

Experiencias para la enseñanza de la ciencia en la educación básica y media superior.

Aprendizaje cooperativo del concepto 'cantidad de sustancia' con base en la teoría atómica de Dalton y la reacción química

PARTE III: Concepciones acerca de la 'cantidad de sustancia' y su unidad 'el mol'.

Anexo: Cuadernillo 'Cantidad de sustancia'.

Emilio Balocchi,¹ Brenda Modak,¹ Manuel Martínez M.,¹ Kira Padilla,² Flor Reyes C.,² y Andoni Garritz²

Abstract (Cooperative learning of the concept 'amount of substance', based on Dalton's atomic theory and the chemical reaction)

An active teaching strategy based on cooperative learning has been elaborated that uses a printed media called "cuadernillo (booklet)" to present contents and learning activities. This is a personal media used in the classroom with the students arranged in small groups, which leads the development of a cooperative class with the teacher in a supporting role. The printed material covers various fundamental concepts of chemistry, such as 'chemical reaction and equation', 'elements and compounds', 'symbols and formulas', 'relative atomic mass' and finally 'elementary entity' and 'amount of substance and mol'. It has been designed for secondary and high school students (ages between 15 and 18) with a general culture on chemistry and physics.

In this paper, this third part starts with students' and teachers' alternative conceptions on 'amount of substance' and its unit, 'mole'. Once that the last booklet covered the topic of atomic relative mass and gave the reasons why there is the same number of atoms in two samples of elements that have a weight in proportion to their relative atomic masses, the booklet in this appendix contain the calculation of relative atomic masses of the elements; introduces the presence of isotopes in real samples and the concept of elementary entity; presents the transformation between amount of substance, number of

elementary entities, mass, and volume; the concepts of the Avogadro's constant and molar mass; finally it begins with stoichiometric calculations in chemical reactions.

This closes the historical process that starts with the atomic hypothesis expressed by Dalton in 1803 and ends with the presentation of the mole concept by Ostwald, in 1900, nearly after a hundred years, passing through the correct atomic weight scale by Cannizzaro in 1860.

Introducción: las definiciones y algo de historia

Resulta muy importante estudiar la evolución histórica de los conceptos como un requisito para comprender su significado actual. Conocer los problemas que originó la construcción de los conocimientos científicos es importante para entender cómo llegaron a articularse los cuerpos coherentes de conocimientos (Furió y Padilla, 2003).

Resulta curioso que los romanos se refirieran a "mole" para denotar las piedras pesadas utilizadas para hacer rompeolas en los puertos o como mojoneros para las carreteras. Ese término existe hoy en español, con ese mismo significado. De allí viene también el verbo *demoler* que significa "derruir con piqueta un edificio", o sea, "romper las moles de la construcción en pedazos".

El término "molar" (del latín *moles*, que significa "una gran masa") fue introducido en la química por el químico alemán August Wilhelm Hofmann (1818-1892) alrededor de 1865. Se intentó originalmente con él indicar cualquier masa grande macroscópica, en contraste con una masa submicroscópica o "molecular" (también derivada del latín *moles*, añadiendo el sufijo *-cula*, que significa "pequeña o diminuta") (Jensen, 2004). El empleo más restrictivo del término "molar" para referirse al peso en gramos que

¹ Universidad de Santiago de Chile, Facultad de Química y Biología, Departamento de Química de los Materiales. Área de Didáctica de la Química.

Correo electrónico: ebalocch@lauca.usach.cl

² Universidad Nacional Autónoma de México.

Facultad de Química, 04510 México, D.F.

Correo electrónico: andoni@servidor.unam.mx

refleja la masa atómica relativa a un patrón es generalmente atribuida al fisicoquímico alemán Wilhelm Ostwald (1853-1932), quien muy pronto en el cambio al siglo XX lo presentó en sus libros (Ostwald, 1900 y 1909). Ostwald indica en esos libros que el “peso normal o molecular de una sustancia expresado en gramos se debe llamar a partir de ahora *mol*”. Lo anterior implica dar al mol la identificación con las magnitudes de *masa o peso*, cuestión que quedó plasmada en la mente de los profesores durante décadas. Ya volveremos sobre este punto más adelante. Ostwald también introduce, en sus textos, el término ‘cantidad de sustancia’ (como lo muestra Azcona, 1997), pero siempre referido a masas o relación de masas.

Durante la primera mitad del siglo XX, las masas atómicas de los químicos estaban referidas al isótopo 16 del oxígeno (^{16}O), pero había una diferencia en un factor de 1.000278 entre la escala de los físicos (quienes escogieron como base de la escala, con masa 16, a la masa promedio de los tres isótopos estables del oxígeno, ^{16}O , ^{17}O y ^{18}O) y la de los químicos. En 1957 se propuso al ^{12}C como patrón de la escala de masas atómicas y fue aceptado tanto por físicos como por químicos. Además los términos relacionados con la expresión ‘peso fórmula-gramo’ (peso átomo-gramo, peso molécula-gramo, peso equivalente-gramo) eran muy utilizados para referirse equivocadamente a la masa atómica, a la masa molecular y a la masa de combinación, la cual era definida como la suma de los pesos atómicos de una fórmula expresada en gramos. El uso de estos términos creaba confusión y dio pauta a una polémica con objeto de buscar una única expresión que tuviera el mismo significado que los pesos fórmula-gramo, pero sin tener que especificar la especie (Lee, 1961).

Finalmente, en 1961 la magnitud llamada desde entonces ‘cantidad de sustancia’ es presentada en el campo de la *física química y molecular* por la IUPAP (*Internacional Union of Pure and Applied Physics*) como una cantidad básica, con ‘el mol’ como su unidad. En 1965 se une con una recomendación idéntica la IUPAC (*Internacional Union of Pure and Applied Chemistry*). De esta manera, un término que fue creado en 1900 se convierte en 1961 en unidad de una de las siete magnitudes fundamentales de la ciencia, la ‘cantidad de sustancia’, lo cual no deja de ser controvertido (Furió, Azcona, Guisasaola y Ratcliffe, 2000; Rogado, 2004 hacen una estupenda revisión histórica de estos conceptos).

La Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC, 1993) nos da la siguiente definición:

“La cantidad física ‘cantidad de sustancia’ o ‘cantidad química’ es proporcional al número de entidades elementales —especificadas por una fórmula química— de las cuales la sustancia está compuesta. El factor de proporcionalidad es el recíproco de la constante de Avogadro ($N_A = 6.022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$). La cantidad de sustancia no será llamada en adelante ‘número de moles’”. Esto es todo lo que nos dice la IUPAC al respecto, la proporcionalidad entre el número de entidades elementales y la cantidad de sustancia.

El mol se define hoy (Guggenheim, 1961; McGlashan, 1971) como “la cantidad de sustancia de un sistema que contiene tantas entidades elementales como átomos hay en 0.012 kg de carbono-12. Cuando se usa el mol, las entidades elementales deben ser especificadas, pudiendo ser átomos, moléculas, iones, electrones, otras partículas o grupos específicos de tales partículas”. Agrega McGlashan que “unidades tales como el ‘átomo-gramo’, la ‘molécula-gramo’, el ‘equivalente-gramo’, el ‘equivalente’, el ‘ion-gramo’ y la ‘fórmula-gramo’ son todas obsoletas”.

Vemos que en las dos definiciones, la de ‘cantidad de sustancia’ y la de ‘mol’ aparece el término ‘entidad elemental’, del cual aparece una redefinición en el libro de oro de la IUPAC de 1997:

“**elementary entity:** Any countable object or event, but usually a molecule, an ion or a specified group of atoms” (McNaught y Wilkinson, 1997).

Véase que el término no se refiere explícitamente a átomo, aunque nosotros sí lo vamos a incluir en nuestra definición:

“**entidad elemental:** Cualquier objeto submicroscópico, pero usualmente un átomo, ion, molécula o un grupo especificado de átomos.

Hay que insistir en la diferencia que hay entre la constante de Avogadro, N_A , cuyas unidades son entidades elementales/mol y el número de Avogadro, N_0 , cuyas unidades son entidades elementales:

$$N_A = 6,022 \times 10^{23} \text{ entidades elementales/mol};$$

$$N_0 = 6,022 \times 10^{23} \text{ entidades elementales}.$$

Las múltiples concepciones del mol

El mol, la unidad de la magnitud ‘cantidad de sustancia’ del Sistema Internacional de Unidades, resulta ser un concepto muy difícil para los alumnos de la escuela secundaria y el bachillerato (Novick y Menis, 1976; Ceverlati *et al.*, 1982; Gabel y Sherwood, 1984; Furió *et al.*, 1993). Los profesores tam-

bién muestran problemas conceptuales sobre este tópico (Tullberg *et al.*, 1994; Stromdahl *et al.*, 1994; Furió *et al.*, 1999). Inclusive los alumnos y profesores de nivel universitario presentan dificultades en su comprensión: tienen una visión ahistórica y aporética sobre la evolución y el desarrollo de ambos conceptos, muestran diversas concepciones relacionadas con la masa, el volumen o el número de partículas, aunque no son muy conscientes de todo ello (Padilla, 2004).

Recomendamos al lector un trabajo actualizado que contiene una revisión de las investigaciones sobre la enseñanza y el aprendizaje tanto del mol, como de la magnitud ‘cantidad de sustancia’, que es el de Furió, Azcona y Guisasola (2002a o b).

Los primeros trabajos registrados sobre el concepto de mol han destacado principalmente las dificultades que tenían y tienen los alumnos con los cálculos estequiométricos (Johnstone, 1971; Kolb, 1978; Dierks, 1981; Schmidt, 1990 y 1994), así como los obstáculos en el conocimiento y aplicación de las proporciones matemáticas, consideradas por los investigadores como una de las herramientas básicas para aprender el mol (Johnstone, 1974; Henson y Stumbles, 1979), si bien no se puede hablar de este conocimiento matemático sin contextualizarlo en la química.

Sánchez y Valcárcel (2000) destacan en varios puntos los aspectos relativos al conocimiento científico y el pedagógico sobre el mol y los cálculos químicos de una decena de profesores en formación. Concluyen que este tópico es difícil de enseñar y difícil de aprender por los alumnos, debido a que: “*el mol es un concepto poco claro y abstracto, el N_A es difícil de imaginar por su magnitud y los cálculos químicos requieren el concepto de proporcionalidad*”.

Se han llevado a cabo diversos estudios sobre las concepciones de los estudiantes jóvenes respecto al mol (Lybeck *et al.*, 1988; Alkali G., 1990). Estas investigaciones han mostrado que los estudiantes identifican el concepto de mol de formas diferentes: i) El mol como algo que es utilizado en cálculos, ii) el mol como masa, iii) el mol como número de partículas, iv) el mol asociado a otras variables y v) el mol asociado a la masa relativa de los átomos.

El mol y su utilización en cálculos químicos

El conflicto con el empleo del mol para llevar a cabo cálculos químicos según Herron (1975), es lo difícil que resulta superar las dificultades de aprendizaje, debidas no a que los estudiantes se esfuerzan poco

en aprender, sino a que pocos de ellos, a la altura de la enseñanza secundaria, han alcanzado el nivel intelectual de las operaciones formales y, por lo tanto, no manejan con soltura las razones y las proporciones. Howe y Durr (1982) estudiando la demanda cognitiva de los estudiantes llegan a que “*es difícil escapar a la conclusión de que la química, como es enseñada en la escuela secundaria hoy, está más allá de las habilidades presentes en un gran segmento de la población de alumnos*”. Otros autores indican que dicha dificultad viene de los requisitos requeridos, por ejemplo: a) la habilidad para obtener masas de sustancias a partir del número de partículas presentes, o b) la necesidad de introducir la masa molar antes de determinar el número real o relativo de partículas presentes en cierta masa de sustancia (Griffiths, Kass y Cornish, 1983).

Interpretación del mol como una masa o un peso

La definición de mol como “el peso molecular expresado en gramos”, es decir, «a la Ostwald», lleva a que una buena proporción de alumnos identifiquen al mol con un peso o una masa. Existe una buena proporción de profesores (ver los porcentajes más abajo) que estudiaron esta definición de sus profesores y que no han asimilado la nueva de McGlashan (1971) relativa al número de entidades elementales de 0,012 kg de ^{12}C , por lo que identifican al mol con un peso o una masa (25% según Strömdahl, Tullberg y Lybeck, 1994; 38,9% según Furió, Azcona y Guisasola, 1999).

El mol como número de partículas

Muchos libros no traen la definición actual de mol, sino que lo mencionan como “la cantidad de sustancia que contiene un número de Avogadro de entidades, tales como átomos, moléculas o iones” (Gillespie, *et al.*, 1994; pp. G.10 del glosario). Hawthorne (1973) analizó una centena de libros publicados entre 1891 y 1970, encontrando una relación creciente entre el concepto de mol y el número de Avogadro. En virtud de la frase empleada muy frecuentemente en los libros de texto actuales de que el mol es como “la docena del químico” existe un porcentaje significativo de profesores que relaciona al mol con un número de partículas (61% según Strömdahl, Tullberg y Lybeck, 1994; 44,4% según Furió, Azcona y Guisasola, 1999).

El mol asociado a otras variables

Novick y Menis (1976) nos dicen que algunos alumnos piensan que el ‘mol’ tiene que ver con una

propiedad de una ‘molécula’. Quizás esta confusión viene de las tres primeras letras de esta última palabra que coinciden con la primera.

Otros piensan que tiene que ver con el volumen. Quizá se deba lo anterior a la hipótesis de Avogadro, que nos dice que dos gases a la misma temperatura y presión cuentan con el mismo número de moléculas, lo cual extrapolado a los otros estados de agregación nos conduciría a que muestras del mismo volumen de cualquier sustancia tendrían el mismo número de moléculas.

El mol asociado con la masa relativa de los átomos

La definición de Ostwald del mol como “la masa molecular expresada en gramos”, siendo esta masa una masa relativa con relación a la masa del átomo de ^{12}C , trae nuevos problemas para concebir el concepto de mol. El problema frecuentemente citado como fuente de dificultad para entender el concepto de mol es el significado de la palabra “relativo” al expresar la masa de partículas o grupos de partículas (Ainley, 1991). Este autor sugiere emplear una unidad apropiada para referirse a las masas relativas, en lugar de expresarlas como números adimensionales. Por ejemplo, sugiere el empleo del Dalton como unidad de masa (la prefiere a la unidad de masa atómica, quizá sin saber que la IUPAC ofrece una definición idéntica para ambas), sin expresar en los primeros años escolares que la masa de un Dalton corresponde a $1/12$ de la masa del átomo de ^{12}C , sino diciendo que, por convención, la masa de un átomo de carbono-12 vale 12 Dalton. Paolini, Cercignani y Bauer (2000) apuntan en la misma dirección que Ainley con relación al Dalton como una unidad de la masa relativa.

Uno de los autores de este trabajo (Garritz, Gasque, Hernández y Martínez, 2002) propuso una analogía con frutas para que los alumnos vieran la importancia que tiene conocer las masas relativas para poder contar un número igual de dos frutas diferentes (uvas y ciruelas, con masa relativa de 8). Un problema enteramente similar fue propuesto por Felty (1985) utilizando uvas y cerezas, con un peso relativo de 2. Otro artículo de Myers (1989) hace énfasis en que los pesos atómicos son números relativos y en su empleo para obtener muestras con el mismo número de objetos, monedas, en su caso. Cuestiones similares proponen Last y Webb (1993). Richardson (1992) resume de forma amplia los problemas que han surgido con el uso del peso atómico como una masa atómica media relativa. Una presen-

tación muy adecuada de diagramas que ejemplifican el concepto de peso relativo es la de Fortman (1993).

Recomendaciones didácticas para la enseñanza de cantidad de sustancia y mol

A continuación argumentamos y expresamos seis recomendaciones didácticas para abordar la enseñanza de la magnitud ‘cantidad de sustancia’ y su unidad ‘el mol’.

Revisión de los antecedentes requeridos para iniciar el tema

Furió, Azcona y Guisasaola (2002a) marcan como una primera recomendación de enseñanza de estos conceptos los prerrequisitos conceptuales necesarios para abordarlos. Por ejemplo, Bent (1985) señala la importancia de que los estudiantes aprendan a pensar primero en átomos antes que en moles. Asimismo Hierrezuelo y Montero (1988) apuntan la necesidad de que los estudiantes conozcan la naturaleza corpuscular de la materia y las leyes de la combinación química. Por esa razón introdujimos un primer cuadernillo sobre el concepto de reacción química en el que empleamos la analogía del trabajo con clips para aclarar términos tan importantes para el curso de química como ‘elementos y compuestos’, ‘símbolos y fórmulas’, ‘fórmula empírica y molecular’, ‘reacción y ecuación química’ (ver Balocchi *et al.*, 2005 a y b).

Presentación de la magnitud ‘cantidad de sustancia’, para empezar

Furió *et al.* (1999) nos indican como una hipótesis de su trabajo que la magnitud ‘cantidad de sustancia’ debe ser prácticamente desconocida para la mayoría del profesorado. En el mismo artículo presentan los resultados de analizar 87 libros de texto escritos entre 1976 y 1996, con el sorprendente resultado que sólo cuatro de ellos introduce la magnitud ‘cantidad de sustancia’ en forma explícita. Desde Dierks (1981) se habla de la necesidad de aclarar el significado de la magnitud ‘cantidad de sustancia’, de la cual deriva el mol como unidad. Esto será difícil ya que, como ya mencionamos, la única definición específica es la que dice “*la cantidad física ‘cantidad de sustancia’ o ‘cantidad química’ es proporcional al número de entidades elementales —especificadas por una fórmula química— de las cuales la sustancia está compuesta. El factor de proporcionalidad es el recíproco de la constante de Avogadro ($N_A = 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$)*”, pero lo que sí podemos aclarar son las características físicas de esta magnitud.

Esto es, debemos decir que la ‘cantidad de sustancia’ es una magnitud macroscópica, extensiva y que sirve para contar entidades elementales con números pequeños. Se determina de forma indirecta a través de la masa, el volumen o el número de entidades elementales. Otro punto importante es el lenguaje: así como hablamos de masa, longitud o temperatura debemos hablar de cantidad de sustancia y cuando sea necesario de su unidad, el mol.

Así, la segunda recomendación didáctica es la de empezar por aclarar el significado de la magnitud ‘cantidad de sustancia’, de la cual se deriva el mol como unidad.

Aclarar la diferencia entre cantidad de sustancia, masa, volumen y número de partículas

Para evitar que aparezcan las concepciones equívocas sobre estos conceptos, Furió, Azcona, Guisasaola y Ratcliffe (2000) introducen el esquema de la figura 1, para distinguir claramente entre cantidad de sustancia, n , masa, m , volumen, V , y número de entidades elementales, N . La recomendación didáctica derivada de esta figura, que es la tercera que consideramos, es insistir en que la cantidad de sustancia no es ni un número de partículas, ni una masa, ni un volumen, aunque resulta ser proporcional a cualquiera de las tres magnitudes, con una diferente constante de proporcionalidad, las inversas de la constante de Avogadro, de la masa molar y del volumen molar (ver las ecuaciones 1 a 3). Se recomienda hacer ejercicios con estas tres expresiones para transformar cantidad de sustancia en masa y

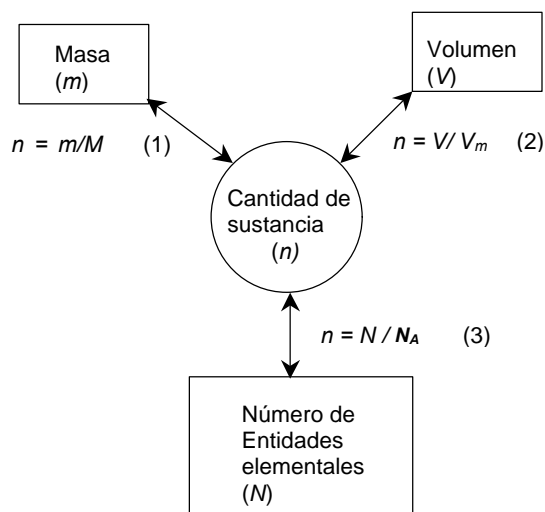


Figura 1. La cantidad de sustancia y su relación con otras magnitudes.

viceversa; cantidad de sustancia en número de entidades elementales y viceversa; cantidad de sustancia en volumen y viceversa.

Hacer ejercicios de cálculo de masas molares y de su aplicación para el cálculo de cantidad de sustancia a partir de la masa

Por ejemplo, primero resulta recomendable que el estudiante conozca por qué la masa molar de cualquier sustancia es numéricamente igual a la masa relativa de su entidad elemental, es decir, que para obtener la masa molar se coloca la unidad ‘gramo’ a la masa relativa adimensional. Como hemos visto de la definición de mol, la masa de un mol de átomos de carbono-12 es de 12,000 g. Es decir, la masa de 1 mol de carbono-12 vale lo mismo que su masa atómica relativa, $A_r(C) = 12,000$, pero colocándole la unidad ‘gramo’. Lo anterior se hace para estar seguros de que en un mol de cualquier otra sustancia se tenga el mismo número de entidades elementales que en un mol de carbono-12, mediante la apropiada asignación de la masa molar de esa sustancia, como su masa relativa colocándole la unidad ‘gramo’. Por ejemplo, la sustancia A, hecha con moléculas, tiene una masa molar M_A que satisface la ecuación (4), que indica que el cociente de las masas molares de A y del ^{12}C debe ser igual al cociente de sus masas relativas:

$$\frac{M_A}{M_{^{12}C}} = \frac{M_r(A)}{A_r(^{12}C)} \quad (4)$$

Hemos visto a lo largo de la parte II de este artículo que muestras de dos sustancias que tengan masas proporcionales a las masas relativas de sus entidades elementales contienen el mismo número de entidades. Por ello podemos asegurar que una masa molar de A contiene el mismo número de moléculas que átomos tiene una masa molar de carbono-12, es decir, $6,02 \times 10^{23}$ moléculas.

A partir de la ecuación anterior y de la definición de mol, dando a la masa molar del carbono-12 el valor de 12,000 g y la masa atómica relativa del carbono-12 el valor de 12,000, tenemos que el valor de la masa molar de A, M_A , es el de la ecuación (5):

$$M_A = M_r(A) \frac{12,000 \text{ g}}{12,000} = M_r(A) \times 1 \text{ g} \quad (5)$$

Vemos entonces que la masa molar de A, M_A , coincide con la masa relativa de sus moléculas, pero multiplicada por un gramo, es decir, colocándole la

unidad ‘gramo’ a esa cantidad adimensional que es la masa molecular relativa.

Familiarizar al alumno con la constante de Avogadro

Lo enorme de la constante de Avogadro y su familiarización con ella deben formar parte de las estrategias didácticas a emplear. Nosotros la incluimos como la cuarta recomendación. Algunos ejemplos de analogías valiosas vienen en los artículos de Fulkrod (1981), Todd (1985), Bouma (1986), van Lubeck (1989), Tannenbaum (1990), Hoyt (1992), Merlo y Turner (1993), Bonneau (1994) y Garritz, Gasque, Hernández y Martínez (2002). Algo que es importante aclarar a los estudiantes es que N será igual a N_A únicamente cuando n sea 1, en caso contrario (que es la mayoría) esto no se cumple y por ello no es posible decir que el número de entidades elementales es igual a la constante de Avogadro.

Presentación de masas relativas de objetos comunes

Nos indican Wakeley y Grys (2000) que “*el mol está enraizado en la idea de que dada una muestra de dos elementos que contiene el mismo número de átomos, la razón de las masas de estos átomos puede ser determinada fácilmente. La razón de las masas de ambas muestras es también una expresión de las masas relativas de esos elementos*”. Para comprender la forma en la que se calculan las masas molares de átomos y moléculas y por qué de esta forma se tiene un número común de partículas en estas muestras es imprescindible introducir como la quinta recomendación didáctica la de plantear alguna analogía para determinar los pesos relativos de objetos comunes. Cita especial merecen los artículos de Arce de Sanabia (1993), García Cifuentes (1997) y Garritz, Gasque, Hernández y Martínez (2002), pues contienen toda una estrategia didáctica para aproximarse al concepto de mol. En los tres trabajos se maneja la analogía del cálculo de masas relativas de objetos comunes (clips en el caso de Arce de Sanabia; tornillos, tuercas, clavos grapas y alfileres en el de García Cifuentes, y varias semillas en el de Garritz *et al.*) y se alcanza un símil del mol y del número de Avogadro. Por esta razón incluimos en la parte II de esta serie de artículos un cuadernillo dedicado por entero a trabajar con las masas relativas de clips que participan en supuestas reacciones (Balocchi *et al.*, 2005b).

Resolución de problemas estequiométricos

Muchas de las investigaciones desarrolladas a la fecha se han enfocado hacia el desarrollo de estrate-

gias de enseñanza del concepto de mol y de la resolución de problemas estequiométricos (Gabel y Sherwood, 1984; Nelson, 1991; Staver y Lumpe, 1995; Krieger, 1997; Dori y Hameiri, 1998; Case y Fraser, 1999; Wakeley y Grys, 2000). Es de recomendar el artículo de Krishnan y Howe (1994) a este respecto, pues contiene un mapa conceptual muy completo alrededor del concepto de ‘mol’, presenta los cinco objetivos a alcanzar con la enseñanza y desarrolla varios ejercicios de opción múltiple y varios problemas tendientes a alcanzar los objetivos planteados.

Para vencer las dificultades que tienen los alumnos al manejar de forma operativa este concepto, se han aplicado diversos métodos de enseñanza. Algunos trabajos muestran que para los estudiantes es más sencillo resolver problemas cuando se les presentan de forma lógica y con cierto razonamiento (Lazonby, Morris y Waddington, 1982; Gabel y Sherwood, 1984), es decir, una serie de problemas del más simple al más complicado, que si se les presenta todo un enunciado con diferentes cuestiones, sin estructurar, al mismo tiempo.

La sexta recomendación didáctica es, entonces, el empleo de un conjunto de objetivos plausibles y de ir pausadamente administrando ejercicios para alcanzarlos. Es de resaltar la necesidad de utilizar algunas estrategias que ayuden a mejorar la lógica matemática del alumno aplicada a este concepto y que están basadas en el uso de: (1) factores unitarios, (2) diagramas (McCullough, 1990), (3) proporciones, (4) métodos computacionales (Toloudis, 1996). Esperamos que el lector detecte algunos de ellos en el cuadernillo que sigue a continuación.

Conclusiones

En nuestro caso abordamos la problemática y las recomendaciones señaladas en los puntos anteriores mediante las siguientes estrategias:

- a) Llegar al concepto de cantidad de sustancia a través de un proceso inductivo que parte de utilizar la teoría de Dalton y el concepto de reacción química para explicar hechos experimentales. De esta manera los alumnos adquieren un sólido conocimiento de la naturaleza discontinua de la materia. Adicionalmente, en este proceso, ocupan la ecuación química como una herramienta a través de la cual relacionan información de tipo submicroscópico y macroscópico de las sustancias participantes en las reacciones,

conectando de esta manera el macro y el submicro mundos.

- b) Alcanzar el término ‘entidad elemental’ por la necesidad de especificar en el proceso de desarrollo de la cantidad de sustancia cuáles son los entes que se están contando. Lo anterior permite aceptar que sea posible conocer el número de entidades elementales contenidas en una porción de cualquier sustancia.
- c) De esta manera los estudiantes reconocen que además del volumen y de la masa, otra propiedad cuantitativa útil de una sustancia es su número de entidades elementales. La relación de la nueva magnitud, la cantidad de sustancia, con estas tres magnitudes debe explorarse a través de ejercicios variados.
- d) Acceder a la comprensión de la masa atómica relativa de los elementos y cómo este número fue determinado experimentalmente. Los alumnos están en condiciones de comprender por qué muestras elementales que conservan la misma relación de masas que las masas relativas de sus elementos contienen el mismo número de entidades elementales.
- e) Conocer el concepto de ‘masa molar’ es el siguiente punto, pues las masas molares en gramos de dos sustancias, al tener el mismo cociente que las dos masas relativas de las entidades elementales de las que están compuestas, contienen el mismo número de partículas, que es el de Avogadro.
- f) Lo anterior les permite reconocer (no aceptar de memoria) que en ciertas porciones de sustancia expresadas en unidades de masa o de volumen (para el caso de sustancias gaseosas) hay el mismo número “de entidades elementales”.
- g) Finalmente, contamos con todos los ingredientes para presentar sólidamente a la cantidad de sustancia como una magnitud necesaria y valiosa que viene a completar la información que tenemos de una sustancia, especialmente cuando la hacemos reaccionar con otras con el objeto de obtener datos cuantitativos. Por lo pronto, a los alumnos les queda claro que la cantidad de sustancia no es una masa, ni volumen, ni tampoco un número, pero cuya determinación precisa puede partir de estos datos. Todo este hilo conductor lo siguen los alumnos trabajando en grupos pequeños, en modalidad cooperativa, generando un proceso de riquísima interacción y con el apoyo oportuno y discreto del profesor.

Bibliografía

- Ainley, D. Mole catchers? *Education in Chemistry* **28**(1), 18-19, 1991.
- Alkali, G. Ideas de los alumnos acerca del mol. Estudio curricular. *Enseñanza de las Ciencias*, **8**(2), 111-119, 1990.
- Arce de Sanabria, J. Relative Atomic Mass and the Mole: A Concrete Analogy to Help Students Understand These Abstract Concepts. *Journal of Chemical Education*, **70**(3), 233-234, 1993.
- Balocchi, E. Modak, B., Martínez-M., M., Padilla, K., Reyes, F. y Garriz, A. Aprendizaje cooperativo del concepto ‘cantidad de sustancia’ con base en la teoría atómica de Dalton y la reacción química. PARTE I. El aprendizaje cooperativo. Anexo: Cuadernillo ‘La reacción química y su representación’. *Educación Química*, **16**(3), 469-485, 2005a.
- Balocchi, E. Modak, B., Martínez-M., M., Padilla, K., Reyes, F. y Garriz, A. Aprendizaje cooperativo del concepto ‘cantidad de sustancia’ con base en la teoría atómica de Dalton y la reacción química. PARTE II. Concepciones alternativas de ‘reacción química’. Anexo: Cuadernillo ‘Masas atómicas relativas de los elementos’. *Educación Química*, **16**(4), 550-567, 2005b.
- Bent, H. A. Should the mole concept be X-rated? *Journal of Chemical Education*, **62**(1), 59, 1985.
- Bonneau, M. C. The mole buck. *Journal of Chemical Education*, **71**(4), 286-287, 1994.
- Bouma, J. Gas cans and gas cubes: visualizing Avogadro’s law. *Journal of Chemical Education*, **63**(7), 586-587, 1986.
- Case, J. M. y Fraser, D. M. An investigation into chemical engineering students’ understanding of the mole and the use of concrete activities to promote conceptual change. *International Journal of Science Education* **21**(12), 1237-1249, 1999.
- Ceverlati, R.; Montuschi, A.; Perugini, D.; Grimellini, N. y Pecori, B. Investigation of Secondary School Students’ Understanding of the Mole Concept in Italy. *Journal of Chemical Education*, **59**(10), 852-856, 1982.
- Dierks, W. Teaching the mole. *European Journal of Science Education*, **2**, 145-158, 1981.
- Dori, Y. J. y Hameiri, M. The ‘Mole environment’ studyware: applying multidimensional analysis to quantitative chemistry problems. *International Journal of Science Education*, **20**(3), 317-333, 1998.
- Felty, W.L.: Gram Formula Weights and Fruit Salad. *Journal of Chemical Education*, **62**(1), 61, 1985.
- Fortman, J.J. Pictorial Analogies IV: Relative Atomic Weights. *Journal of Chemical Education*, **70**(3), 235-236, 1993.
- Fulkrod, J. E. How big is Avogadro’s number (or how small are atoms, molecules and ions)? *Journal of Chemical Education* **58**(6), 508, 1981.
- Furió, C., Azcona, R., Guisasola, G. y Mújika, E. Concepciones de los estudiantes sobre una magnitud “olvidada” en la enseñanza de la química: la cantidad de sustancia. *Enseñanza de las ciencias* **11**(2), 107-114, 1993.
- Furió, C., Azcona, R. y Guisasola, J. Dificultades conceptuales y epistemológicas del profesorado en la enseñanza de los conceptos de *cantidad de sustancia* y de *mol*. *Enseñanza de las ciencias*, **17**(3), 359-376, 1999.
- Furió, C.; Azcona, R.; Guisasola, J. y Ratcliffe, M. Difficulties in teaching the concepts of ‘amount of substance’ and ‘mole’. *International Journal of Science Education*, **22**(12), 1285-1304, 2000.
- Furió, C, Azcona, R, Guisasola, J. Revisión de investigaciones sobre la enseñanza-aprendizaje de los conceptos cantidad

- de sustancia y mol. *Enseñanza de las Ciencias*, **20**(2), 229-242, 2002a.
- Furió, C., Azcona, R., Guisasaola, J. The learning and teaching of the concepts 'amount of substance' and 'mole': A review of the literature. *Chemistry Education: Research and Practice in Europe*, **3**(3) 277-292, 2002b.
- Furió, C. y Padilla, K. La evolución histórica de los conceptos científicos como prerrequisito para comprender su significado actual: el caso de la "cantidad de sustancia" y el "mol". *Didáctica de las Ciencias Experimentales y Sociales*, **17**, 55-74, 2003.
- Gabel, D. y Sherwood, R.D. Analyzing difficulties with mole-concept tasks by using familiar analog tasks. *Journal of Research in Science Teaching*, **21**(8), 843-851, 1984.
- García Cifuentes, A. La enseñanza del concepto de mol: un enfoque práctico. *Alambique. Didáctica de las Ciencias Experimentales*, **14**, 105-111, 1997.
- Garriz, A.; Gasque, L.; Hernández, G. y Martínez, A. El mol: un concepto evasivo. Una estrategia didáctica para enseñarlo. *Alambique. Didáctica de las Ciencias Experimentales*, **33**, 99-109, 2002.
- Gillespie, R. J.; Eaton, D. R.; Humphreys, D. A. y Robinson, E. A. *Atoms, molecules and reactions. An introduction to chemistry*. Englewood Cliffs, NJ, USA: Prentice Hall, 1994.
- Griffiths, A. K.; Kass, H. y Cornish, A. G. Validation of a learning hierarchy for the mole concept. *Journal of Research in Science Teaching*, **20**, 639-654, 1983.
- Guggenheim, E. A. The mole and related quantities. *Journal of Chemical Education*, **38**(2), 86-87, 1961.
- Johnstone, A. H. *Studies in Science Education*, **1**, 21, 1974.
- Johnstone, A. H.; Morrison, T. I.; Sharp, D. W. A. Topic Difficulties in School Chemistry. *Education in Chemistry*, **8**, 221, 1971.
- Hawthorne, R. M. The mole and Avogadro's number. *Journal of Chemical Education*, **50**, 282-284, 1973.
- Henson, R. y Stumbles, A. Modern mathematics and the mole. *Education in Chemistry*, **16**(1), 10-11, 1979.
- Herron, J. D. Piaget for chemists. *Journal of Chemical Education*, **52**(3), 146-150, 1975.
- Hierrezuelo, J. y Montero, A. *La ciencia de los alumnos: su utilización en la didáctica de la física y la química*. Madrid: Editorial Laia-Ministerio de Educación y Ciencia. Capítulo 9 "Naturaleza de la materia", 1988.
- Howe, A. C. y Durr, B. P. Analysis of an instructional unit for level of cognitive demand. *Journal of Research in Science Teaching*, **19**(3), 217-224, 1982.
- Hoyt, W. A mole of salt crystals – or how big is the Avogadro's number? *Journal of Chemical Education*, **69**(6), 496, 1992.
- IUPAC Abbreviated list of quantities, units and symbols in physical chemistry. Puede encontrarse en la siguiente dirección electrónica:
<http://www.iupac.org/reports/1993/homann/base1.html>, consultada por última vez el 27 de junio de 2005, 1993.
- Jensen, W. B. The origin of the Mole Concept. *Journal of Chemical Education*, **81**(10), 1409, 2004.
- Kolb, D. The Mole. *Journal of Chemical Education*, **55**(11), 728-732, 1978.
- Krieger, C. R. Stoichiometry: A Cognitive Approach to Teaching Stoichiometry. *Journal of Chemical Education*, **74**(3), 306-309, 1997.
- Last, A. M. y Webb, M. J. Using monetary analogies to teach average atomic mass. *Journal of Chemical Education*, **70**(3), 234-236, 1993.
- Lazonby, J. N.; Morris, J. E.; Waddington, D. J. The muddlesome mole. *Education in Chemistry*, **19**(4), 109-111, 1982.
- Lee, S. A redefinition of «mole». *Journal of Chemical Education*, **38**(11), 549-551, 1961.
- Lybeck, L., Ference, M., Strömdahl, H., Tullberg, A. The Phenomenography of the 'Mole concept' in Chemistry. In P. Ramsden (Ed.), *Improving Learning. New perspectives* (pp. 81-108). London: Kogan Page, 1988.
- McCullough, T. Avogadro's number, moles and molecules. *Journal of Chemical Education*, **67**(9), 783, 1990.
- McGlashan, M. L. *Physicochemical Quantities and Units*, London: The Royal Institute of Chemistry, 1971.
- McNaught, A. D. and Wilkinson, A., Cambridge, UK: Royal Society of Chemistry, 2nd edition. La versión en línea de este compendio puede encontrarse en la siguiente URL:
<http://www.iupac.org/publications/compendium/index.html>, consultada por última vez el 27 de junio de 2005, 1997.
- Myers, R. T.: Moles, Pennies and Nickels. *Journal of Chemical Education*, **66**(3), 249, 1989.
- Merlo, C. y Turner, K.E. A mole of M&M's. *Journal of Chemical Education*, **70**(6), 453, 1993.
- Nelson, P. G. The elusive mole. *Education in Chemistry*, **28**(4), 103-104, 1991.
- Novick, S. y Menis, J. A Study of Students' Perceptions of the Mole Concept. *Journal of Chemical Education*, **53**(11), 720-722, 1976.
- Ostwald, W. *Grundlagen der anorganischen Chemie*, Leipzig, Germany: Engelmann, 1900.
- Ostwald, W. *The fundamental principles of chemistry*, London, UK: Longmans, Green & Co., 1909.
- Padilla-Martínez, K. Las concepciones del profesorado universitario de química sobre la enseñanza de la cantidad de sustancia y el mol. Análisis crítico y propuesta de mejora. Tesis Doctoral, Universidad de Valencia, Valencia, 2004.
- Paolini, M.; Cercignani, G. y Bauer, C. Correctly expressing Atomic Weights. *Journal of Chemical Education*, **77**(11), 1438-1439, 2000.
- Richardson, D.E.: Comments Invited on Changes in Definition of "Atomic Weight". *Journal of Chemical Education*, **69**(9), 736, 1992.
- Rogado, J. A grandeza quantidade de matéria e sua unidade, o mol: algumas considerações sobre dificuldades de ensino e aprendizagem. *Ciência & Educação*, **10**(1), 63-73, 2004.
- Sánchez-Blanco, G. y Valcárcel-Pérez, M. V. Relación entre el conocimiento científico y el conocimiento didáctico del contenido: un problema en la formación inicial del profesor de secundaria. *Alambique. Didáctica de las Ciencias Experimentales*, **24**, 78-86, 2000.
- Schmidt, H. J. Secondary school students' strategies in Stoichiometry. *International Journal of Science Education*, **12**(4), 457-471, 1990.
- Schmidt, H. J. Stoichiometric problem solving in high school chemistry. *International Journal of Science Education*, **16**(2), 191-200, 1994.
- Staver, J. R. y Lumpe, A. T. Two investigations of student's understanding of the mole concept in Chemistry textbooks. *Journal of Research in Science Teaching*, **30**(4), 321-337, 1995.
- Strömdahl, H., Tullberg, A. y Lybeck, L. The qualitatively different conception of 1 mol. *International Journal of Science Education*, **16**(1), 17-26, 1994.
- Tannenbaum, I. R. How large is a mole? *Journal of Chemical Education*, **67**(6), 481, 1990.
- Todd, D. Five Avogadro's number problems. *Journal of Chemical Education*, **62**(1), 76, 1985.

Toloudis, M. The Size of a Mole. *Journal of Chemical Education* 73(4), 348, 1996.

Tullberg, A., Strömdahl, H. y Lybeck, L. Students' conception of 1 mol and educators conception of how to teach 'the mole'. *International Journal of Science Education*, 16(2), 145-156, 1994.

Van Lubeck, H. How to visualize Avogadro's number? *Journal of Chemical Education*, 66(9), 762, 1989.

Wakeley, D. M. y Gryns, H. (2000). Developing an intuitive approach to moles. *Journal of Chemical Education*, 77(8), 1007-1009.

ANEXO

Cantidad de sustancia

Estimados alumnas y alumnos: Les damos nuevamente la bienvenida y los volvemos a invitar a estudiar de una forma diferente. La unidad que estudiaremos hoy, es la final del tema 'Cantidad de sustancia', y se desarrollará considerando a la sala de clases como un verdadero taller donde los protagonistas son todos y cada uno de ustedes. Vamos a empezar por la mención de algunas limitaciones del modelo de Dalton y cómo fueron corrigiéndose, porque valorar los sucesos científicos históricos nos da una visión clara de cómo ha ido mejorando nuestro conocimiento de los hechos.

1. ALGUNAS OBJECIONES A LAS MASAS ATÓMICAS DETERMINADAS POR DALTON

Primera objeción: Las fórmulas usadas por Dalton de los elementos hidrógeno y oxígeno y del compuesto agua no son las correctas

Apliquemos el método de Dalton y la información que manejaba para determinar las masas atómicas relativas de los elementos hidrógeno y oxígeno.

Dalton conocía que el hidrógeno y el oxígeno reaccionan en ciertas condiciones dando agua. Suponía, además, que estos elementos eran una colección de átomos individuales y que el agua era un compuesto dinuclear de fórmula HO.

Por otra parte, actualmente sabemos que 1,01 g de hidrógeno reaccionan con 8,00 g de oxígeno para formar 9,01 g de agua.

Usando estas masas y sus ideas acerca de la naturaleza del hidrógeno y del oxígeno, Dalton habría calculado que el átomo de oxígeno es unas ocho veces más "pesado" que el átomo de hidrógeno.

Pregunta 1

Muestren, usando la información que poseía Dalton, que el átomo de oxígeno resulta ser unas ocho veces más "pesado" que el del hidrógeno.

Comentario: Sin embargo, en las tablas de masas atómicas actuales se indica que el átomo de oxígeno es aproximadamente 16 veces más "pesado" que el de hidrógeno.

Pregunta 2

Sabiendo que tanto el hidrógeno como el oxígeno presentan sus átomos asociados en moléculas dinucleares y que la fórmula del agua es H₂O, en vez de HO, y recordando el hecho de que 1,01 g de hidrógeno reaccionan con 8,00 g de oxígeno para formar 9,01 g de agua:

- Determinen las masas atómicas relativas de los elementos hidrógeno y oxígeno. Dejen al hidrógeno como elemento de referencia asignándole el valor 1 para su masa atómica relativa.
- Demuestren que en 1,01 g de hidrógeno hay el mismo número de átomos que en 16,00 g de oxígeno.

Comentario: De acuerdo con la ecuación $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$, en 1,01 g de hidrógeno hay el doble de moléculas que en 8,00 g de oxígeno; por lo tanto, en 16,00 g de oxígeno hay el mismo número de moléculas que en 1,01 g de hidrógeno. Como el hidrógeno y el oxígeno son elementos con moléculas dinucleares, en 1,01 g de hidrógeno y en 16,00 g de oxígeno hay el mismo número de átomos.

Segunda objeción: Los átomos de un mismo elemento no siempre son iguales entre sí

De acuerdo con la teoría de Dalton todos los átomos de un mismo elemento son iguales entre sí; por lo tanto, cada uno de los átomos debería tener la misma masa. Pero esto es incorrecto para la mayoría de los elementos. Por ejemplo, en una porción natural de oxígeno hay tres tipos de átomos, cada uno de los cuales presenta una masa diferente, como veremos un poco más adelante.

Utilizando una técnica llamada “Espectrometría de masas”, desarrollada a principios del siglo pasado, se descubrió que muchos elementos son en realidad una mezcla de átomos de diferente masa. Así, en una porción de plata pueden encontrarse dos tipos de átomos. Los identificaremos con los símbolos ^{107}Ag y ^{109}Ag . Estos átomos comparten el mismo número atómico o número de protones ($Z = 47$), pero tienen diferentes números de masa (107 y 109), porque poseen un diferente número de neutrones (60 y 62). A los átomos que tienen el mismo número atómico, pero diferentes masas, se les llama isótopos.

La técnica permite conocer tanto la masa relativa de estos átomos como el porcentaje de átomos de cada tipo presente en una muestra natural representativa del elemento. Por ejemplo, los tres isótopos del átomo de oxígeno tienen las características dadas en la tabla 1. Vemos en esta tabla que prácticamente todos los átomos de oxígeno corresponden a oxígeno-16, pero que existe una pequeña fracción de átomos de oxígeno-18 y menos aún de oxígeno-17. Nota: al porcentaje de cada isótopo en una muestra natural de un elemento se le llama “porcentaje de abundancia”.

Tabla 1. Datos de los isótopos del átomo de oxígeno.

Tipo de átomo (Isótopo)	Nombre	Masa atómica relativa	Porcentaje de abundancia
^{16}O	Oxígeno-16	15,99491	99,762
^{17}O	Oxígeno-17	16,99913	0,038
^{18}O	Oxígeno-18	17,99916	0,200

Veamos esta situación a escala macroscópica:

La figura 1 representa, a escala atómica, a una porción del elemento ficticio Ethelonio (E). Sus átomos están repre-

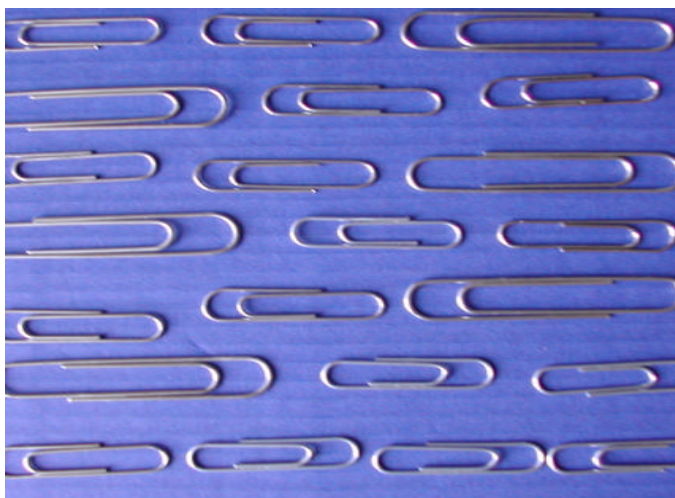


Figura 1. Una muestra del elemento Ethelonio, con clips de tres diferentes tamaños y masas.

sentados por clips. Este elemento está constituido por tres tipos de clips que identificaremos con los símbolos ^1E , ^2E y ^3E . Los clips de un mismo tipo tienen la misma masa. La masa de cada tipo de clip fue determinada con una balanza analítica. Se conoce también el número de clips de cada tipo.

En la tabla 2 se muestran los datos correspondientes de la muestra en estudio.

Tabla 2. Datos de los clips de la muestra de la figura 1.

Tipo de clip	Masa clip (g)	Número de clips en la porción	Porcentaje de clips
^1E	0,4443	10	28,6
^2E	0,4692	20	57,1
^3E	1,0078	5	4,3

Pregunta 3

Determinen la masa total de la porción utilizada del elemento Ethelonio.

Pregunta 4

Si se divide la masa total de la muestra de Ethelonio entre el número de clips totales se obtiene el siguiente dato:

0,5390 g Interpreten este dato.

Podemos también llegar al valor anterior a partir del porcentaje de clips de cada tipo en la muestra.

En este caso debemos considerar las masas de cada tipo de clip junto con su contribución expresada por el porcentaje a la masa promedio.

$$\text{Masa promedio} = \frac{\text{masa } ^1\text{E} \times 28,6 + \text{masa } ^2\text{E} \times 57,1 + \text{masa } ^3\text{E} \times 14,3}{100}$$

$$\text{Masa promedio} = 0,5390 \text{ g}$$

Comentario: Estrictamente no hay ningún clip que tenga esta masa. Se trata de la masa promedio de los clips.

Pregunta 5

Una analogía: Supongamos que en un curso el 25% de los alumnos mide 1,60 m; el 62,5% mide 1,65 m y el 12,5% restante mide 1,70 m.

- a) ¿Cuál es la altura promedio de los alumnos del curso?
 b) Interpreten el valor encontrado.

Comentario: Ningún alumno del curso tiene una altura igual a 1,64 m pero este dato representa la altura promedio de los alumnos del curso.

En la espectroscopía de masas, las masas atómicas de los elementos se determinan comparándolas con la masa del átomo de carbono doce (^{12}C) a la cual se le asigna un valor de exactamente 12,00. Este átomo es un isótopo que tiene en su núcleo seis protones y seis neutrones. Recordemos que Dalton utilizó el átomo de hidrógeno como elemento de referencia dándole el valor 1 a su masa atómica relativa.

La masa atómica relativa se indica con el símbolo A_r .

Cuando nos referimos a la masa atómica relativa de un isótopo particular, como por ejemplo la del isótopo ^{24}Mg del magnesio, lo indicamos como sigue:

$$A_r(^{24}\text{Mg}) = 23,9850$$

Si nos referimos a la masa atómica relativa de un elemento (masa atómica relativa promedio) lo señalamos de esta forma:

$$A_r(\text{Mg}) = 24,305$$

Algunos elementos como el berilio, el flúor y el sodio sólo tiene un tipo de átomo estable (podríamos decir que tienen un único isótopo estable, que es el ^9Be , ^{19}F y ^{23}Na , respectivamente). En este caso la masa atómica relativa promedio es la misma que la masa del isótopo estable.

Pregunta 6

Calculen la masa atómica relativa (promedio) del elemento cloro considerando la información entregada por la espectrometría de masas dada en la tabla 3.

Tabla 3. Datos de masas atómicas relativas y porcentaje de abundancia para los isótopos estables del cloro.

Tipo de átomo (Isótopo)	Masa atómica relativa	Porcentaje de abundancia
^{35}Cl	34,97	75,77
^{37}Cl	36,97	24,23

Pregunta 7

La tabla 4 indica la masa atómica relativa de los isótopos de los elementos litio, nitrógeno, oxígeno y calcio. Completen la columna de “masa atómica relativa” para estos elementos.

La abundancia corresponde al porcentaje de cada isótopo con respecto al número total de los isótopos estables en la naturaleza del elemento considerado.

Tabla 4. Datos de los isótopos estables de litio, nitrógeno, oxígeno y calcio.

Elemento	Isótopo	Masa relativa	Abundancia (%)	Masa atómica relativa (promedio)
LITIO	^6Li	6,01512	7,5	
	^7Li	7,01600	92,5	
NITRÓGENO	^{14}N	14,00307	99,634	
	^{15}N	15,00011	0,366	
OXÍGENO	^{16}O	15,99491	99,762	
	^{17}O	16,99913	0,038	
	^{18}O	17,99916	0,200	
CALCIO	^{40}Ca	39,96259	96,941	
	^{42}Ca	41,95863	0,647	
	^{43}Ca	42,95878	0,135	
	^{44}Ca	43,95549	2,086	
	^{46}Ca	45,9537	0,004	
	^{48}Ca	47,9524	0,187	

2. DETERMINACIÓN DE LAS MASAS ATÓMICAS RELATIVAS APLICANDO EL MÉTODO DE DALTON ENRIQUECIDO CON LOS CONOCIMIENTOS ACTUALES

Pregunta 8

Demuestren que en 3,000 g de litio, en 6,054 g de nitrógeno, en 6,915 g de oxígeno y que en 17,322 g de calcio hay el mismo número de átomos.

Datos:

En relación a la naturaleza a escala atómica de los elementos:

- El litio y el calcio podemos considerarlos como un conjunto de átomos individuales.
- El oxígeno y el nitrógeno son sustancias formadas por moléculas dinucleares.

En relación a las reacciones entre los elementos a escala macroscópica:

Reacción del litio y el oxígeno.

- Se determinó que 27,764 g de litio reaccionan exacta-

mente con 32,000 g de oxígeno.

- El compuesto que se obtiene es el óxido de litio. Fórmula empírica: Li_2O

Reacción del calcio y el oxígeno

- Se obtuvo que 80,156 g de calcio reaccionan exactamente con 32,000 g de oxígeno.
- El compuesto que se obtiene es el óxido de calcio. Fórmula empírica: CaO .

Reacción del Nitrógeno y el Oxígeno:

- Se determinó que 56,028 g de nitrógeno reaccionan exactamente con 96,000 g de oxígeno.
- El compuesto obtenido es el trióxido de dinitrógeno que es un compuesto molecular de fórmula: N_2O_3



Comentarios: 1. Para determinar la masa atómica relativa por ejemplo del litio con respecto al oxígeno utilizando el método de Dalton, ustedes debieron plantear la ecuación y relacionarla con la masa en que se combinan ambos elementos. Esto permite afirmar que en 27,764 g de Li hay el doble de átomos que en 32,000 g de oxígeno. Si indicamos que el número de átomos que hay en los 32,000 g de oxígeno molecular es N entonces el número de átomos que hay en 27,764 g de litio es $2N$. Luego probablemente razonaron que en 13,882 g de litio hay el mismo número de átomos que en 32,000 g de oxígeno molecular; en consecuencia: $A_r(\text{Li}) / A_r(\text{O}) = 13,882 \text{ g} / 32,000 \text{ g}$. Es decir, $A_r(\text{Li}) / A_r(\text{O}) = 1,000 / 2,305$.

Podríamos expresar algebraicamente este razonamiento de la siguiente manera:

$$\frac{A_r(\text{Li})}{A_r(\text{O})} = \frac{\frac{m_{\text{Li}}}{N \text{ átomos O}}}{\frac{m_{\text{O}}}{N \text{ átomos O}}} = \frac{\frac{27,764 \text{ g}}{2N \text{ átomos Li}}}{\frac{32,000 \text{ g}}{N \text{ átomos O}}} = \frac{\frac{13,882 \text{ g}}{N \text{ átomos Li}}}{\frac{32,000 \text{ g}}{N \text{ átomos O}}} = \frac{13,882}{32,000} = \frac{1,000}{2,305}$$

Vemos que en 13,882g de litio hay el mismo número de átomos que en 32,000 g de oxígeno.

m : masa de combinación de los elementos reaccionantes.

N : número desconocido de átomos en una porción de un elemento tomado de referencia.

También podemos reordenar la ecuación anterior como sigue:

En este caso notamos que en 27,764 g de litio hay el mismo número de átomos que en 64,000 g de oxígeno.

$$\frac{A_r(\text{Li})}{A_r(\text{O})} = \frac{m_{\text{Li}} \times \text{átomos}}{m_{\text{O}} \times 2 N \text{ átomos}} = \frac{27,764 \text{ g} \times N \text{ átomos}}{32,000 \text{ g} \times 2 N \text{ átomos}} = \frac{27,764 \text{ g} \times N \text{ átomos}}{64,000 \text{ g} \times N \text{ átomos}}$$

$$= \frac{27,764 \text{ g}}{64,000 \text{ g}} = \frac{1,000}{2,305}$$

2. La respuesta del grupo estará correcta si determinan que comparados con la masa atómica relativa del litio, el nitrógeno es 2,018 veces “más pesado”; el oxígeno es 2,305 veces “más pesado” y el calcio es 5,774 veces “más pesado”.

En otras palabras: si $A_r(\text{Li}) = 1,000$, entonces:

$$A_r(\text{N}) = 2,018 \quad A_r(\text{O}) = 2,305 \quad A_r(\text{Ca}) = 5,774.$$

3. Como se ha demostrado que en 1,000 g de litio, 2,018 g de nitrógeno, 2,305 g de oxígeno y 5,774 g de calcio hay el mismo número de átomos, que señalaremos con la letra N , entonces, en 3,000 g de litio, 6,054 g de nitrógeno, 6,915 g de oxígeno y en 17,322 g de calcio habrá $3N$ átomos, pues son masas proporcionales (están triplicadas) a la masa atómica relativa expresadas en gramos.

Decíamos que en la técnica de la espectrometría de masas, para determinar las masas atómicas relativas, se utiliza como elemento de referencia el C-12, que es uno de los isótopos más comunes del carbono, y al cual se le asigna el valor 12,0000 para su masa atómica relativa.

Pregunta 9

Recalculen el valor de las masas atómicas de los elementos nitrógeno, oxígeno y calcio usando como referencia el elemento litio con una masa atómica relativa de 6,941 en vez de 1,000 (este dato corresponde a la masa relativa promedio del litio con relación al carbono-12).



Comprobación: Las masas atómicas relativas de los elementos considerando al litio con una masa atómica relativa igual a 6,941 son:

$$A_r(\text{Li}) = 6,941 \quad A_r(\text{N}) = 14,007 \quad A_r(\text{O}) = 15,999 \quad A_r(\text{Ca}) = 40,077$$

Información

Se determinó a través de varios métodos experimentales que en 12,0000 g de C-12 hay $6,02 \times 10^{23}$ átomos de carbono-12.

Por lo tanto: en 6,941 g de Li; 14,007g de nitrógeno; 15,999 g de oxígeno y en 40,077 g de calcio hay también $6,02 \times 10^{23}$ átomos.

Generalizando:

Puede afirmarse que en aquella masa expresada en gramos de un elemento que sea numéricamente igual a su masa atómica relativa hay el mismo número de átomos y que ese número se determinó experimentalmente y resultó ser $6,02 \times 10^{23}$.

Por lo tanto y tomando al cobre como ejemplo puede afirmarse que en 63,546 g de cobre hay $6,02 \times 10^{23}$ átomos de cobre pues sabemos que $A_r(\text{Cu}) = 63,546$.

De aquí en adelante usaremos las masas atómicas relativas considerando el C-12 como elemento de referencia al

cual se le asigna una masa atómica relativa exactamente igual a 12,0000.

Pregunta 10

Determinen el número de átomos presente en 10 g de cobre. Justifiquen su respuesta.

Pregunta 11

Si se tiene una lámina de hierro formada por $1,5 \times 10^{22}$ átomos, ¿cuál es la masa de la lámina? Dato: $A_r(\text{Fe}) = 55,845$.

Pregunta 12

Considerando la tabla 4 calculen el número de átomos del isótopo ^{40}Ca que hay en 40,078 g de calcio. Dato: $A_r(\text{Ca}) = 40,078$.

Pregunta 13

Evalúen la siguiente afirmación: Para mezclar 1×10^{20} átomos de cobre con 1×10^{20} átomos de estaño se necesitan 0,01g de cobre y 0,02 g de estaño. Datos: $A_r(\text{Cu}) = 63,55$; $A_r(\text{Sn}) = 118,71$

Resumen

La tabla 5 muestra las dos acepciones que se han presentado del concepto de masa atómica. Las veremos con el elemento calcio.

Tabla 5. Dos acepciones del concepto de masa atómica.

Dato	Concepto	Interpretación
$A_r(\text{Ca}) = 40,078$	Corresponde a la masa atómica relativa del elemento calcio	Indica que el átomo promedio del elemento calcio tiene aproximadamente unas 3,3 veces más masa que el átomo de referencia C-12
$m_{\text{Ca}} = 40,078 \text{ g}$	Corresponde a la masa de $6,02 \times 10^{23}$ átomos de calcio. Relaciona la masa del elemento con el número de átomos contenidos en ella.	Es la masa en gramos numéricamente igual a la masa atómica relativa. Permite conocer la masa correspondiente de un número dado de átomos o el número de átomos presentes en una cierta masa del elemento. También permite calcular la masa atómica promedio en gramos de un átomo de calcio.

Comentario: No debemos confundir la masa atómica relativa del átomo de calcio (sin unidades) y la masa de $6,02 \times 10^{23}$ átomos de calcio (en unidades de g).

3. SUSTANCIAS MOLECULARES: LA MASA MOLECULAR

Como vimos en la PARTE I de esta serie de artículos “La Reacción Química y su Representación” hay elementos y compuestos que están formados por moléculas. En este caso hablamos de masa molecular en vez de atómica.

El oxígeno que respiramos es un ejemplo de elemento molecular. En una porción de oxígeno hay un gran número de moléculas dinucleares (O_2).

El agua es un ejemplo de compuesto molecular. Una porción de agua pura es un conjunto de moléculas trinucleares (H_2O).

Para calcular tanto la masa molecular relativa de las sustancias moleculares se debe conocer la fórmula de la molécula y la masa atómica relativa de los elementos que la constituyen. El símbolo para expresar la masa molecular relativa es: M_r

PREGUNTA 14

¿Cuál es la masa molecular relativa de la molécula de O_2 ? Dato: $A_r(\text{O}) = 16,00$

$$M_r(\text{O}_2) = \dots\dots\dots$$

Comentario: Podemos decir que la molécula de oxígeno es unas 2,7 veces más “pesada” que la masa del átomo del C-12.

Pregunta 15

¿Cuál es la masa en gramos de $1,0 \times 10^{26}$ moléculas de O_2 ?

4. COMPUESTOS CON ESTRUCTURA GIGANTE: LA MASA DE LA UNIDAD FÓRMULA

Los compuestos con “estructura gigante” son aquellos donde los átomos que los componen se asocian formando una sola unidad que los contiene a todos en una cierta disposición. Éste es el caso del cloruro de sodio, del dióxido de silicio y de muchos compuestos orgánicos, como los polímeros.

Una información importante de estos compuestos la entrega su fórmula empírica que indica, como sabemos, la proporción atómica en que se encuentran asociados sus átomos.

La fórmula empírica del cloruro de sodio, NaCl, indica que por cada átomo de sodio presente en la estructura hay un átomo de cloro.

Consideraremos a la asociación NaCl como una unidad sólo con fines prácticos, a la que llamaremos **Unidad Fórmula**. Podemos calcular su masa relativa sumando las masas atómicas relativas correspondientes del sodio y del cloro.

Llamaremos a la masa relativa de esta unidad la **masa fórmula relativa**.

Así, la masa fórmula relativa es:

$$\begin{aligned} M_r(\text{NaCl}) &= A_r(\text{Na}) + A_r(\text{Cl}) \\ &= 23,00 + 35,45 = 58,45 \end{aligned}$$

Si ahora tomamos 58,45 g de cloruro de sodio en esa porción hay $6,02 \times 10^{23}$ unidades fórmula de la sustancia.

Pregunta 16

Calculen la masa fórmula relativa del compuesto cloruro de potasio (un compuesto de estructura gigante).

Datos: fórmula empírica del compuesto KCl; $A_r(\text{K}) = 39,1$; $A_r(\text{Cl}) = 35,5$

Pregunta 17

Evalúen la siguiente afirmación: “Como la masa fórmula relativa del KCl es 74,6 en 74,6 g de cloruro de potasio, hay $6,02 \times 10^{23}$ unidades fórmula de este compuesto”.

EVALUEMOS CUÁNTO HEMOS APRENDIDO

Pregunta 18

¿Dónde hay mayor número de átomos, en 20,0 g de cobre o en 10,0 g de aluminio?

Datos $A_r(\text{Cu}) = 63,55$; $A_r(\text{Al}) = 27,00$

Pregunta 19

¿Dónde hay mayor número de moléculas, en 100,0 g de agua o en 100,0 g de dióxido de carbono?

Datos $A_r(\text{C}) = 12,01$; $A_r(\text{H}) = 1,01$; $A_r(\text{O}) = 16,00$

Pregunta 20

¿Dónde hay mayor número de unidades fórmula, en 50,0 g cloruro de sodio (NaCl) o en 50,0 g de cloruro de potasio (KCl)

Datos $A_r(\text{Na}) = 23,00$; $A_r(\text{Cl}) = 35,45$; $A_r(\text{K}) = 39,10$

Pregunta 21

Se tienen dos vidrios de reloj, con masas iguales de magnesio y cromo respectivamente. ¿En cuál de ellos hay un mayor número de átomos?

Datos: $A_r(\text{Mg}) = 24,3$; $A_r(\text{Cr}) = 52,0$

5. LA CANTIDAD DE SUSTANCIA

La química es una ciencia que mide cuantitativamente las porciones de las sustancias que ocupa y obtiene en el curso de las reacciones químicas. Además, fija las condiciones experimentales de temperatura, presión, tiempo y otras variables que también deben ser medidas con la misma rigurosidad.

De esta manera, cuando hacemos reaccionar elementos o compuestos, es habitual que las cantidades que de ellos ocupemos se midan en moles o, en todo caso, las expresemos indirectamente a través de su masa o de su volumen.

Ahora bien: si fuera el caso que necesitaríamos comprar algunas sustancias y quisiéramos hacer gala de nuestros conocimientos, podríamos intentar sorprender al dependiente de una tienda de productos químicos pidiéndole $2,6 \times 10^{25}$ átomos de sodio, $1,7 \times 10^{25}$ moléculas de agua y $9,4 \times 10^{23}$ unidades fórmula de sulfato de cobre (II) anhidro. Si el dependiente estuviera al tanto de la relación entre el número de entidades elementales presente en una porción de sustancia y la masa de esa porción, nos entregaría en cifras redondas: 1 kg de sodio; 500 g de agua y 250 g de sulfato de cobre (II) anhidro.

Ahora bien: el dependiente podría habernos puesto en aprietos si nos hubiese dicho que esas sustancias las vende en unidades de cantidad de sustancia, es decir, usando la unidad mol. En este caso tendríamos que haber pedido: 43,2 mol de sodio; 28,2 mol de agua y 1,6 mol de sulfato de cobre II anhidro.

¿Qué es la cantidad de sustancia?

Como la masa, la cantidad de sustancia es una de las siete magnitudes fundamentales del Sistema Internacional de Unidades. Se expresa en moles. Permite relacionar el mundo submicroscópico con el macroscópico.

Su símbolo es n , su unidad es el mol.

El mol se define como la cantidad de una sustancia que tiene tantas entidades elementales como átomos hay en 0,0120 kilogramos de carbono-12. Cuando es usado el mol, las entidades elementales deben ser especificadas y pueden ser átomos, moléculas, iones, electrones, otras partículas o grupos específicos de estas partículas.

Veamos cada aspecto de la definición:

Sustancia: Materia de composición química definida, que tiene propiedades características tales como la densidad, la conductividad eléctrica o el punto de fusión. Ejemplos de sustancias: hierro; agua; alcohol etílico.

Entidad elemental: En general es aquella mínima porción de una sustancia que se considera representativa de ella o que se selecciona como tal. Así por ejemplo, seleccionamos al átomo de oro como la mínima porción de él que representa al elemento oro y a la molécula de agua como la mínima porción de ella que representa al compuesto

molecular agua y a la unidad fórmula NaCl como la mínima porción de la sal que representa al compuesto de estructura gigante cloruro de sodio. El átomo, la molécula y la unidad fórmula son, por lo tanto, ejemplos de entidades elementales.

Pregunta 22

¿La entidad elemental del nitrógeno atmosférico es el átomo de nitrógeno o la molécula dinuclear N_2 ?

Dato: El nitrógeno atmosférico está constituido por moléculas dinucleares.

Comentario: En una porción o muestra de nitrógeno atmosférico hay solamente moléculas de N_2 , cada una de las cuales representa o permite explicar alguna propiedad esencial del conjunto total. La entidad elemental del nitrógeno no es el átomo de nitrógeno puesto que el átomo aislado tiene propiedades físico-químicas diferentes a las del nitrógeno atmosférico.

Como el número de entidades elementales (átomos de carbono en este caso) que hay en 0,0120 kilogramos de carbono-12 es $6,02 \times 10^{23}$, entonces podemos definir en forma resumida que 1,00 mol de cualquier sustancia es:

Decíamos que el símbolo de la magnitud cantidad de sustancia es n .

Para señalar una cantidad de agua correspondiente a 0,1 mol se escribe:

1 mol de sustancia es aquella cantidad de sustancia que contiene $6,02 \times 10^{23}$ entidades elementales de la misma.

$$n_{H_2O} = 0,1 \text{ mol } H_2O$$

La cantidad de sustancia no es un número de entidades elementales, pues la magnitud tiene una unidad, que para este caso es el mol. Tampoco es una masa ni un volumen, pues la masa se mide en unidades de masa como el gramo, por ejemplo, y el volumen se mide en unidades de volumen, como el litro, por ejemplo.

La cantidad de sustancia es una magnitud que es proporcional al número de entidades elementales de la sustancia.

Ejemplo: Una porción de plata que tiene $1,204 \times 10^{24}$ de entidades elementales (átomos de plata en este caso) corresponde a una cantidad de plata igual a 2,00 mol. Esto se indica de la manera siguiente:

$$n_{Ag} = 2,00 \text{ mol } Ag$$

5.1 Conceptos asociados a la cantidad de sustancia

La masa molar

Para conocer la masa que corresponde a una cierta cantidad de sustancia de un elemento, debemos conocer la masa atómica relativa del elemento.

Por ejemplo: ¿Cuál es la masa de 1,0 mol de magnesio?

De acuerdo con la definición de cantidad de sustancia 1,0 mol de magnesio corresponde a una porción de $6,02 \times 10^{23}$ átomos de magnesio.

Por otra parte como $A_r(\text{Mg}) = 24,3$ entonces en 24,3 g hay $6,02 \times 10^{23}$ átomos de magnesio.

Por lo tanto, la masa de 1,0 mol de magnesio es 24,3 g.

El nexo entre la cantidad de sustancia y la masa correspondiente a dicha cantidad se encuentra en el hecho de que cuando expresamos la masa atómica relativa de un elemento, o la masa molecular relativa de un elemento o un compuesto molecular o la masa fórmula relativa de un compuesto de estructura gigante y le añadimos la unidad gramo, en esas porciones siempre hay $6,02 \times 10^{23}$ entidades elementales.

A la masa de un mol de cualquier sustancia la llamaremos masa molar (M).

La masa molar es aquella masa que corresponde a $6,02 \times 10^{23}$ entidades elementales de la sustancia.

Sus unidades son unidades de masa dividido por unidades de cantidad de sustancia, como por ejemplo g/mol.

Ejemplos:

1) $M_{\text{K}} = 39,10$ g/mol K

Justificación: Como $A_r(\text{K}) = 39,10$, entonces en 39,10 g de potasio hay $6,02 \times 10^{23}$ entidades elementales (átomos, en este caso).

2) $M_{\text{H}_2\text{O}} = 18,02$ g/mol H_2O

Justificación: Como $M_r(\text{H}_2\text{O}) = 18,02$ entonces en 18,02 g de agua hay $6,02 \times 10^{23}$ entidades elementales (moléculas, en este caso).

3) $M_{\text{CaO}} = 56,10$ g/mol CaO

Justificación: Como $M_r(\text{CaO}) = 56,10$ entonces en 56,10 g de óxido de calcio hay $6,02 \times 10^{23}$ entidades elementales (unidades fórmula, en este caso).

5.2 Aplicación de la masa molar

5.2.1 En el cálculo de la cantidad de sustancia correspondiente a una porción de masa conocida de una sustancia y viceversa.

Veamos un par de ejemplos antes de volver a los problemas.

Ejemplo 1:

¿Qué cantidad de sustancia corresponde a 50,00 g de magnesio? Dato $A_r(\text{Mg}) = 24,31$.

Paso 1. Como $A_r(\text{Mg}) = 24,31$, luego en 24,31 g de Mg hay $6,02 \times 10^{23}$ átomos.

Es decir, $M_{\text{Mg}} = 24,31$ g/mol Mg

Paso 2. Ahora, podemos aplicar la siguiente proporción en la que pretendemos calcular la cantidad de sustancia que hay en 50,00 g:

$$\frac{24,31 \text{ g Mg}}{1,00 \text{ mol Mg}} = \frac{50,00 \text{ g Mg}}{x}$$

$x = 2,06$ mol Mg, es decir $n_{\text{Mg}} = 2,06$ mol Mg

También podemos utilizar la relación:

$$n = m/M$$

n : cantidad de sustancia;

m : masa de la porción;

M : masa molar de la sustancia.

Dicho en palabras: la cantidad de sustancia que corresponde a 50,00 g de Mg es 2,06 mol de Mg.

Es incorrecto decir “el número de moles es 2,06”, pues la cantidad de sustancia es una magnitud física y no un número).

Si tenemos una porción de 30,0 g de cobre decimos correctamente que su masa es 30,0 g ($m_{\text{Cu}} = 30,0$ g) y no decimos o no deberíamos decir: “el número de gramos de cobre es 30”.

Ejemplo 2

¿Qué masa en gramos corresponden a 4,80 mol de NaCl?

Paso 1 Sabemos que $M_r(\text{NaCl}) = 58,45$, luego $M_{\text{NaCl}} = 58,45$ g/mol

Paso 2 Como $n = \frac{m}{M}$ entonces $m = n \times M$

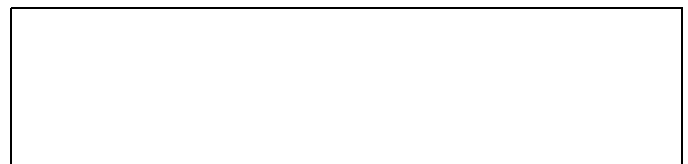
luego $m_{\text{NaCl}} = 4,80 \text{ mol} \times 58,45 \text{ g/mol}$

$$m_{\text{NaCl}} = 280,56 \text{ g.}$$

Pregunta 23

Expresen la masa de 30,00 g de cloruro de magnesio (MgCl_2) en unidades de cantidad de sustancia.

Datos: $A_r(\text{Mg}) = 24,3$; $A_r(\text{Cl}) = 35,5$



5.2.2 En el cálculo del número de entidades elementales que hay una porción de sustancia de masa conocida

Vayamos nuevamente a los ejemplos.

Ejemplo 1

¿Cuántas moléculas y átomos de flúor hay en 22,50 g del elemento?

Dato: la entidad elemental del flúor es una molécula dinuclear (F_2).

El procedimiento que se ofrece es uno de tantos. Puede servir como orientación inicial.

Paso 1. Usando una tabla periódica o una tabla de masas atómicas relativas comprobamos que: $A_r(F) = 19,00$ lo que implica que $M_r(F_2) = 38,00$, lo que permite establecer que en 38,00 g del elemento hay $6,02 \times 10^{23}$ moléculas.

Paso 2. Cálculo del número de moléculas:

Por medio de una proporción podemos arribar a que si 38,00 g de flúor corresponden a la masa de $6,02 \times 10^{23}$ moléculas, entonces 22,50 g corresponderán a la masa de $3,56 \times 10^{23}$ moléculas.

Paso 3. Cálculo del número de átomos:

Como sabemos que cada molécula de flúor aporta dos átomos, $3,56 \times 10^{23}$ moléculas aportarán $7,12 \times 10^{23}$ átomos.

Otro enfoque para el mismo problema usando "fórmulas"

Paso 1. Cálculo del número de moléculas:

Podemos calcular la cantidad de sustancia que hay en 22,50 g de flúor utilizando la relación:

$$n_{F_2} = \frac{m_{F_2}}{M_{F_2}}$$

Reemplazando se tiene:

$$n_{F_2} = \frac{22,50 \text{ g}}{38,00 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}$$

$$n_{F_2} = 0,59 \text{ mol } F_2$$

Es decir: $3,56 \times 10^{23}$ moléculas de F_2 corresponden a la cantidad de 0,59 mol de moléculas F_2 .

Paso 2. Cálculo del número de átomos:

Como 1,00 mol de F_2 corresponden a 2,00 mol de átomos F, entonces en $3,56 \times 10^{23}$ moléculas de F_2 hay $7,12 \times 10^{23}$ átomos de F.

5.3 La constante de Avogadro

Antes de presentar formalmente la constante de Avogadro, propongan un camino y llévenlo a la práctica que permita calcular la cantidad de sustancia que corresponde a un cierto número de átomos, como lo solicita la pregunta siguiente:

Pregunta 24

Expresen en cantidad de sustancia una porción de helio que contiene $1,0 \times 10^{24}$ átomos.

Datos: el helio es un elemento mononuclear.



Si la respuesta fue: $n_{He} = 1,7$ mol He, el planteamiento usado por el grupo es probablemente adecuado (decimos probable pues a lo mejor llegaron al resultado correcto sólo por casualidad).

Una forma clara de resolver este tipo de problemas es utilizando la información de que el cociente que se indica es constante:

$$\frac{6,02 \times 10^{23} \text{ entidades elementales}}{\text{mol}} = \text{constante}$$

Lo es, pues estamos ciertos que 1,0 mol de cualquier sustancia corresponde a $6,02 \times 10^{23}$ entidades elementales.

A esta constante se le conoce como constante de Avogadro en honor al científico italiano del mismo nombre. El símbolo de esta constante es N_A

$$N_A = \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ entidades elementales}}{\text{mol}}$$

De lo que se deduce que la cantidad de sustancia puede calcularse a partir de las entidades elementales que hay en una porción de la sustancia, usando la expresión siguiente:

$$n = \frac{N}{N_A}$$

n : cantidad de sustancia.

N : número de entidades elementales de una sustancia dada.

N_A : Constante de Avogadro.

Apliquemos esta información para el siguiente caso: Determinemos la cantidad de sustancia presente en una porción de ozono que contiene $3,01 \times 10^{23}$ entidades elementales.

Nota: el oxígeno se presenta en la estratosfera asociado en moléculas trinucleares de fórmula (O_3). Dato $A_r(O) = 16,0$.

En las preguntas siguientes, la información adicional que pudieran necesitar deberán consultarla en una tabla periódica o de masas atómicas relativas.

Aplicando la relación se tiene:

$$n_{O_3} = \frac{N}{N_A} = \frac{3,01 \times 10^{23} \text{ moléculas}}{6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas}} = 5,00 \times 10^{-1} \text{ mol}$$

Lo cual se lee como: la cantidad de ozono molecular es 0,5 mol.

Noten ustedes que hemos usado el término “cantidad de sustancia de ozono molecular”, en lugar de “cantidad de sustancia de ozono”, porque el ozono es una sustancia y es redundante utilizar esta palabra seguida de “ozono”, además de que la IUPAC recomienda decir cuáles son las entidades elementales que se están contando, en este caso moléculas de ozono. Que quede claro que al decir “cantidad de ozono molecular” nos estamos refiriendo a ‘cantidad de sustancia’ no al número de entidades elementales. Igualmente, a partir de ahora en lugar de decir “cantidad de sustancia de cobre”, podremos decir “cantidad de cobre” o “cantidad de cobre atómico” ya que la sustancia a la que estamos haciendo referencia es el cobre y decir “cantidad de sustancia de cobre” resulta ser demasiado redundante.

Pregunta 25

Qué cantidad de átomos hay en una porción de ozono que contiene $3,01 \times 10^{23}$ entidades elementales.

Comentario: Cuando tenemos una sustancia polinuclear, como por ejemplo el ozono, O_3 , y se nos pide determinar la cantidad de átomos que hay en una porción de esta sustancia, debemos considerar precisamente que cada molécula de ozono aporta tres átomos. Por lo tanto, si tenemos 0,5 mol de ozono (O_3), el número de átomos de oxígeno expresado en unidades de cantidad de sustancia serán 1,5 mol átomos O.

Esto puede verse más claramente de la siguiente manera:

$$\text{cantidad de átomos} = 0,5 \text{ mol } O_3 \times \frac{3 \text{ mol de átomos}}{1 \text{ mol } O_3}$$

$$\text{cantidad de átomos} = 1,5 \text{ mol}$$

Ahora, cinco preguntas adicionales para que refuercen su aprendizaje.

Pregunta 26

Se tiene una muestra de 25,00 g de H_2O_2 ; determinen lo que se les indica a continuación:

- a) La cantidad de agua oxigenada.
- b) El número de entidades elementales de agua oxigenada.
- c) La cantidad de átomos de hidrógeno contenidos en la muestra.
- d) La cantidad de átomos de oxígeno contenidos en la muestra.

Pregunta 27

¿Cuál es la masa en gramos de $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de O_2 ?

Pregunta 28

Evalúen la siguiente afirmación: “Como la masa relativa del NaCl es 58,45, si “pesamos” 58,45 g de cloruro de sodio, en esa masa encontraríamos $6,02 \times 10^{23}$ unidades fórmula de NaCl.

Pregunta 29

¿Dónde hay mayor número de átomos, en 20,0 g de cobre o en 10,0 g de aluminio?

Pregunta 30

En un contenedor hay $4,5 \times 10^{21}$ moléculas de nitrógeno molecular (N_2). Expresen en cantidad de nitrógeno dinuclear este número de moléculas.

Algunos ejercicios de repaso

Pregunta 31

¿Qué significa la expresión $M_r(NH_3) = 17$

Pregunta 32

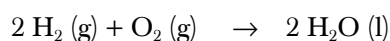
Se dispone de una porción de azufre de fórmula molecular S_8 . Comenten si la siguiente afirmación es adecuada: “La masa de un mol de azufre octanuclear es 32,00 g”. Justifiquen su respuesta.

6. LA ECUACIÓN QUÍMICA COMO UNA FORMA DE DESCRIBIR LA PROPORCIÓN EN CANTIDAD DE SUSTANCIA EN QUE PARTICIPAN REACTANTES Y PRODUCTOS

Estamos en condiciones de interpretar a una ecuación química no sólo como una proporción en masa en que se relacionan reactantes y productos (visión macroscópica), sino también como una proporción en cantidad (visión submicroscópica).

Ejemplo:

El agua se puede producir por la reacción de hidrógeno gaseoso y oxígeno gaseoso de acuerdo con la siguiente ecuación que indica además el estado físico de las sustancias participantes.



La ecuación entrega mucha información entre la cual se destaca la siguiente:

- El hidrógeno reacciona con el oxígeno dando como producto agua.
- En forma macroscópica se aprecia que los reactantes se asocian en una proporción en masa de 4,0 g de hidrógeno por 32,0 g de oxígeno produciéndose 36,0 g de agua es decir, 1:8:9 (1 gramo de hidrógeno reacciona con 8 gramos de oxígeno produciendo 9 gramos de agua).
- Los reactantes se asocian en una proporción en cantidad de 2 moles de moléculas de hidrógeno por 1 mol de moléculas de oxígeno.

Dependiendo de las moléculas que realmente reaccionan

se obtendría la misma cantidad de moléculas de agua que las de hidrógeno utilizadas, o el doble de la cantidad de moléculas de oxígeno ocupado.

Apliquemos este conocimiento en la resolución de los siguientes problemas:

Pregunta 33

¿Qué cantidad de agua se formaría si se hace reaccionar 60,0 g de hidrógeno molecular con suficiente oxígeno molecular?

Pregunta 34

¿Qué masa de agua se formaría si se hace reaccionar 10,0 mol de oxígeno molecular con suficiente hidrógeno molecular?

Pregunta 35

¿Qué masa y qué cantidad de agua se formaría si se hacen reaccionar 30,0 mol de hidrógeno molecular con 320,0 g oxígeno molecular?

Comentario: Es conveniente interpretar una ecuación química en términos de la proporción en cantidad de sustancia en que interactúan las sustancias participantes. Si la información inicial de las sustancias viene dada en unidades de masa (o de volumen, como veremos en otra oportunidad), conviene expresarla en unidades de cantidad de sustancia. De este modo podemos comparar esta información con la que provee la ecuación debidamente balanceada. De esta manera, los datos que se obtienen vienen expresados en unidades de cantidad de sustancia, los cuales pueden expresarse en unidades de masa aplicando la masa molar correspondiente.