va donar un resultat de 208,4. L'any 1914, es va obtenir un valor inferior de 206,4 (9) en la mesura del pes atòmic del plom en mostres d'urani. Les diferències en els valors dels pesos atòmics del plom es consideraven excepcionals i s'atribuïen a isòtops produïts per la descomposició radioactiva natural. Malgrat això, l'any 1936, Malcom Dole (10) va informar la variació del valor del pes atòmic de l'oxigen en l'aire i l'aigua a causa de la diferent abundància d'isòtops estables. L'any 1939, Alfred O Nier (11) va informar d'una variació del cinc per cent de la composició isotòpica del carboni. S'estava veient que els pesos atòmics podien no ser constants naturals. A la reunió de la Comissió del 1951, es va reconèixer que la variació en l'abundància isotòpica del sofre afectava el valor internacionalment acceptat (12). A fi d'indicar l'interval de valors que podia aplicar-se al sofre de diferents fonts naturals, es va afegir el valor $\pm 0,003$ al seu pes atòmic. Es van establir els intervals de sis elements (hidrogen, bor, carboni, oxigen, silici i sofre) deguts a la variació natural de la seva composició isotòpica.

Adicionalment, en l'informe del 1961 de la Comissió (13), es van afegir les incerteses de cinc elements (el clor, el crom, el ferro, el brom i la plata). En l'informe del 1969 (14), per primera vegada es van afegir les incerteses de tots els pesos atòmics. La Unió Internacional de Química Pura i Aplicada tenia ara la responsabilitat d'avaluar curosament i donar a conèixer les incerteses dels pesos atòmics, derivades de la informació publicada i críticament revisada. A

més, en l'informe del 1969, la Comissió reconeixia per primera vegada que:

"el descobriment que molts elements químics existeixen en la natura en forma d'isòtops, de composició variable en molts casos, fa necessari modificar el concepte històric de pes atòmic com una constant natural. Encara que els isòtops (estables) no han estat observats en la natura en alguns elements (actualment vint-i-un), sembla lògic considerar que les mesclades d'isòtops representen l'estat habitual d'un element i no l'estat excepcional. La Comissió considera que aquesta observació promourà la consciència que les incerteses dels valors proporcionats en la Taula Internacional no són degudes, com abans, només a errors en la seva mesura, sinó que sorgeixen de les variacions naturals de la composició isotòpica... Per a arribar al valor recomanat del pes atòmic, la Comissió utilitzarà sistemes de mesura a fi que el resultat sigui l'òptim pels materials emprats en el món científic, la tecnologia i el comerç i no sigui una mitjana estimada."

Però no tots els elements sofreixen variacions en el seu pes atòmic. Alguns tenen només un isòtop estable. La mesura del pes atòmic estàndard dels vint-i-un elements amb un sol isòtop estable (15), com el fluor, l'alumini, el sodi i l'or, és relativament senzilla perquè el pes atòmic depèn només de la massa atòmica d'un sol isòtop estable. Aquests pesos atòmics estàndard són constants naturals i els seus valors són coneguts amb una precisió més alta que una part per un milió.

Com a resultat de la importància creixent dels isòtops en la mesura del pes atòmic d'un element químic, la Comissió va canviar el seu nom el 1979 i es va anomenar Comissió de Pesos Atòmics i Abundància Isotòpica. La Comissió va decidir que el

pes atòmic podia definir-se en qualsevol mostra concreta. En relació a la taula de valors recomanats dels pesos atòmics de la Unió Internacional de Química Pura i Aplicada, la Comissió va afirmar:

"Les taules successives dels pesos atòmics estàndard publicades per la Comissió són el producte del nostre coneixement més acurat dels elements en les fonts naturals terrestres (16)."

Les distribucions del pes atòmic procedents de les publicacions de les composicions isotòpiques poden abastar intervals relativament amplis. La Figura 1 mostra la variació del pes atòmic en funció de la fracció molar de ^2H en materials que contenen hidrogen. El pes atòmic de l'hidrogen en materials "normals" compren valors des de 1,00785 a 1,00811 (17 - 19), aproximadament, mentre la incertesa del pes atòmic calculada a partir de la millor mesura (20) de l'abundància isotòpica de l'hidrogen és al voltant d'un miler de vegades més petita: $A_r(\text{H}) = 1,007\,981\,75(5)$. La Comissió entén per material "normal" el d'una font terrestre que compleix el criteri següent:

"El material és una font d'origen raonablement possible d'aquest element o dels seus compostos disponible en el mercat per a la indústria o la recerca; el material no està sent estudiat per raó d'una anomalia i la seva composició isotòpica no ha estat sotmesa a modificacions significatives en un període de temps geològicament breu (21)."

Per a obtenir el valor del pes atòmic d'un element amb gran abundància d'isòtops estables en els materials naturals (per exemple, per l'hidrogen, el liti, el bor, el carboni, el nitrogen, etc), la qual cosa comporta un ventall de valors, la Comissió va avaluar les variacions publicades, va seleccionar el pes atòmic prop de la mediana com a pes atòmic estàndard i va assignar una incertesa a fi d'abastar la majoria o tots

els valors publicats. Per exemple, per l'hidrogen (Figura 1) la Comissió va seleccionar en la seva reunió del 1981 (22) un valor del pes atòmic estàndard de 1,007 94 amb una incertesa de 0,000 07. La preocupació de la Comissió que la comunitat mundial dels químics tingués dificultat en emprar incerteses asimètriques i que la majoria de programes informàtics no poguessin manejar-les adequadament va portar a adoptar sempre els valors del pes atòmic estàndard amb incerteses simètriques, fins i tot quan hagués estat necessari emprar incerteses asimètriques. Aquesta forma d'expressió no és satisfactòria per diverses raons:

- 1) Els estudiants i altres professionals habitualment interpreten incorrectament el valor de la incertesa del pes atòmic estàndard com una incertesa de mesura i es pregunten perquè els pesos atòmics estàndard no es poden mesurar de forma més acurada.
- 2) En els anys següents a la publicació d'un nou pes atòmic estàndard, les variacions naturals publicades posteriorment aporten valors que sobrepassen habitualment els límits adoptats. Com a conseqüència, caldria revisar periòdicament els pesos atòmics estàndard o no reflectirien la literatura publicada.
- 3) Els lectors pressuposen que el valor del pes atòmic estàndard reflecteix una distribució de Laplace-Gauss. Aquesta distribució no reflecteix satisfactòriament la distribució bimodal de certs elements, per exemple, el bor i el sofre (17, 18).

4) Sovint és difícil o, fins i tot, impossible trobar un material amb un pes atòmic idèntic al pes atòmic estàndard. Per exemple, seria molt complicat

trobar un material que contingui hidrogen amb un pes atòmic de 1,007 94.

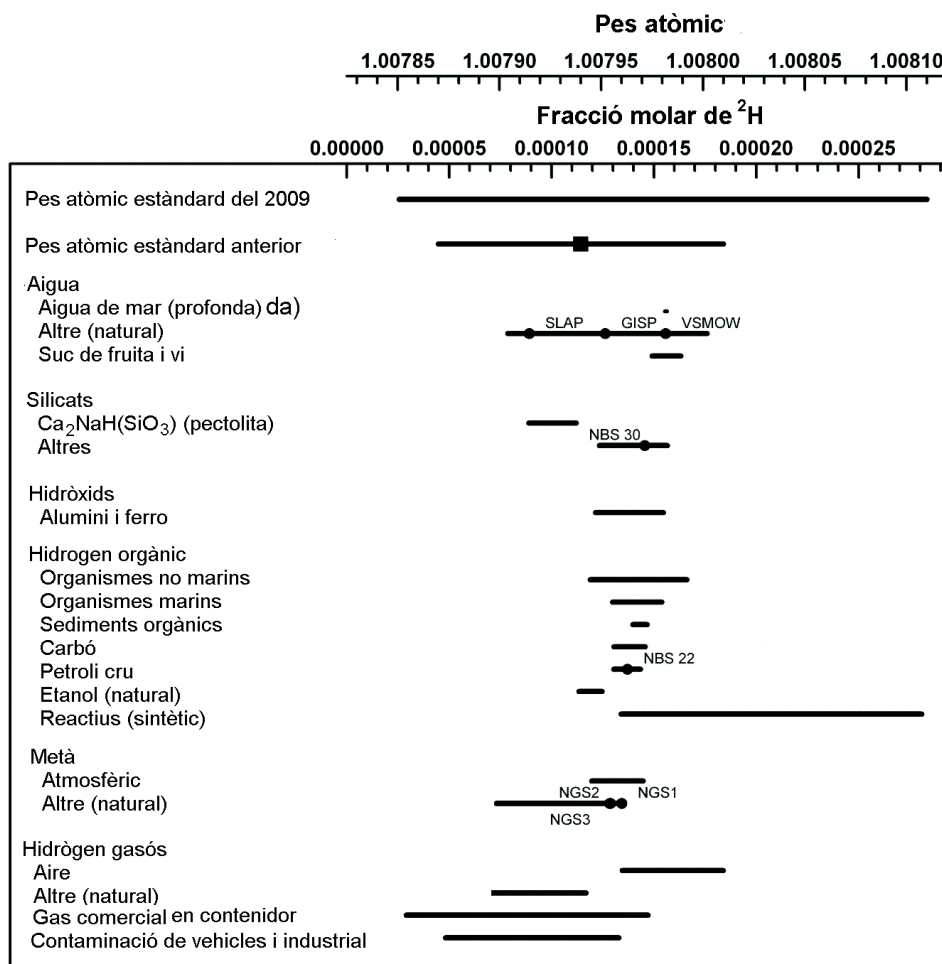


Figura 1. Variació del pes atòmic per l'abundància isotòpica d'alguns materials que contenen hidrogen (17 - 19). El materials de referència pels isòtops estan indicats amb un cercle. El pes atòmic estàndard previ de l'hidrogen a l'any 2007 era 1,007 94(7). La incertesa del pes atòmic de la "millor mesura" de l'abundància isotòpica (20) és aproximadament $\pm 0,000\ 000\ 05$, que és aproximadament mil vegades més petita que la incertesa del pes atòmic estàndard de l'any 2007 (23).

L'interval del pes atòmic

Era necessària una nova forma d'expressió del pes atòmic d'elements com l'hidrogen, el liti, el bor, el carboni i el nitrogen. En la reunió de l'any 2009 a Viena, la Comissió va decidir expressar el pes atòmic estàndard de l'hidrogen i altres nou elements d'una manera que indiqués clarament que els valors no són constants naturals (24). El ventall dels valors del pes

atòmic en materials normals es va anomenar "interval". Els símbols de l'interval $[a, b]$ s'utilitzen per referir-se a un conjunt de valors x pels quals $a \leq x \leq b$, on $b > a$ i on a i b són els límits inferior i superior respectivament (25). Els límits inferior i superior no tenen una incertesa associada, cadascun d'ells és fruit d'una decisió de la Comissió en base a l'avaluació i el criteri professional. L'expressió del pes atòmic estàndard de l'hidrogen, $[1,007\ 84; 1,008\ 11]$,

indica que el pes atòmic en qualsevol material normal serà major o igual que 1,007 84 i menor o igual que 1,008 11. Així doncs, l'interval del pes atòmic abasta els valors del pes atòmic en tots els materials normals. L'amplitud d'un interval és la diferència entre b i a , és a dir, $b - a$. L'amplitud de l'interval del pes atòmic de l'hidrogen és $1,008\ 11 - 1,007\ 84 = 0,000\ 27$.

El límit inferior de l'interval prové del pes atòmic inferior a partir de les avaluacions de la Comissió, tenint en compte la incertesa de mesura. Habitualment es fixa el límit mitjançant una mesura del valor delta de l'isòtop amb un sistema basat en l'espectrometria de masses. A més de la incertesa de mesura del valor delta de l'isòtop, la incertesa del pes atòmic del material de base de l'escala delta també es té en compte (17, 18). Si la substància P és el material terrestre normal que conté el pes atòmic inferior de l'element E, llavors:

$$\text{límit inferior} = A_r(E)_p \text{ inferior} - U[A_r(E)]_p$$

on $U[A_r(E)]_p$ és la incertesa combinada que inclou la incertesa en la mesura del valor delta de la substància P i la incertesa en relacionar l'escala del valor delta a l'escala del pes atòmic. Per l'hidrogen, la substància amb la menor abundància de ^2H publicada i avaluada és el gas hidrogen en un pou de gas natural (17, 18) sent $A_r(\text{H}) = 1,007\ 8507$ i $U[A_r(\text{H})] = 0,000\ 0046$. Per tant, el límit inferior és 1,007 8461. La incertesa combinada redueix el nombre de dígits significatius en el valor del límit del pes atòmic. Per l'hidrogen, el sisè dígit després del punt decimal és incert, per tant, es trunca el valor i es deixen cinc dígits. Així, el límit inferior de l'hidrogen passa de 1,007 8461 a 1,007 84. Es procedeix de forma similar pel límit superior, però aquí, el darrer dígit s'augmenta per assegurar-se que l'interval del pes atòmic engloba els valors del pes atòmic de tots els materials normals. Els límits

inferior i superior són expressats de manera que el nombre de dígits significatius sigui idèntic. Si un valor acaba en zero, pot ser necessari incloure'l per a expressar el nombre de dígits requerits.

Diversos elements que tenien un pes atòmic assignat l'any 2007 i que s'expressa actualment com un interval (24) es mostren en la taula següent.

Element	Pes atòmic del 2007 ²³	Pes atòmic del 2009 ²⁴
hidrogen	1,007 94(7)	[1,007 84; 1,008 11]
liti	6,941(2)	[6,938; 6,997]
bor	10,811(7)	[10,806; 10,821]
carboni	12,0107(8)	[12,0096; 12,0116]
nitrogen	14,0067(2)	[14,006 43; 14,007 28]
oxigen	15,9994(3)	[15,999 03; 15,999 77]
silici	28,0855(3)	[28,084; 28,086]
sofre	32,065(5)	[32,059; 32,076]
clor	35,453(2)	[35,446; 35,457]
tal-li	204,3833(2)	[204,382; 204,385]

En el camp del comerç, en alguns casos, els usuaris poden necessitar un valor representatiu per un element que té un interval de pes atòmic assignat. Els valors representatius del pes atòmic són valors escalars (“quantitatius”) (25) convencionals i els proporciona la Comissió (24). Per exemple, el valor convencional del pes atòmic de l'hidrogen és 1,008.

La figura 2 és un exemple de la Taula Periòdica dels Isòtops per a la comunitat educativa (26) de la Unió Internacional de Química Pura i Aplicada. Les abundàncies isotòpiques d'un element es mostren en forma de gràfic circular. Aquesta figura mostra quatre tipus d'elements (d'esquerra a dreta): a) aquells elements el pes atòmic estàndard dels quals no és una constant natural i als quals s'assigna un interval, b) aquells elements el pes atòmic estàndard dels quals no és una constant natural i als quals no s'assigna un interval, c) aquells elements el pes atòmic estàndard dels quals és una constant natural perquè tenen un isòtop estable, i d) aquells elements que no tenen un pes atòmic estàndard perquè no tenen isòtops

estables. Aquest canvi fonamental en l'expressió del pes atòmic representa un avenç important en el nostre coneixement del món natural i subratlla la importància i les contribucions de la química al

benestar del gènere humà a l'any 2011, l'Any Internacional de la Química.

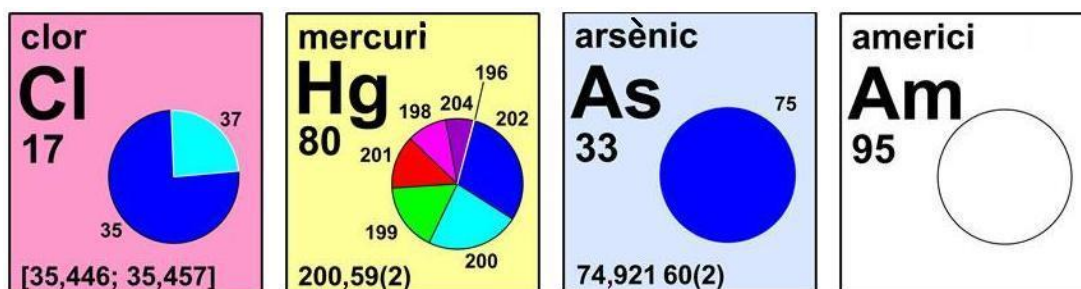


Figura 2. Il·lustracions possibles d'alguns elements de la nova Taula Periòdica dels Isòtops per a la comunitat educativa de la Unió Internacional de Química Pura i Aplicada (26). Les abundàncies isotòpiques es mostren com gràfics circulars. D'esquerra a dreta: element (clor) el pes atòmic estàndard del qual no és una constant natural i té assignat un interval; element (mercuri) el pes atòmic estàndard del qual no és una constant natural i no té assignat un interval; element (arsènic) el pes atòmic estàndard del qual és una constant natural perquè té un isòtop estable; element (americium) que no té un isòtop estable i per tant no té un pes atòmic estàndard.

Guia pels intervals dels pesos atòmics⁴

1. La variació dels valors del pes atòmic, $A_r(E)$, d'un element E s'anomena interval del pes atòmic i té com a símbol $[a, b]$, on a i b són els límits inferior i superior, respectivament, de l'interval. Per tant, per l'element E, $a \leq A_r(E) \leq b$.
2. L'expressió del pes atòmic estàndard com l'interval $[a, b]$, no indica la mitjana de a i $b \pm$ la meitat de la diferència entre b i a .
3. L'interval del pes atòmic i l'amplitud no haurien de ser confoses. L'amplitud del pes atòmic és igual a $b - a$, on a i b són els límits inferior i superior, respectivament.
4. Els límits inferior i superior es mesuren habitualment mitjançant un sistema basat en l'espectrometria de masses, tenint en compte la

incertesa de mesura i la incertesa de la "millor mesura" de les abundàncies isotòpiques d'un element emprat per obtenir el pes atòmic estàndard del 2007.

5. L'interval del pes atòmic inclou els valors de tots els materials normals.
6. Els límits inferior i superior són valors consensuats i no tenen cap incertesa associada.
7. L'interval del pes atòmic és el pes atòmic estàndard, el qual prové del coneixement més acurat dels pesos atòmics de les fonts naturals terrestres.

⁴ Vegeu la referència 24 per més detalls.

8. El nombre de dígitos significatius en els límits inferior i superior s'ajusta de manera que la incertesa de mesura resultat de la mesura mitjançant un sistema basat en l'espectrometria de masses no afecti els límits.
9. El nombre de dígitos significatius en els límits inferior i superior han de ser idèntics. El zero com a dígit final en un valor pot ser necessari i és acceptable.
10. L'interval del pes atòmic se selecciona de forma conservadora, a fi que no s'hagi de canviar freqüentment la Taula de Pesos Atòmics Estàndard. Així, la Comissió de Pesos Atòmics i Abundància Isotòpica de la Unió Internacional de Química Pura i Aplicada pot recomanar una actitud més conservadora i reduir el nombre de dígitos significatius.
11. L'interval del pes atòmic s'expressa de la forma més precisa possible i ha de tenir tants dígitos com sigui possible, sempre tenint en compte les regles anteriors.
12. La Comissió actualitza els valors dels intervals del pes atòmic en la Taula de Pesos Atòmics Estàndard en acabar un projecte de revisió de la literatura publicada revisada per pars sobre les dades de l'abundància isotòpica.
13. Si s'està avaluant la variació de la composició isotòpica dels materials normals d'un element en un projecte de la Unió Internacional de Química Pura i Aplicada, pot indicar-se una "r" a peu de pàgina en la Taula de Pesos Atòmics Estàndard fins que hagi acabat l'avaluació a fi que els canvis

en les taules no siguin tan freqüents. Actualment, aquests elements són l'heli, el níquel, el zinc, el seleni i el plom.

Referències

1. Clarke FW. The Constants of Nature. Part 5. Recalculation of the Atomic Weights. Smithsonian Misc Publ 1882;441:i-xiv,1-259.
2. 1902 Internationale Atomgewichte. Ber Dt Chem Ges 1902;35.
3. Unió Internacional de Química Pura i Aplicada. Taula Periòdica dels Elements. <www.iupac.org/reports/periodic_table/IUPAC_Periodic_Table-22Jun07b.pdf> (accés: 2011-05-16).
4. Soddy F. The Chemistry of Mesothorium. J Chem Soc 1911;99:72-83.
5. Soddy F. Intra-Atomic Charge. Nature 1913;92:399-400.
6. Thomson JJ. Multiply-charged atoms. Phil Mag 1912;24:668-72.
7. Baxter GP, Wilson JH. A Revision of the Atomic Weight of Lead. Preliminary Paper—The Analysis of Lead Chloride. J Am Chem Soc 1908;30:187-95.
8. Soddy F, Hyman H. The atomic weight of lead from ceylon thorite. J Chem Soc Trans 1914;105:1402-8.
9. Richards TW, Lemberg ME. The Atomic Weight of Lead of Radioactive Origin. J Am Chem Soc 1914;36:1329-44.
10. Dole M. The Relative Atomic Weight of Oxygen in Water and in Air. J Am Chem Soc 1935;57:2731.
11. Nier AO, Gulbransen EA. Variations in the Relative Abundances of the Carbon Isotops. J AM Chem Soc 1939;61:697-8.
12. Wichers E. Report of the Committee on Atomic Weights of the American Chemical Society. J Am Chem Soc 1952;74:2447-50.
13. Cameron AE, Wichers E. Report of the International Commission on Atomic Weights (1961). J Am Chem Soc 1962;84:4175-97.
14. Unió Internacional de Química Pura i Aplicada. Atomic weights of the elements 1969. Pure Appl Chem 1970;21:91-108.

15. Comissió de Pesos Atòmics i Abundància Isotòpica. Unió Internacional de Química Pura i Aplicada. Elements With One Stable Isotope. <www.ciaaw.org/atomic_weights8.htm> (accés: 2011-05-16).
16. Comissió de Pesos Atòmics i Abundància Isotòpica. Unió Internacional de Química Pura i Aplicada. Atomic weights of the elements 1979. Pure Appl Chem 1980;52:2349-84.
17. Coplen TB, Böhlke JK, De Bièvre P, Ding T, Holden NE, Hopple JA, *et al.* Isotope-abundance variations of selected elements (IUPAC Technical Report). Pure Appl Chem 2002;74:1987-2017.
18. Coplen TB, Hopple JA, Böhlke JK, Peiser HS, Rieder SE, Krouse HR, *et al.* Compilation of Minimum and Maximum Isotope Ratios of Selected Elements in Naturally Occurring Terrestrial Materials and Reagents. US Geological Survey Water-Resources Investigations Report 2001;01-4222:98.
19. Butzenlechner M, Rossmann A, Schmidt HL. Assignment of bitter almond oil to natural and synthetic sources by stable isotope ratio analysis. J Agric Food Chem 1989;37:410-2.
20. Berglund M, Wieser ME. Isotopic compositions of the elements 2009 (IUPAC Technical Report). Pure Appl Chem 2011;83:397-410.
21. Peiser HS, Holden NE, De Bièvre P, Barnes IL, Hagemann R, de Laeter JR, *et al.* Element by element review of their atomic weights. Pure Appl Chem 1984;56:695-798.
22. Holden NE, Martin RL. Atomic weights of the elements 1981. Pure Appl Chem 1983;55:1101-8.
23. Wieser ME, Berglund M. Atomic weights of the elements 2007 (IUPAC Technical Report). Pure Appl Chem 2009;81:2131-56.
24. Wieser ME, Coplen TB. Atomic weights of the elements 2009 (IUPAC Technical Report). Pure Appl Chem 2011;83:359-96.
25. Comissió Electrotècnica Internacional, Cooperació Internacional per a l'Accreditació de Laboratoris, Federació Internacional de Química Clínica, Oficina Internacional de Pesos i Mesures, Organització Internacional de Metrologia Legal, Organització Internacional de Normalització, Unió Internacional de Física Pura i Aplicada, Unió Internacional de Química Pura i Aplicada. Vocabulari internacional de metrologia. Conceptes fonamentals i generals i termes associats. (VIM). 3a edició. 2008. <<http://www.acclc.cat/continguts/ivv114.pdf>> (accés: 2011-05-16).
26. Unió Internacional de Química Pura i Aplicada. Development of an isotopic periodic table for the educational community. <www.iupac.org/web/ins/2007-038-3-200> (accés: 2011-05-16).