

EVOLUÇÃO HISTÓRICA DOS PESOS ATÔMICOS

Mário Tolentino e Romeu C. Rocha-Filho

Departamento de Química - Universidade Federal de São Carlos - Caixa Postal 676 - 13565-905 - São Carlos - SP

Recebido em 22/4/93; cópia revisada em 22/10/93

A historical chronology of the concept of atomic weight in chemistry is presented, with special emphasis in the different standards used from the time Dalton proposed the atomic theory to nowadays. The difference between the quantity atomic weight, a controversial expression within IUPAC, and atomic mass is stressed.

Keywords: atomic weight; standards for atomic weights; history of the atomic weights.

INTRODUÇÃO

Tão logo surgiu a teoria atômica, surgiu também a necessidade de se determinar as massas dos átomos já que, segundo esta teoria, estas constituíam-se em atributo essencial destas partículas, variando de átomo a átomo, conforme indicavam as leis ponderais das combinações químicas. Nesta época, início do século XIX, não havia possibilidade de se determinar as massas absolutas dos átomos; daí a necessidade de pensar-se em massas relativas, o que implicava na escolha de um padrão (átomo de referência). Cabe aqui comentar que o cálculo das massas absolutas dos átomos só foi possível quando a metodologia científica permitiu que o número de Avogadro fosse determinado com relativa precisão; a determinação pioneira deste número foi feita¹ por Loschmidt em 1865, seguida de outras com precisão sempre crescente, sendo este valor hoje conhecido com uma incerteza relativa de somente² 0,59 ppm. Num intervalo de aproximadamente cem anos, a determinação dos pesos atômicos foi feita por intermédio de reações químicas, o que levou a um sensível progresso nos equipamentos e técnicas da química quantitativa³. No final deste período, as determinações de pesos atômicos eram feitas com uma excelente precisão, conseguindo-se, por exemplo, no caso da prata, reprodutibilidade de uma parte em 150 000.

Dada a importância dos pesos atômicos na Química, é interessante entender o seu significado, conhecer a evolução cronológica das idéias relacionadas aos diversos padrões utilizados nas suas determinações, bem como as razões que levaram às substituições de um padrão por outro. Este artigo tem como principal objetivo retrair esta cronologia, buscando uma melhor compreensão do que são os pesos atômicos, grandezas intrinsecamente responsáveis pelo enquadramento da química como uma ciência exata. **Atenção:** considerando que a expressão peso atômico, apesar de controversa, é a recomendada pela IUPAC para se referir à massa atômica relativa de um elemento^{4,5}, bem como por razões históricas, neste artigo tomou-se a liberdade de usar o termo peso quando na realidade se trata de massa.

ANTECEDENTES FILOSÓFICOS DOS PESOS ATÔMICOS E O SURGIMENTO DA TEORIA ATÔMICA

Na Antiguidade, os gregos distinguiram-se por emitir opiniões, especular sobre a natureza das diferentes coisas do universo. Neste contexto, surgiram entre os filósofos gregos idéias relativas aos componentes básicos da matéria, idéias

estas meramente especulativas. Simultaneamente especulava-se sobre a continuidade ou descontinuidade da matéria, isto é, sobre a sua divisibilidade finita ou infinita. A divisibilidade infinita era defendida por Aristóteles (384 - 322 aC), enquanto que a escola de Leucipo (460? - 370? aC) e Demócrito (460? - 370? aC) defendia a idéia de uma divisibilidade finita que levaria a componentes indivisíveis da matéria, por eles chamados de átomos⁶. Os atomistas afirmavam que os átomos eram compactos, com formas e tamanhos diversos, e que se movimentavam no espaço vazio; entretanto, nenhuma referência era feita ao eventual peso destas partículas indivisíveis. Foi Epicuro (341 - 270 aC) quem, falando sobre os átomos, referiu-se à existência de diferentes pesos que seriam responsáveis pelos seus movimentos^{7,8,9}.

Muitos séculos mais tarde, quando a Química começava a se firmar como uma ciência independente, no final do século XVIII e início do século XIX, os químicos passaram a estudar quantitativamente as reações químicas, sendo particularmente notáveis os trabalhos de Lavoisier (1743 - 1794), Berthollet (1748 - 1822), Proust (1754 - 1826), Richter (1762 - 1807) e Dalton (1766 - 1844). Da interpretação dos muitos fatos experimentais observados, nasceram as idéias de pesos de combinação (pesos equivalentes) e pesos atômicos (vide artigo de Ferreira¹⁰ para um relato de uma série de fatos que levariam à teoria atômica de Dalton). A idéia de pesos equivalentes foi muito empregada nesta época porque permitia calcular os pesos de reação, principalmente aqueles entre ácidos e bases, surgindo assim os primórdios do cálculo estequiométrico (recentemente, Osorio¹¹ relatou uma cronologia sobre o uso do termo peso equivalente).

Convém lembrar que a teoria atômica de Dalton continha algumas afirmações que caracterizavam o átomo¹²: 1) durante uma reação química os átomos conservam a sua individualidade; 2) todos os átomos de um mesmo elemento são idênticos, principalmente no que diz respeito ao seu peso, sendo desta forma o peso atômico uma característica de cada elemento químico; 3) as combinações químicas resultam da união dos átomos segundo relações numéricas simples. Já em 1803 Dalton relatou valores de pesos relativos dos átomos, tomando como referência o hidrogênio ao qual ele atribuiu peso unitário¹³ (vide Tabela 1).

Nesta época, uma das grandes preocupações dos químicos era comparar os pesos equivalentes com os pesos atômicos para estabelecer se havia alguma relação entre eles. Com o enunciado das leis que regem as combinações dos gases, foi desenvolvido um método baseado nas densidades das substâncias gasosas que permitiu calcular, com bastante facilidade,

Tabela 1. Valores de alguns pesos atômicos publicados por Dalton em artigo por ele lido na Sociedade Filosófica de Manchester¹³, em 21 de outubro de 1803.

elemento/substância	peso relativo*
hidrogênio	1
azoto (nitrogênio)	4,2
carbono	4,3
amônia	5,2
oxigênio	5,5
água	6,5
gás nitroso	9,3 (9,7)
óxido gasoso de carbono	9,8
óxido nitroso	13,7 (13,9)
enxofre	14,4
ácido nítrico	15,2
hidrogênio sulfuretado	15,4
ácido carbônico	15,3
ácido sulfuroso	19,9
ácido sulfúrico	25,4
hidrogênio carburado	6,3
gás olefiante	5,3

* Termo originalmente usado por Dalton no título da sua tabela¹³.

os pesos atômicos dos elementos envolvidos nessas substâncias. Para estes casos o padrão de comparação continuava sendo o hidrogênio, que apresentava uma densidade de 0,0695 em relação ao ar¹⁴, e ao qual se atribuía o peso atômico 1.

Aqui convém discutir mais claramente como se fazia a determinação de um peso atômico, pois o *modus determinandi* é que leva ao seu valor numérico final. A sistemática operacional consistia em combinar o elemento cujo peso atômico se queria determinar com o elemento cujo peso atômico era considerado como padrão ou referência (no caso da tabela publicada por Dalton em 1803, este foi o hidrogênio). Então, analisado o composto e dada a validade da lei das proporções definidas de Proust (1799), podia-se determinar a relação ponderal entre os seus componentes (estabelecendo-se a sua fórmula) e daí, por cálculos simples, o valor do peso atômico desejado em relação ao padrão (uma boa exemplificação desta sistemática pode ser encontrada em livro do GEPEQ - Grupo de Pesquisa em Educação Química¹⁵, recentemente publicado).

Se para as substâncias gasosas o método das densidades relativas fornecia resultados plausíveis, o mesmo não acontecia com substâncias sólidas, principalmente para aquelas que dificilmente poderiam ser obtidas no estado gasoso. Para essas a aplicação da Lei de Dulong e Petit (1819) relativa aos calores específicos das substâncias permitia a elaboração de tabelas de pesos atômicos para um grande número de elementos. Outra ferramenta utilizada nesta época foi a Lei do Isomorfismo —1819 (Mitscherlich 1794 - 1863), porém de validade muito restrita.

O PADRÃO OXIGÊNIO E A DETERMINAÇÃO DE PESOS ATÔMICOS ATÉ O INÍCIO DO SÉCULO XX

Dado o grande número de compostos contendo oxigênio e a relativa facilidade com que eles eram obtidos, e considerando-se que o método mais usual para determinação de pesos atômicos era baseado na lei das proporções definidas de Proust, Berzelius (1779 - 1848) propôs em 1814 o oxigênio como novo elemento de referência, cujo peso atômico ele fi-

xou como igual a 100. Berzelius deixou de lado o padrão hidrogênio usado por Dalton, já que este elemento só raramente formava compostos inorgânicos enquanto que, segundo o próprio Berzelius, "o oxigênio reúne todas as vantagens em si mesmo; é por assim dizer o centro ao redor do qual gira toda a química"¹⁶; de acordo com Nernst¹⁷, uma outra dificuldade relativa ao hidrogênio era o fato dele não poder ser obtido com elevado grau de pureza. Nesta escala em que o oxigênio com peso atômico igual a 100 era a referência, o peso atômico do hidrogênio era igual a 6,638 (na tabela publicada por Berzelius em 1814) e 6,218 (na tabela publicada em 1818)¹⁸. Entretanto, o hidrogênio também continuou sendo usado como referência (peso atômico igual a 1).

Em 1865, Stas (1813-1891) sugeriu que o oxigênio fosse adotado como padrão oficial^{19,20} (tendo seu peso atômico fixado como igual a 16). Nas décadas seguintes, o padrão oxigênio continuou sendo usado juntamente com o padrão hidrogênio, situação que persistiu até 1906, quando o recentemente criado Comitê Internacional de Pesos Atômicos passou a publicar²⁰ suas tabelas de pesos atômicos baseados somente em O = 16. Este padrão permaneceu, pelo menos na Química, até o início da década de 60, como será discutido abaixo.

Até pouco depois da metade do século XIX, os valores atribuídos aos pesos atômicos nem sempre eram concordantes, isto devido à imprecisão de métodos experimentais e aos diferentes referenciais tomados como base. Nesta época havia grande discordância quanto às fórmulas atribuídas às substâncias (em especial às substâncias simples gasosas); por exemplo, a fórmula da água ora era tida como HO ora como H₂O. Segundo Partington²¹, aparentemente entendia-se como um sinal de independência de pensamento o fato de cada químico ter seu próprio conjunto de fórmulas (por exemplo, em 1861, Kekulé fornecia 19 fórmulas diferentes para o ácido acético). Para resolver estes problemas, os principais pesquisadores envolvidos, de diferentes países, reuniram-se em Karlsruhe, Alemanha, em 1860, no primeiro Congresso Científico Internacional^{21,22}, convocado por Kekulé. Este congresso, no qual, apesar das intenções iniciais, nada ficou decidido, foi um marco na história da Química, pois foi a primeira ocasião em que químicos de diferentes países se reuniram para discutir problemas relacionadas à Química. Todavia, foi nesta ocasião que a hipótese de Avogadro (formulada em 1811; reformulada por Ampère, em 1814) foi aceita como um fato científico, graças à divulgação de um panfleto escrito por Cannizzaro (1826-1910). Isto permitiu que a confusão então reinante na Química fosse aos poucos deixando de existir.

A hipótese de Avogadro levou meio século para ser aceita devido, principalmente, ao fato de contradizer a teoria da ligação eletroquímica de Davy-Berzelius, na época amplamente aceita²³. Segundo esta teoria (análoga à da ligação iônica atual) era impossível a formação de moléculas pela junção de átomos de um mesmo elemento, pois os átomos de cada elemento eram eletricamente carregados (ora positivamente, como o hidrogênio, ora negativamente, como o cloro, o carbono e o oxigênio) e, portanto, deviam sofrer repulsão mútua. O caso da teoria de Davy-Berzelius começou em 1833, quando Dumas (1800-1894) mostrou que o cloro podia substituir o hidrogênio em compostos orgânicos; portanto, hidrogênio e cloro não podiam ter cargas opostas.

A determinação de valores corretos de pesos atômicos viria a ser, alguns anos mais tarde, o fator mais importante para a elaboração da lei periódica das propriedades dos elementos, nos trabalhos clássicos de Mendeleiev (1869) e Meyer (1870), ambos participantes do congresso de Karlsruhe. Nesta época, diversos pesquisadores destacaram-se na determinação de pesos atômicos, em especial¹⁹ Turner, Penny, Dumas e Stas, Marignac, e principalmente Stas, em trabalho individual, a partir de 1860. Estes mostraram não serem os pesos atômicos necessariamente números inteiros, o que contrariava a hipóte-

se de Prout (1785-1850): os pesos atômicos seriam múltiplos inteiros daquele do hidrogênio, já que todos os átomos seriam formados pela reunião de átomos desse elemento.

A determinação de pesos atômicos no final do século XIX e início do século XX foi em grande parte dominada pelos trabalhos do americano Richards (1868-1928), o qual inclusive encontrou pequenos, mas importantes, erros nos valores determinados por Stas; estes erros também foram detectados por outros pesquisadores através de métodos físico-químicos baseados na densidade dos gases extrapolada para pressão zero (quando, então, a hipótese de Avogadro é estritamente válida)²⁴. Richards recebeu o Prêmio Nobel de Química em 1917 "em reconhecimento de suas determinações precisas de pesos atômicos de um grande número de elementos químicos"; esta foi uma das raras vezes em que este prêmio foi conferido por refinamento de conhecimento ao invés de por descoberta³. As cuidadosas determinações por Richards da composição de compostos de prata com cloro e iodo (com nitrato também) levaram-no a conhecer com precisão muito boa o peso atômico da prata, o que emprestava grande confiabilidade ao uso desse elemento como padrão secundário³. Richards, por si só ou com a colaboração de seus alunos, investigou os pesos atômicos de 25 elementos; por outro lado, se os pesos atômicos determinados independentemente por seus alunos Baxter (1876 - 1953) e Hönigschmid forem considerados, este número sobe para 55 dos elementos então conhecidos²⁵.

A DESCOBERTA DE ISÓTOPOS: DICOTOMIA NOS PESOS ATÔMICOS

O conceito de isótopo (sem ser então assim conhecido) serviu em 1865 para que Marignac (1817 - 1894) explicasse os desvios observados entre os valores dos pesos atômicos e aqueles previstos pela hipótese de Prout; estes desvios resultariam do fato de que os elementos seriam constituídos por misturas de átomos de diferentes pesos (hoje denominados de isótopos). Em 1886, W. Crookes (1832 - 1919), numa palestra para a Associação Britânica²⁶, especulou que os pesos atômicos poderiam ser pesos médios de diferentes átomos de um mesmo elemento. A existência de isótopos, entretanto, só foi confirmada, independentemente, por Soddy (1877 - 1950) e Richards em 1913. A existência de átomos de um mesmo elemento, com pesos diferentes, foi detectada como resultado da interpretação das séries de decaimento radioativo; esta constituía-se numa idéia inteiramente nova na Química, em face da suposição, até então admitida, da constância dos pesos atômicos. Soddy foi o responsável pela incorporação do termo isótopo à linguagem científica, sendo que o mesmo parece ter sido a ele sugerido por uma amiga, Margaret Todd²⁷.

Em 1886, Goldstein (1850 - 1930), usando um tubo de descarga de raios catódicos, observou a produção de raios positivos originados na face posterior do cátodo, os quais foram por ele denominados de raios canais. Este foi o ponto de partida que levou Thompson (1856 - 1940) e Aston (1877 - 1945) a desenvolverem o espectrômetro de massa; em 1919 Aston utilizou este equipamento para demonstrar, fazendo medidas com o gás raro neônio, que elementos não radioativos também possuíam isótopos²⁸.

Em 1929, H. L. Johnston fazia sua pesquisa de tese de doutorado sobre a termodinâmica do oxigênio, sob a orientação de W. Giauque, em Berkeley, E.U.A. Segundo Garret²⁹, precisando de dados espectroscópicos do oxigênio para calcular valores de entropia, Johnston e Giauque encontraram um artigo³⁰ que discutia o espectro de absorção do oxigênio na atmosfera terrestre, no qual era relatado que algumas linhas espectroscópicas tênues não tinham sido explicadas. Eles propuseram, em seguida, uma explicação para as mesmas, supondo a existência do isótopo 18 do oxigênio na atmosfera²⁹. Isto levou à confirmação experimental de que o elemento oxigênio

não era mononuclídico como se pensava até então, mas sim uma mistura dos isótopos 16, 17 e 18. A composição isotópica representativa atualmente admitida pela IUPAC —União Internacional de Química Pura e Aplicada— para o oxigênio é (entre parênteses: desvio padrão nos últimos dígitos)³¹:

isótopo 16: 99,762(15)%
isótopo 17: 0,038(3)%
isótopo 18: 0,200(12)%

A descoberta de que o oxigênio não era mononuclídico levou imediatamente à existência de duas tabelas de valores de pesos atômicos decorrentes de padrões distintos. Os físicos, tão logo se soube da existência dos três isótopos do oxigênio e se estabeleceu a composição isotópica natural, passaram a adotar como padrão de referência um peso atômico exatamente igual a 16 para o isótopo ¹⁶O. Já os químicos optaram por continuar, de certo modo, com o padrão até então usado, isto é, por ter como padrão de referência o peso atômico exatamente igual a 16 para a mistura isotópica natural do oxigênio. Desta dicotomia de padrões resultava que, para os físicos, o peso atômico da mistura isotópica natural era 16,0044; consequentemente²⁰ os padrões químico e físico diferiam por um fator de conversão de 16,0044/16 = 1,000275. Cabe ressaltar que a dualidade de padrões não levava somente a escalas de pesos atômicos distintas, mas também tinha repercussões no campo dos valores de constantes físicas fundamentais, tais como a constante de Avogadro, a constante molar dos gases e a constante de Faraday. Nesta ocasião, propostas de unificação do padrão de referência (utilizando o ¹⁶O) não foram bem recebidas pelos químicos, pois a aceitação do padrão dos físicos implicaria na alteração de grande parte dos valores molares de grandezas químicas, o que foi considerado impraticável; K. S. Pitzer estimou em cerca de um milhão o número de dados físico-químicos cuja precisão estava dentro da ordem de 1 para 10 000 e que, portanto, necessitariam ser modificados caso fosse aceita tal proposta³².

A BUSCA DE UM PADRÃO UNIFICADOR: O CARBONO 12

Segundo Duckworth e Nier²⁰, embora não houvesse grande demanda popular para que a ambigüidade na escala de pesos atômicos decorrente do padrão O = 16 fosse removida ou para que, de algum modo, fosse unificada com a escala de massas atômicas ¹⁶O = 16, o Comitê de Pesos Atômicos da IUPAC se sentia desconfortável com a situação prevalecente. Assim, em 1956 o Comitê iniciou sérias ações no sentido de estabelecer os pesos atômicos em bases inequívocas e, possivelmente, de conseguir a unificação das duas escalas. Ainda neste ano, a IUPAC manifestou à IUPAP —União Internacional de Física Pura e Aplicada— o desejo de que as escalas química e física fossem unificadas. As discussões na IUPAC e IUPAP sobre a unificação ocorreram intensamente nos três anos seguintes²⁰.

Neste período diversas sugestões de padrões de referência foram consideradas para a unificação das escalas: ¹⁶O = 16, ¹⁹F = 19, ¹⁸O = 18 e ¹²C = 12. O isótopo 12 do carbono acabou sendo o escolhido, consideradas as vantagens que disso adviriam, principalmente para os estudos de espectroscopia de massa²⁰ (modernamente, uma técnica essencial na determinação das massas nuclídicas e da composição isotópica dos elementos). Acrescente-se a isso que a adoção deste novo padrão levava a modificações suficientemente pequenas nos valores dos pesos atômicos quando comparados com aqueles da escala química baseada em O = 16, o que era altamente desejável do ponto de vista dos químicos.

O padrão ¹²C = 12 resultou de propostas independentes do físico americano A. O. Nier e do químico sueco A. Ölander³³. A IUPAC em sua Assembléia Geral de 1959 (em Munique) concordou com a recomendação do padrão ¹²C = 12 feita pelo

seu Comitê de *Pesos atômicos*, mas contingente à sua aprovação pela Assembléia Geral da IUPAP, a ocorrer no ano seguinte. Assim, em setembro de 1960 a Assembléia Geral da IUPAP (em Ottawa) adotou unanimemente a seguinte resolução recomendada por J. H. E. Mattauach²⁰: "A 10ª Assembléia Geral da IUPAP recomenda a adoção do número 12 exato como a massa nuclidica relativa do isótopo do carbono de número de massa 12. Esta ação determinará uma unificação da escala física de massas nuclídicas relativas e da escala química de pesos atômicos". A nova unidade de massa deveria ser designada pelo símbolo "u"; daí que a massa atômica de ¹²C é igual a 12 u.

Aprovada a adoção do padrão ¹²C e a unificação das escalas física e química pela assembléia geral da IUPAP, a IUPAC aprovou a nova escala de *pesos atômicos* baseada no ¹²C em sua Assembléia Geral de 1961 (em Montreal), recomendando oficialmente o seu uso³⁴ a partir de 1º de janeiro de 1962. A Tabela 2 apresenta uma comparação entre os valores de então dos *pesos atômicos* das escalas obsoletas e da nova escala unificada³⁵.

Tabela 2. Tabela comparativa de valores de pesos atômicos nas escalas obsoletas e na nova escala unificada, publicada em 1961 por Guggenheim³⁵.

	Escala física obsoleta	Escala química obsoleta	Nova escala unificada
¹⁶ O	16 exatamente	15,99560	15,99491
O	16 exatamente	15,999
¹² C	12,00382	12,00052	12 exatamente
C	12,011	12,010
Ag	107,880	107,875

CONSIDERAÇÕES FINAIS

O *peso atômico* de um elemento, como atualmente definido pela IUPAC, é uma grandeza adimensional, isto é, um número puro (segundo a IUPAC, a expressão *massa atômica relativa* é sinônima de *peso atômico*); já a massa atômica tem dimensões de massa, usualmente sendo expressa na unidade unificada de massa atômica — u. A definição atualmente proposta pela IUPAC para a expressão *peso atômico* é⁵:

Um peso atômico (massa atômica relativa) de um elemento de uma fonte especificada é a razão entre a massa média por átomo do elemento e 1/12 da massa de um átomo de ¹²C.

Como 1/12 da massa de um átomo de ¹²C é igual à unidade unificada de massa atômica, esta definição, para uma dada amostra de um elemento, pode também ser: "O peso atômico (massa atômica relativa) de um elemento é a massa média dos seus átomos na amostra dividida pela unidade unificada de massa atômica"³⁵, isto é:

$$A_r(E) = \frac{\bar{m}_a(E)}{u}$$

onde $A_r(E)$ é o *peso atômico* de um dado elemento e $\bar{m}_a(E)$ a massa atômica média deste elemento (expressa em unidades unificadas de massa atômica!). Consequentemente :

$$\bar{m}_a(E) = A_r(E) \times u$$

Conforme ressaltado alhures³⁷, nos cálculos do dia-a-dia, a massa atômica (ou a massa molecular) não pode ser uma massa relativa; caso contrário a massa de uma entidade microscópica

(átomo, molécula, fórmula unitária etc.) — m_{ent} — não pode ser relacionada facilmente com outras grandezas como, por exemplo, a massa molar M :

$$M = N_A \times m_{ent}$$

onde N_A é a constante de Avogadro (note-se que constante de Avogadro e número de Avogadro são grandezas distintas^{38,39}).

Em artigo recente, Rocha-Filho e Silva³⁸, considerando que o uso do termo *peso* quando na realidade se trata de *massa* deve ser evitado, desaconselham o uso da expressão *peso atômico*, sugerindo que se dê preferência à expressão *massa atômica* (o mesmo tipo de comentário foi feito para o caso da expressão *peso molecular*). Rocha-Filho e Silva estão corretos quanto ao que recomendaram; entretanto, deixaram de mencionar que a expressão *peso atômico* ainda é usada pela Comissão de Pesos Atômicos e Abundâncias Isotópicas da IUPAC⁵ para referência à *massa atômica relativa* de um elemento.

Cabe destacar, entretanto, que a expressão *peso atômico*, apesar de preferida pela Comissão de Pesos Atômicos e Abundâncias Isotópicas, foi e continua sendo objeto de grande controvérsia em diferentes comissões da IUPAC. Por exemplo, na mais recente versão do Livro Verde da IUPAC⁴⁰, publicado pela Comissão de Símbolos, Terminologia e Unidades Físico-Químicas da Divisão de Físico-Química, a expressão *peso atômico* não tem definição própria, somente sendo citada entre parênteses após a expressão *massa atômica relativa*. Em decorrência desta situação, em 1991, a Assembléia Geral da IUPAC recomendou que se procure atingir um consenso sobre isto⁵. Cabe ressaltar que a opção pelo uso da expressão *massa atômica* em vez de *peso atômico* deve estar acompanhada de conscientização de que a primeira é necessariamente uma grandeza dimensional (tem dimensão de massa, comumente expressa em unidades de massa atômica) enquanto a última é adimensional. Esta conscientização transparece no recente livro de Rocha-Filho e Silva⁴¹, mas está ausente no recentíssimo livro do GEPEQ⁴².

Finalmente, aproveitando o ensejo desta resumida cronologia histórica sobre *peso atômico*, reproduz-se na Tabela 3 os valores mais recentemente recomendados, pela Comissão de Pesos Atômicos e Abundâncias Isotópicas da IUPAC, para os *pesos atômicos* dos elementos⁴³.

Tabela 3. Valores dos pesos atômicos dos elementos 1991, divulgados pela Comissão de Pesos atômicos e Abundâncias Isotópicas da IUPAC⁴³ (©IUPAC 1992). Estes valores se aplicam aos elementos como ocorrem naturalmente na Terra (os valores entre parênteses correspondem à incerteza do último algarismo significativo). Os elementos identificados com um asterisco são radioativos; para grande parte deles fornece-se o valor da massa relativa do nuclídeo mais estável.

Nome	Símbolo	Número Atômico	Peso Atômico
Actínio*	²²⁷ Ac	89	227,0278
Alumínio	Al	13	26,981539(5)
Amerício*	²⁴³ Am	95	243,0614
Antimônio	Sb	51	121,757(3)
Argônio	Ar	18	39,948(1)
Arsênio	As	33	74,92159(2)
Astato*	²¹⁰ At	85	209,9871
Bário	Ba	56	137,327(7)
Bérblio	Be	4	9,012182(3)
Berquélio*	²⁴⁷ Bk	97	247,0703
Bismuto	Bi	83	208,98037(3)
Boro	B	5	10,811(5)
Bromo	Br	35	79,904(1)

Cádmio	Cd	48	112,411(8)
Cálcio	Ca	20	40,078(4)
Califórnio*	²⁵¹ Cf	98	251,0796
Carbono	C	6	12,011(1)
Cério	Ce	58	140,115(4)
Césio	Cs	55	132,90543(5)
Chumbo	Pb	82	207,2(1)
Cloro	Cl	17	35,4527(9)
Cobalto	Co	27	58,93320(1)
Cobre	Cu	29	63,546(3)
Criptônio	Kr	36	83,80(1)
Cromo	Cr	24	51,9961(6)
Cúrio*	²⁴⁷ Cm	96	247,0703
Disprósio	Dy	66	162,50(3)
Einsteinio*	²⁵² Es	99	252,083
Enxofre	S	16	32,066(6)
Érbio	Er	68	167,26(3)
Escândio	Sc	21	44,955910(9)
Estanho	Sn	50	118,710(7)
Estrôncio	Sr	38	87,62(1)
Európio	Eu	63	151,965(9)
Férmio*	²⁵⁷ Fm	100	257,0951
Ferro	Fe	26	55,847(3)
Flúor	F	9	18,9984032(9)
Fósforo	P	15	30,973762(4)
Frâncio*	²²³ Fr	87	223,0197
Gadolínio	Gd	64	157,25(3)
Gálio	Ga	31	69,723(1)
Germânio	Ge	32	72,61(2)
Háfnio	Hf	72	178,49(2)
Hélio	He	2	4,002602(2)
Hidrogênio	H	1	1,00794(7)
Hólmio	Ho	67	164,93032(3)
Índio	In	49	114,818(3)
Iodo	I	53	126,90447(3)
Iródio	Ir	77	192,22(3)
Itérbio	Yb	70	173,04(3)
Ítrio	Y	39	88,90585(2)
Lantânio	La	57	138,9055(2)
Laurêncio*	²⁶² Lr	103	262,11
Lítio	Li	3	6,941(2)
Lutécio	Lu	71	174,967(1)
Magnésio	Mg	12	24,3050(6)
Mendelêvio*	²⁵⁶ Md	101	256,094
Mercúrio	Hg	80	200,59(2)
Molibdênio	Mo	42	95,94(1)
Neodímio	Nd	60	144,24(3)
Neônio	Ne	10	20,1797(6)
Netúnio*	²³⁷ Np	93	237,0482
Nióbio	Nb	41	92,90638(2)
Níquel	Ni	28	58,6934(2)
Nitrogênio	N	7	14,00674(7)
Nobélio*	²⁵⁹ No	102	259,1009
Ósmio	Os	76	190,23(3)
Ouro	Au	79	196,96654(3)
Oxigênio	O	8	15,9994(3)
Paládio	Pd	46	106,42(1)
Platina	Pt	78	195,08(3)
Plutônio*	²⁴⁴ Pu	94	244,0642
Polônio*	²⁰⁹ Po	84	208,9824
Potássio	K	19	39,0983(1)
Praseodímio	Pr	59	140,90765(3)
Prata	Ag	47	107,8682(2)
Promécio*	¹⁴⁵ Pm	61	144,9127
Protactínio*	Pa	91	231,03588(2)

Rádio*	226Ra	88	226,0254
Radônio*	²²² Rd	86	222,0176
Rênio	Re	75	186,207(1)
Ródio	Rh	45	102,90550(3)
Rubídio	Rb	37	85,4678(3)
Rutênio	Ru	44	101,07(2)
Samário	Sm	62	150,36(3)
Selênio	Se	34	78,96(3)
Silício	Si	14	28,0855(3)
Sódio	Na	11	22,989768(6)
Tálio	Tl	81	204,3833(2)
Tântalo	Ta	73	180,9479(1)
Tecnécio*	⁹⁸ Tc	43	97,9072
Telúrio	Te	52	127,60(3)
Térbio	Tb	65	158,92534(3)
Titânio	Ti	22	47,88(3)
Tório*	Th	90	232,0381(1)
Túlio	Tm	69	168,93421(3)
Tungstênio	W	74	183,84(1)
Unnilhexium*	²⁶³ Unh	106	263,118
Unnilpentium*	²⁶² Unp	105	262,114
Unnilquadium*	²⁶¹ Unq	104	261,11
Unnilseptium*	²⁶² Uns	107	262,12
Urânio*	U	92	238,0289(1)
Vanádio	V	23	50,9415(1)
Xenônio	Xe	54	131,29(2)
Zinco	Zn	30	65,39(2)
Zircônio	Zr	40	91,224(2)

AGRADECIMENTOS

Agradece-se ao Prof. Dr. Orlando Fatibello Filho por algumas sugestões feitas para melhoria do texto do artigo.

REFERÊNCIAS

- Hawtorne Jr., R. M.; *J. Chem. Educ.*, (1970), **47**, 751.
- Cohen, E. R.; Taylor, B. N.; "The 1986 Adjustment of the Fundamental Physical Constants: a report of the CODATA task group on fundamental constants"; Pergamon; Oxford (1986).
- Wichers, E.; *In*: "Treatise on Analytical Chemistry (Kolthoff, I. M.; Elving, P. J.; Sandell, E. B. - Eds.); Interscience; Nova Iorque, (1959)., Vol. 1, Cap. 6.
- "Atomic Weights of the Elements 1979"; *Pure Appl. Chem.*, (1980), **52**, 2349.
- De Bièvre, P.; Peiser, H. S.; *Pure Appl. Chem.*, (1992), **64**, 1535.
- Parain, B. (Ed.); "Histoire de la Philosophie"; Gallimard; Paris, (1969), Vol. 1.
- Ibidem*, p. 765.
- Télliz S., C. A.; *Quim. Nova*, (1992), **15**, 95.
- "História das Grandes Idéias do Mundo Ocidental"; Abril; São Paulo (1972). Vol. 1, p. 90.
- Ferreira, R.; *Quim. Nova*, (1987), **10**, 204.
- Osorio, V. K. L.; *Quim. Nova*, (1992), **15**, 99.
- Partington, J. R.; "A Short History of Chemistry"; Dover; Nova Iorque, (1989), p. 169.
- Ibidem*, p. 172.
- Wurtz, M. Ad.; "Lessons Élémentaires de Chimie Moderne"; G. Masson; Paris (1879), pp. 26-27.
- GEPEQ - Grupo de Pesquisa em Educação Química; "Interações e Transformações. Química Para o 2º Grau"; EDUSP; São Paulo, (1993), p. 118.

16. Citado em Rheinboldt, H.; "História da Balança. A Vida de J. J. Berzelius"; EDUSP/Nova Stella; São Paulo, (1988), p. 77.
17. Nernst, W.; "Traité de Chimie Générale"; trad. de A. Corvisy; Librairie Scientifique A. Hermann et Fils; Paris, (1911), p. 39.
18. Ref. 12, p. 207.
19. *Ibidem*, p. 342.
20. Duckworth, H. E.; Nier, A. O.; *Internat. J. Mass Spectr. and Ion Proc.*, (1988), **86**, 1.
21. Ref. 12, p. 255-256.
22. Ihde, A. J.; *J. Chem. Educ.*, (1961), **38**, 83.
23. Salzberg, H.W.; "From Caveman to Chemist. Circumstances and Achievements"; American Chemical Society; Washington, (1991), pp. 221-223.
24. Ref. 12, p. 342-343.
25. Kauffman, G. B.; *J. Chem. Educ.*, (1982), **59**, 119.
26. Crookes, W.; *Nature*, (1886), **34**, 423.
27. Kauffman, G. B.; *J. Chem. Educ.*, (1982), **59**, 3.
28. Leicester, H. M.; "The Historical Background of Chemistry"; Dover; Nova Iorque, (1956), p. 226.
29. Garret, A. B.; *J. Chem. Educ.*, (1964), **41**, 479.
30. Dieke, G.H.; Babcock, H. D.; *Proc. Nat. Acad. Sci.*, (1927), **13**, 676.
31. IUPAC; *Pure & Appl. Chem.*, (1991), **63**, 991.
32. Wichers, E.; *Phys. Today*, (1959), **12**, 28.
33. Kohman, T. P.; Mattauch, J. H. E.; Wapstra, A. H.; *Science*, (1958), **127**, 1431.
34. Labbauf, A.; *J. Chem. Educ.*, (1962), **39**, 282.
35. Guggenheim, E. A.; *J. Chem. Educ.*, (1961), **38**, 86.
36. Ref.2, p. 86.
37. Rocha-Filho, R. C.; *Chem. Br.*, (1992), **28**, 431 & 710.
38. Rocha-Filho, R. C.; Silva, R. S. da; *Quím. Nova*, (1991), **14**, 300.
39. Rocha-Filho, R. C.; *J. Chem. Educ.*, (1992), **69**, 36.
40. Mills, I; Civitas, T.; Homann, K.; Kallay, N.; Kuchitsu; "Quantities, Units and Symbols in Physical Chemistry"; 2ª ed.; Blackwell Scientific Publications; Oxford, (1993), pp. 41, 94.
41. Rocha-Filho, R. C.; Silva, R. S. da; "Introdução aos Cálculos da Química"; Makron Books; São Paulo, (1992), p. 246.
42. Ref. 15; p. 123.
43. "Atomic Weights of the Elements 1991"; *Pure Appl. Chem.*, (1992), **64**, 1519.

Publicação financiada pela FAPESP