

INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA

1*. La definición de una unidad de masa atómica, fue un problema muy antiguo, aunque en la química moderna se puede iniciar en Dalton que a principios del siglo XIX, propuso al hidrógeno como elemento de partida para medir comparativamente el peso de elementos y compuestos en la llamada “Tabla de pesos relativos de las últimas partículas de cuerpos gaseosos y otros cuerpos”. Sin embargo la elección del hidrógeno como punto de partida, aunque se reforzaría con las propuestas de Prout y Cannizzaro, tendría el inconveniente de que:

- a) Era demasiado pequeña
- b) Había muchos hidrógenos diferentes
- c) Los átomos no se formaban a partir del hidrógeno
- d) No se conocía su masa

2. En 1885, Ostwald, propone como unidad de masa atómica, la dieciséisava parte de la masa del oxígeno, en una escala en la que el oxígeno tenía de masa 16. De esa forma en marzo de 1899, lo propondrá la comisión alemana, y en 1903, será aprobada por el Comité internacional de pesos atómicos. Pero el descubrimiento de varios oxígenos diferentes (isótopos) a principios del siglo XX, dio lugar a la existencia de dos unidades de masa diferentes: la unidad de masa atómica física (**umaF**), definida a partir del oxígeno 16, como era antes, y la unidad de masa atómica química (**umaQ**), definida a partir del promedio de las masas de los isótopos de los tres isótopos del oxígeno (O16, O17, y O18, por su abundancia relativa en proporción 506:0,204:1. Según eso se podrá asegurar que la unidad de masa en la escala física era:

- a) Mayor que la química
- b) Igual a la química
- c) Menor que la química

3. El espectrógrafo de masas descubierto por Aston, permitió calcular la masa de los diferentes isótopos de los elementos químicos y en consecuencia, calcular la masa atómica de los mismos. Esto le valió el Nobel de Química de 1922. De esta forma y ya actualizada, se determinó que la masa de ^{16}O , era 15,9949u; la del ^{17}O , 16,9991u y la del ^{18}O , 17,9991u, siendo sus abundancias relativas respectivas: 99,76%, 0,004% y 0,2%. Por lo tanto la masa del elemento oxígeno será:

- a) 16,000u
- b) 16,001u
- c) 15,999u
- d) 15,900u
- e) Ninguno de los valores dados

4. Para evitar los problemas inherentes a las dos escalas de masa atómica existentes y dado que la umaF era 1,000275 umaQ, en 1956, Alfred Nier y Olander, miembros de la Comisión de masas atómicas de la IUPAP, proponen un cambio de escala, basada en el carbono 12. De esta forma la unión internacional de química Pura y Aplicada (IUPAQ), establecerá en 1961, la unidad de masa atómica unificada **u**, a partir de la masa de la doceava parte del átomo de carbono 12. Esta unidad equivale a $1,66 \cdot 10^{-27}$ kg del sistema internacional. Por este motivo se podrá asegurar que en un kg de oro puro hay:

- a) $1,66 \cdot 10^{-27} u$
- b) $1,66 \cdot 10^{27} u$
- c) $6,02 \cdot 10^{23} u$
- d) $6,02 \cdot 10^{26} u$
- e) Ninguno de los valores dados

5. Dado que $1u=1,0003179$ $uma_F=1,000043$ uma_Q , se podrá asegurar que el cambio a la escala unificada de las diferentes unidades de masa atómica existentes, implicó:
- Un aumento en los valores de las equivalencias de la masa*
 - Una disminución de las equivalencias de la masa*
 - No implicó variación alguna*
6. La unión internacional de Química acordó proponer el nombre de Dalton (Da), a la unidad de masa atómica unificada u, sin embargo este nombre prácticamente cayó en desuso salvo en el campo de la bioquímica y biología, en donde la masa de las grandes biomoléculas se suelen expresar en kilodaltons (kDa). Así un kg de sacarosa, expresada en dicha unidad será aproximadamente:
- $1,66 \cdot 10^{27}$ kDa
 - $1,66 \cdot 10^{23}$ kDa
 - $6,02 \cdot 10^{26}$ kDa
 - $6,02 \cdot 10^{23}$ kDa
 - Ninguno de los valores dados*
7. Aunque previsto desde 1926, el elemento de masa 2 (un isótopo del hidrógeno), no fue bautizado hasta 1933, por su descubridor Urey, como deuterio, una vez identificado la segunda partícula nuclear; el neutrón, que entraba en la composición de su núcleo, y lo distinguía del del hidrógeno con sólo un protón. Su nombre indica su masa en u, así como las partículas que entran en su composición. Este descubrimiento le valió a Urey el Nobel de Física del 34. Posteriormente se descubriría el tritio, isótopo del hidrógeno con dos neutrones. Conociendo sus masas, ($^1H=1,00786u$; $^2H=2,01410u$ y $^3H=3,01603u$) y sus abundancias ($^1H=99,985\%$, $^2H=0,015\%$, siendo despreciable la de 3H), se podrá asegurar que la masa del elemento hidrógeno es de:
- $1,000u$
 - $1,008u$
 - $2,000u$
 - $1,0018u$
 - Ninguno de los valores dados*
8. Aunque quizá se crea el término “molar” fue precursor del de mol, porque surgió el texto de Hofmann, “Introducción a la química moderna”, publicado en 1865, en el sentido de una gran masa macroscópica, para contrarrestar el de masa molecular que era microscópica, derivado del diminutivo molécula. Mientras que “mol”, atribuido Johnathan VanGorveatte, y posteriormente a Ostwald, sólo aparece en 1893, divulgándose en la literatura química a partir de 1900. Tanto uno como otro derivan de *molécula*, que ya aparece en los escritos de Gassendi, en el siglo XVI. Como debe saber el mol contiene un número muy grande de moléculas, y este número se denomina:
- Número de Planck*
 - Número de Avogadro*
 - Número de Lodsmidt*
 - Número de Hofmann*
- 9*. La única unidad del sistema internacional de unidades que no tiene un símbolo representativo es el mol, puesto que coincide con todas sus letras, y sólo fue reconocida en 1971, por la Comisión General de Pesos y Medidas, que la definió como “la cantidad de sustancia de un sistema que contiene tantas entidades elementales como átomos hay en 0,012 kg de carbono- 12”. Esta compleja definición implicó establecer antes:
- La unidad de peso atómico*
 - El significado de cantidad de sustancia de un sistema*
 - La escala de pesos y medidas*
 - El valor del número de Avogadro*

10. El concepto de cantidad de sustancia fue motivo de discusión, durante muchos años, por eso el mol tuvo muchas contrapropuestas. En 1977, en la revista Nature, apareció el concepto de “psammitidad”, como: cantidad medida en moles, y algunas otras, hasta que en 1993, la IUPAC reconoció como sinónimo de cantidad de sustancia: cantidad química, con lo cual la definición de mol pasó a ser: cantidad química que contiene tantas partículas como átomos hay en 12g de carbono-12. Según eso se podrá asegurar que en 12 kg de carbono, hay:

a) 10 moles b) 100 moles c) 1000 moles
d) 10000 moles c) Ninguno de los valores dados

11. En 1959, cuando el concepto de mol era muy discutido, Gillespie, propuso una nueva unidad: el *molón*, como expresión de la concentración de una disolución, con el significado de: “Número de moles por kilogramo de disolución”. Con símbolo w. De esa manera lo diferenciaba de la molalidad, m, que se había definido como número de moles por kilogramo de disolvente. Ambas unidades tenían la ventaja de que sólo dependían de la masa, y por lo tanto no eran modificables al variar la temperatura. El molon no pasó a los textos de química, sin embargo si se preguntara, cuantos molones tendría un kilogramo de agua pura, se aseguraría que son:

a) 1000 b) 18,5 c) 55,6
d) 1 d) Ninguno de los valores dados

Masa molar del agua $18\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$

12. En 1811, apareció en el Journal de Physique francés, una publicación firmada por un químico italiano desconocido Amedeo Avogadro, el cual basándose en los experimentos de Gay Lussac, decía que: *el número de “moléculas enteras” de todos los gases es el mismo para volúmenes iguales, y que las relaciones entre las masas de dichas moléculas son las mismas que las de las densidades a igual presión y temperatura.* Este escrito pasó desapercibido, dado que además suponía que las moléculas compuestas de los gases estaban formadas por dos átomos iguales, lo cual iba contra las ideas de la época que aseguraban que no se podrían juntar átomos idénticos por no haber afinidad entre ellos. Actualmente la hipótesis que se denominó de Avogadro, llevada al congreso de Kalsruhe de 1860 por Cannizzaro implica que:

a) Las moléculas de todos los gases ocupan siempre el mismo volumen
b) Todos los gases tienen la misma densidad
c) El volumen de una molécula gaseosa a presión 1 atm y 273°C , es de 22,4 litros
d) Un mol de un gas ideal en condiciones normales ocupa 22,4 litros

13*. El número de moléculas existentes en 22,4 litros de un gas en condiciones normales, fue denominado por el francés Perrín, número de Avogadro N, siendo uno de los primeros científicos en calcularlo, debiendo diferenciarse del número de Loschmidt, determinado por este científico a partir de la teoría cinética en 1865, que era el número de moléculas existentes en 1 cm^3 de un gas. El de Avogadro, calculado por Perrin estaba entre 6 y $7\cdot 10^{23}$. Este valor fue fundamental para :

a) Definir la unidad de masa atómica
b) Elaborar el concepto de mol
c) Justificar la expresión de la molaridad
d) Calcular el número de Loschmidt

14*.El desarrollo de la hipótesis de Avogadro permitió definir a comienzos del siglo XX, conceptos como el de masa molar y volumen molar, como la masa de un mol de moléculas o el volumen de un mol de moléculas gaseosas en condiciones estándar, que deberían ser:

- a) Siempre constantes para todas las moléculas
- b) Solo el volumen molar es constante en condiciones estándar
- c) Mientras que la masa molar se aplica a todas las moléculas, el volumen sólo corresponde a las que se encuentren en determinadas condiciones
- d) La masa molar depende de la composición de la molécula

15. El número de Avogadro N con un valor actual de $6,022 \cdot 10^{23}$, es uno de los más empleados en química, pues debido a su definición, corresponde a la relación entre la masa molar, también masa molecular expresada en gramos y la masa molecular expresada en unidades de masa atómica y por lo tanto es su factor de conversión. Por lo tanto si se conoce la masa molecular del agua (18u), se podrá asegurar que en un kg de agua existen un número aproximado de moléculas de:

- a) $6 \cdot 10^{23}$
- b) $6 \cdot 10^{23}$
- c) $3 \cdot 10^{23}$
- d) $3 \cdot 10^{26}$
- e) Ninguno de los valores dados

16. El volumen de un mol de un gas, sólo es 22,4L, en condiciones estándar para gases ($P=1\text{atm}$ y $T=273\text{K}$), si las condiciones son diferentes, se tendría que emplear la ecuación de estado de los gases: $PV=nRT$. Por ese motivo si se calcula así el número de moléculas de agua que hay en 1 litro de vapor de agua a 100°C y 1 atmósfera de presión, se asegurará que es aproximadamente de :

- a) 2
- b) $2 \cdot 10^{20}$
- c) $2 \cdot 10^{22}$
- d) $6 \cdot 10^{23}$
- e) Ninguno de los valores dados

$$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}. N = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

17. Si en tu casa se emplean cubiertos de plata, no se deben comer con ellos huevos revueltos o pasados por agua, porque lo normal es que aparezcan negros, al formarse sulfuro de plata, por reacción de aquella con el azufre de los aminoácidos característicos de las proteínas del huevo. Al limpiarlos, se va el sulfuro de plata, y con ello y aunque no lo creas varios millones de átomos de plata. Si un tenedor de 80g. con un porcentaje de plata del 15%, después de una buena dieta a base huevos, ha combinado el 10% de su plata en forma de sulfuro. Dirá que el nº aproximado de átomos de plata que se perderán en la limpieza es de :

- a) $6 \cdot 10^{23}$
- b) $6 \cdot 10^{22}$
- c) $7 \cdot 10^{23}$
- d) $7 \cdot 10^{21}$
- e) Ninguno de los valores dados

Si la plata en orfebrería está a casi 10 euros./gr. Esa limpieza costará, sin tener en cuenta el costo de los detergentes empleados, en euros:

- a) 1
- b) 2
- c) 10
- d) 12
- e) Ninguno de los valores dados

$$\text{Ag}, 106,7. N = 6,022 \cdot 10^{23} / \text{mol}$$

18. Como se sabe el yodo es el elemento más pesado y fundamental para la vida humana, pues forma parte de la tiroxina, hormona que regula nuestro crecimiento. Si la dieta en pescado no es lo suficientemente completa, conviene emplear en la cocina casera, sal yodada, que suele contener 0,010% en peso de yoduro potásico. Si de un paquete de medio kilo tomas 3 cucharadas soperas (cada cucharada=5g.), para condimentar cierto guiso. Se dirá que el nº de iones introducidos es aproximadamente de:

- a) 10 b) 10^{20} c) 10^{10}
d) 10^{19} e) Ninguno de los valores dados
- MASAS ATÓMICAS : I,127 - K,39. $N=6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

19. El saturnismo no es una enfermedad de futuros astronautas, ni tampoco hace referencia a un especial estado psíquico de los estudiantes en época de exámenes. Es simplemente un envenenamiento por plomo puesto que por su carácter pesado se le relacionó con Saturno, el planeta más lento del sistema solar. Debido a su utilización en gasolinas etiladas para aumentar el octanaje, su ingestión se realiza sin darnos cuenta, por vía respiratoria. De esta forma viviendo en las proximidades de una autovía se absorben 0,05 mg. de por día, de los cuales un 40% pasa a la sangre. Se dirá por lo tanto que el número de átomos de plomo que se introducen en la sangre por día es aproximadamente de :

- a) $6 \cdot 10^{23}$ b) $6 \cdot 10^{16}$ c) $6 \cdot 10^{20}$
d) $6 \cdot 10^{15}$ e) Ninguno de los valores dados
- MASAS ATOMICAS : Pb,207. $N=6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

20. Aunque no lo creas, la palabra alcohol antes del siglo XVI, no significaba lo que ahora, sino el polvillo negro de sulfuro de antimonio que las damas se ponían para oscurecerse cejas y ojos (KUHL), a fin de darles mayor profundidad, siendo el primer cosmético conocido ya por los egipcios. El normal, se suele llamar alcohol de 96% (96% en volumen de etanol), y actualmente en determinados países se está empleando como combustible en los motores de explosión de los coches. Si un vehículo quema 20 litros de este alcohol, de densidad=0,93 g/cm³. Se dirá que el número de átomos de oxígeno que harían falta en el proceso es aproximadamente de:

- a) $6 \cdot 10^{26}$ b) $1,7 \cdot 10^{27}$ c) $2 \cdot 10^{26}$
d) $3 \cdot 10^{23}$ e) Ninguno de los valores dados
- MASAS ATOMICAS: C=12/H=1/O=16. N.