

Una aproximación a la enseñanza del concepto de cantidad de sustancia

Hernán Ovalle Garzón

Universidad Nacional de Colombia

Facultad de Ciencias

Programa de Maestría en la Enseñanza de las Ciencias Exactas y Naturales

Bogotá, D.C.

2011

Una aproximación a la enseñanza del concepto de cantidad de sustancia

Hernán Ovalle Garzón
Código: 01186507

Trabajo final presentado como requisito parcial para optar al título de
Magister en Enseñanza de las Ciencias Exactas y Naturales.

Director:

Prof. Jesús Sigifredo Valencia Ríos, Dr. Sc.
Departamento de Química

Universidad Nacional de Colombia

Facultad de Ciencias

Programa de Maestría en la Enseñanza de las Ciencias Exactas y Naturales

Bogotá, D.C.

2011

A mi madre que con su fortaleza y terco ejemplo me ha impulsado a lograr aquellas cosas que nunca hubiese imaginado.

A mi padre y hermanos que han contribuido a ser de mi lo que soy hoy.

Agradecimientos

Agradezco especialmente al profesor Jesús Sigifredo Valencia Ríos que con sus valiosos aportes y observaciones asertivas permitió que este trabajo fuera concluido de acuerdo a lo propuesto.

Resumen

El proceso de enseñanza aprendizaje del concepto cantidad de sustancia es siempre complejo tanto para el docente como para el estudiante por que se requieren elementos cognitivos que en la mayoría de los casos son débiles o inexistentes, habilidades de abstracción y cálculo matemático que no son privilegiadas en el sistema educativo actual. Se propone entonces una alternativa para la apropiación del concepto a través de la resolución de problemas que exija tanto del estudiante como del docente el reconocimiento y distinción de otras unidades de medida estrechamente relacionadas con la unidad empleada para expresar la cantidad de sustancia, el mol.

Palabras clave: cantidad de sustancia, mol, aprendizaje activo.

Abstract

The teaching-learning process of the concept “amount of substance” is always complex for both teachers and students because, in most of the cases, the required cognitive elements are weak or nonexistent, skills of abstraction and math calculations that are not privileged in the current educational system. So an alternative to learn the concept through problem solving is proposed, which demands that teachers and students recognize and distinct other measurement units closely related to the one used to express the amount of a substance, the mole.

Keywords: quantity of substance, mol, active learning.

Contenido

Resumen	
Introducción	
1. El concepto de cantidad de sustancia	
2. Leyes ponderales de la química	
2.1 Ley de las proporciones definidas	
2.2 Ley de las proporciones múltiples	
3. Fórmulas químicas	
3.1 Fórmula molecular	
3.2 Fórmula empírica	
3.3 Fórmula estructural	
4. Estequiometría de partículas	
4.1 Mol de átomos	
4.2 Mol de moléculas	
4.3 Masa molar	
4.3.1 Masa molar de átomos	
4.3.1 Masa molar de moléculas	
5. Hipótesis de Avogadro	
6. Método de aproximación al número de Avogadro	
7. Mol	
8. Esa cosa llamada mol	
9. Problemas propuestos	
10. Conclusiones y recomendaciones	
Bibliografía	

Introducción

Ciertos conceptos básicos y fundamentales para la comprensión y el avance en el estudio de la química se hacen complejos por sus requerimientos de abstracción y manejo de algunos elementos de las matemáticas, que en general suelen ser un dolor de cabeza para los estudiantes y docentes de secundaria, ya que en el actual sistema educativo no se hace énfasis en este tipo de habilidades cognitivas. Se requiere la presentación de una propuesta que permita la aprehensión del concepto de cantidad de sustancia diferenciándolo claramente de otros conceptos estrechamente relacionados pero sin duda diferentes.

La resolución de problemas permite al estudiante demostrar que su conocimiento y apropiación del concepto es lo suficientemente profundo como para no solo resolver un cálculo explícito, sino como para dar solución a una situación que ofrece dificultades con una salida no inmediata y poco evidente. De esta manera el proceso de enseñanza aprendizaje se fortalece y se convierte en algo en donde tanto los docentes como los estudiantes sacan provecho al ampliar su panorama conceptual y cognitivo mediante la construcción y desarrollo de capacidades mentales poco desarrolladas en la educación media.

Por otro lado el reconocimiento de la epistemología de los conceptos expuestos, permite identificar la importancia del uso adecuado de los mismos y la necesidad histórica de la búsqueda y construcción de unidades que permitan medir cantidades inimaginables por los seres humanos, ya que desbordan cualquier cantidad manejable en el mundo real.

En la literatura abierta se han publicado varios trabajos sobre el concepto de cantidad de sustancia, pero aun cuando hacen el análisis de las dificultades para la comprensión del concepto y los requerimientos necesarios para cumplir con esta tarea, no proponen ninguna actividad concreta para mejorar el proceso de enseñanza aprendizaje. El propósito fundamental de este trabajo es la postulación de una serie de problemas que permitan la construcción personal del concepto cantidad de sustancia y su relación con otros conceptos.

1.El concepto de cantidad de sustancia

Los antiguos romanos usaban el término “mole” para referirse a piedras muy pesadas que eran usadas para construir rompeolas en los puertos marinos o como señales viales primitivas en los caminos y carreteras. Este término aun es usado y existe en el idioma español con el mismo significado. Derivado de esta palabra procede el termino demoler que significa derribar una construcción, o romper las moles de una edificación en pedazos.

El término molar (que en latín significa gran masa) se introdujo en la química a través de August Wilhelm, un químico alemán, en 1865. Se propuso su uso para hablar sobre una masa macroscópica, a diferencia del uso del término “molécula” que quería decir masa submicroscópica.

En 1900 el fisicoquímico y filósofo alemán, ganador del premio Nobel en química, Friedrich Ostwald estableció por primera vez la idea de mol como el peso normal o molecular de una sustancia expresado en gramos; esto implica usar la palabra mol asociada con las magnitudes de masa, referencia que quedó grabada en la mente de muchos profesores durante décadas.

Con posterioridad la comunidad científica (IUPAP) introdujo la magnitud cantidad de sustancia en 1957. El mol, como unidad en el Sistema Internacional de la magnitud cantidad de sustancia, fue oficialmente definido por la IUPAP (International Union of Pure and Applied Physics) en el año 1957 y por la IUPAC (International Union of Pure and Applied Chemistry) en 1967, como: “El mol es la cantidad de sustancia de un sistema que contiene tantas entidades elementales como átomos hay en 0,012 kg de ^{12}C ”.

“Al emplearse el mol debe especificarse el tipo de entidades elementales; estas pueden ser átomos, moléculas, iones, electrones u otras entidades o grupos especificados de tales entidades”, sin embargo cabe anotar que de acuerdo al concepto de algunos autores por definición es imposible hablar de moles de electrones u otras partículas subatómicas ya que estas no son sustancia en sí mismas.

2. Leyes ponderales de la química

Las sustancias químicas tienen composiciones definidas esto significa que las relaciones másicas entre sus componentes son invariables, fijas. Una serie de leyes llamadas leyes ponderales hacen referencia a esta importante característica que se mantiene independientemente de la fuente o forma por medio de la cual se obtienen dichas sustancias.

Un compuesto es una sustancia pura constituida por átomos de elementos de diferente naturaleza o clase y que se puede descomponer en sustancias más simples por medio de diferentes procedimientos químicos.

Un elemento es una sustancia pura constituida por átomos idénticos unos a otros, es decir de igual naturaleza o tipo. Los elementos no pueden ser descompuestos en sustancias más simples.

2.1 Ley de las proporciones definidas

En el año de 1799 el químico francés Joseph Proust postuló la ley de las proporciones definidas.

“Muestras diferentes de cualquier compuesto puro contienen los mismos elementos en la misma proporción en masa” [6]

La ley de proporciones definidas, también conocida como ley de la composición constante se fundamenta en el hecho de que un compuesto puede ser separado en sus constituyentes primarios en proporciones de masa fija.

El agua por ejemplo independiente mente del lugar de donde sea tomada podrá ser descompuesta en dos sustancias más sencillas denominadas elementos, hidrógeno y oxígeno, en proporción másica de 11,1% y 88,9% respectivamente. Estos elementos tiene características muy diferentes entre sí y a su vez diferentes al compuesto del cual se obtuvieron, sin embargo todo el oxígeno y todo el hidrogeno presentes en el universo conservan idénticas características. Existe más de un millón de compuestos químicos conocidos actualmente y su número va en incremento, debido a nuevos descubrimientos y a la posibilidad de sintetizar sustancias no presentes en la naturaleza en un laboratorio.

2.2 Ley de las proporciones múltiples

“Si dos elementos pueden combinarse para formar más de un compuesto la masa de uno de los elementos que se combina con una masa fija del otro mantiene una relación de números enteros pequeños” [5]. En otras palabras lo que el científico inglés Jhon Dalton afirmó en 1808 con esta ley, es que si dos elementos pueden dar origen a varios compuestos diferentes, estos se combinaran en cantidades fijas que se pueden expresar en números enteros. Por ejemplo el carbono y el oxígeno pueden formar dos compuestos conocidos, el monóxido de carbono (CO) y el dióxido de carbono (CO₂). Es claro que la proporción de oxígeno en el monóxido y en el dióxido es de 1:2.

3. Fórmulas químicas

Para expresar la composición de una molécula o de un compuesto iónico se emplean fórmulas químicas, que suministran información acerca de los elementos presentes en dichas sustancias y la proporción en la cual se combinan.

3.1 Fórmula molecular

La fórmula molecular indica la cantidad exacta y tipo de átomos que componen la mínima unidad una sustancia pura. Por ejemplo la fórmula H_3PO_4 , correspondiente al ácido fosfórico, indica que el compuesto está constituido por átomos de los elementos hidrógeno, fósforo y oxígeno; además de lo anterior la fórmula indica la proporción en la cual están combinados estos elementos, 3:1:4 respectivamente.

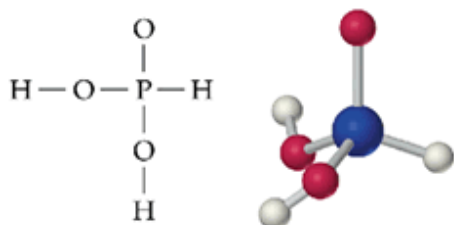
3.2 Fórmula empírica

La fórmula empírica o mínima indica cuáles son los elementos presentes en una sustancia y su proporción mínima expresada en números enteros, este tipo de fórmula no ofrece necesariamente información sobre el número total de átomos presentes en la

molécula de la sustancia. En algunos casos la fórmula empírica y la fórmula molecular de un compuesto son idénticas, por ejemplo en el caso de la fórmula del ácido fosfórico H_3PO_4 , está a su vez es molecular y empírica, ya que no es posible obtener una relación másica de sus componentes más sencilla en números enteros; caso contrario ocurre con la fórmula del peróxido de hidrógeno H_2O_2 , que puede ser simplificada como HO, esta fórmula empírica muestra con claridad cuales elementos componen el peróxido de hidrógeno y en qué proporción pero no incluye la cantidad total de átomos constituyentes de la molécula.

3.3 Fórmula estructural

La fórmula estructural de un compuesto químico es una representación gráfica de la estructura molecular de un compuesto, en la cual es posible observar el tipo de átomos y la cantidad de los mismos que conforman la molécula, así como su disposición en el espacio y las uniones interatómicas o enlaces químicos que la conforman.



Fuente: <http://www.textoscientificos.com/imagenes/quimica/oxidos-fosforo-1.gif>

En la fórmula molecular del ácido fosfórico es evidente que la molécula está compuesta por tres átomos de oxígeno, tres átomos de hidrógeno y un átomo de fósforo.

Es posible observar que el átomo central del compuesto es un átomo de fósforo y que se unen directamente a él, rodeándolo, tres átomos de oxígeno y uno de hidrógeno; los otros dos átomos de hidrógeno, se unen a dos de los oxígenos que conforman la estructura molecular.

3.4 Fórmula condensada

En una fórmula condensada se busca hacer un conteo de los átomos de cada elemento presentes en una molécula.

Por ejemplo en el caso del compuesto metanol, de fórmula molecular CH_3OH , se presenta como su fórmula condensada la siguiente CH_4O . En este caso la fórmula condensada del metanol indica cuantos átomos por cada elemento constituyen la molécula.

4. Estequiometría de partículas

Desde hace mucho tiempo, la humanidad ha ideado y adoptado formas de cuantificar los diferentes objetos que forman parte de su quehacer diario, es así como aparece el término decena para hablar de grupos de diez unidades, centenas para hablar de grupos de cientos, millar para grupos de miles, docenas grupos de doce, entre otros. Esto suele ser muy útil cuando se trata de contabilizar objetos de tamaño macroscópico y aún microscópico en cantidades relativamente pequeñas. Pero cuando se pasa al mundo de lo extremadamente pequeño, como lo es el mundo atómico o subatómico, esta forma de cuantificación suele ser impráctica e inútil en algunos casos. Los átomos tienen un tamaño sumamente pequeño, es así como en una cucharadita de azúcar se pueden encontrar “innumerables” átomos de carbono constituyendo esta sustancia de uso frecuente.

El mol es la unidad de medida de la cantidad de sustancia que equivale a un paquete de $6,022 \times 10^{23}$ unidades; estas unidades pueden ser electrones, protones, neutrones, átomos, moléculas o iones moleculares. Esta unidad de medida ampliamente usada en la química puede generar confusión con unidades de medida de otras magnitudes como masa y peso.

Como referencia se tiene que un mol de átomos de carbono (^{12}C) tiene exactamente una masa de 12,000 g y contiene $6,022 \times 10^{23}$ átomos de carbono. Esta cantidad de carbono corresponde a la masa molar (M) para el isótopo de carbono 12 que se define como la masa de un mol de unidades (átomos o moléculas) de una sustancia. La masa molar del carbono es numéricamente idéntica a su masa expresada en unidades de masa atómica (u). Es decir si se conoce la masa atómica de un elemento se conoce su masa molar.

Conociendo la masa molar y la cantidad de partículas equivalentes a un mol es posible hallar la masa de un solo átomo de un elemento.

4.1. Mol de átomos

Sabiendo que la masa atómica del isótopo de carbono 12 (^{12}C) es de 12,000 g y que existen $6,022 \times 10^{23}$ átomos de carbono en un mol de carbono se tiene que:

$$\frac{12 \text{ g átomos de carbono}}{6,022 \times 10^{23} \text{ átomos de carbono}} = 1,993 \times 10^{-23} \text{ g}$$

El resultado obtenido corresponde al valor de la masa de un átomo del isótopo de carbono 12, la cual es sumamente pequeña e imposible de medir de manera directa. Con estas relaciones entre átomos, moles y masa es posible desarrollar un sinnúmero de situaciones problemáticas que involucran los conceptos que hay detrás de estas magnitudes.

4.2. Mol de moléculas

No todos los elementos se presentan en forma atómica de manera natural, muchos de ellos forman asociaciones, grupos, conjuntos de más de un átomo; en este caso se dice que el elemento se encuentra en forma poliatómica o que hace parte de una molécula. En cualquier caso, es imprescindible conocer el número de átomos presente en una

molécula del elemento o una molécula del compuesto para realizar una adecuada contabilización de los mismos.

Cuando se hace referencia a una mol de moléculas se está diciendo que se tiene un número de moléculas del elemento o compuesto equivalente al número de Avogadro, es de esperarse que este número se vea afectado por un factor que representa la cantidad de átomos de un elemento presentes en cada molécula cuando se hable de moles de átomos de dicho elemento en la mol de moléculas.

Como ejemplo de ello, es posible afirmar que un mol de moléculas de agua es equivalente a $6,022 \times 10^{23}$ moléculas de agua. A su vez se sabe que una molécula de agua está constituida por dos átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno; por tanto si se desea saber cuántos átomos de hidrógeno hay en un mol de moléculas de agua, basta con multiplicar el número de Avogadro por el número de átomos de hidrógeno presentes en una molécula de agua así:

$$6,022 \times 10^{23} \text{ moléculas de agua} \times \frac{2 \text{ átomos de Hidrógeno}}{\text{Moléculas de agua}} = 1,244 \times 10^{24} \text{ átomos de Hidrógeno}$$

4.3. Masa molar

En estricto sentido la masa molar corresponde a la medida de la cantidad de materia que comprende un mol de una sustancia. Sin embargo es necesario diferenciar entre masas molares de átomos para elementos y masas molares de moléculas para elementos moleculares y compuestos.

4.3.1. Masa molar de átomos

Se trata de átomos de diferentes elementos tienen masas atómicas distintas debido a su naturaleza, si se tiene una cantidad de átomos de un mismo elemento correspondientes en número a la constante de Avogadro, entonces se tendrá un mol del elemento y a este mol se le podrá relacionar una masa, esta será la masa de esa mol de átomos o masa molar de átomos de dicho elemento.

4.3.2. Masa molar de moléculas

Los compuestos y algunos elementos químicos como el hidrógeno, el oxígeno, el cloro y el nitrógeno, por mencionar algunos que forman agrupaciones de átomos unidos por enlaces químicos, son entidades llamadas moléculas. En este caso cuando se cuenta con una cantidad de moléculas de un elemento o un compuesto equivalentes al número de Avogadro se dice que se tiene un mol de moléculas, las cuales como en el caso de los átomos de un elemento tienen asociada una masa conocida como la masa molar molecular.

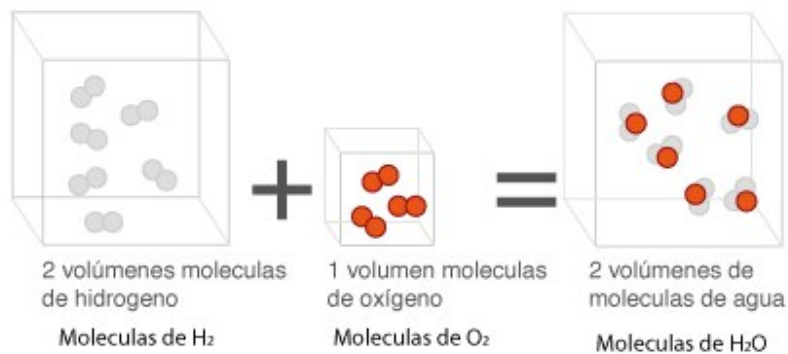
5. Hipótesis de Avogadro

Las partículas últimas de ciertas sustancias elementales (H_2 , N_2 , O_2 , F_2 y Cl_2) que a condiciones termodinámicas estándar son gases, no se presentan como átomos individuales sino agregados de átomos (en general duplas), a los que dio el nombre de moléculas (del latín *pequeñas moles o masas*). Avogadro aceptaba la teoría atómica de Dalton en la cual los átomos son indestructibles, y sus demás postulados, pero no así sus ideas sobre la composición de las moléculas tanto de las sustancias elementales como de los compuestos. Para Avogadro las partículas últimas de los elementos gaseosos eran también compuestas aunque formadas de átomos iguales; así, los átomos constituyen las unidades últimas que toman parte en los cambios químicos mientras que las moléculas son las partículas físicamente separadas que integran los gases. En las reacciones entre cuerpos gaseosos las moléculas se rompen en sus átomos constituyentes, para unirse en los productos de manera distinta. [10]

La llamada hipótesis de Avogadro plantea que volúmenes iguales de cualquier gas, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, poseen igual número de

moléculas. Por ejemplo, la relación en la formación de agua (a partir de hidrógeno y de oxígeno) debería ser, según Dalton, 1 volumen de hidrógeno : 1 volumen de oxígeno : 1 volumen de agua, y no de 2:1:2 como se encontró, experimentalmente. Este hecho lo explica Avogadro al suponer que las moléculas de gases como el hidrógeno, cloro, nitrógeno, oxígeno.... son diatómicas, y que las moléculas como el agua, el amoníaco y el gas carbónico, no tienen por qué contener forzosamente sólo dos átomos. Si el agua, por ejemplo, tiene en su molécula dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno (H_2O), puede explicarse la relación de volúmenes de combinación conforme indica la figura:

Hipótesis de avogadro



6. Método práctico para obtener una aproximación al número de Avogadro

Una práctica propuesta por Langmuir en 1919, permite calcular aproximadamente, una cantidad tan grande como el número de Avogadro, y un tamaño tan pequeño como el de una molécula. Aunque es imposible la medición directa del tamaño de una molécula por procedimientos asequibles al común de las personas, si es posible obtener una valoración del orden de magnitud de sus dimensiones, empleando un método indirecto.

El fundamento del experimento es el siguiente:

Cuando se añade una gota de ácido oleico sobre agua, ésta se extiende formando una fina película sobre la superficie del agua, y si ésta es suficientemente grande, la capa llegará a ser de espesor molecular. El ácido oleico, de fórmula $C_{17}H_{33}-COOH$, está formado por un componente alquílico (la cadena de carbonos, con un doble enlace central, $C_{17}H_{33}$ -, que es hidrófoba, y el grupo carboxilo, $-COOH$, polar, que es hidrófilo. Así las moléculas de ácido oleico se ordenarán por la superficie del agua, de forma que la cadena alquílica, se dirija hacia el exterior. La capa teóricamente será de espesor monomolecular siempre y cuando la superficie del agua sea mayor de lo que necesitan las moléculas para orientarse. Por eso se necesita una cantidad muy pequeña de ácido oleico, que se consigue, disolviéndolo en un líquido volátil, para que al adicionar una gota de la disolución sobre agua, se elimine rápidamente el disolvente. La disolución deberá tener una muy baja concentración, y el disolvente utilizado puede ser n-hexano.

Materiales.

Cubeta amplia.

Gotero.

Regla graduada.

Disolución de ácido oleico en n-hexano (1 gota de ácido oleico en 0,5 L de n-hexano).

Material sólido finamente dividido (talco, esporas de licopodio, hojas molidas y tamizadas).

Procedimiento.

1. Se llena una cubeta con agua hasta el borde.
2. Se espolvorea el sólido finamente dividido sobre la superficie del líquido, cuidando que quede distribuido de manera uniforme.
2. Una vez que la superficie del agua esté en reposo, se añade en el centro de la cubeta una gota de la disolución de ácido oleico.
3. La gota, al extenderse queda limitada por el polvo fino en forma de círculo (no muy perfecto), cuyo diámetro medio se obtiene realizando varias medidas y promediándolas.
4. A partir del tamaño de la gota y del volumen del ácido oleico contenido en la mancha, es posible determinar las dimensiones aproximadas de la molécula del ácido oleico, y a su vez con la densidad de éste y su masa molar, se evalúa el número de Avogadro con para propósitos de comparación con el valor de referencia.

Datos

-Densidad del ácido oleico, $r = 0,895 \text{ g cm}^{-3}$

-Masa molar del ácido oleico, $M = 282 \text{ g mol}^{-1}$

Datos que se deben obtener durante la experiencia:

-Número promedio de gotas de ácido oleico en $1,0 \text{ cm}^3$ de ácido puro $n_G =$

Se añade una gota de oleico puro en 500 mL de n-hexanol puro.

-Volumen de una gota de ácido oleico puro $V_G =$

-Concentración de ácido oleico en la disolución de n-hexano $C =$

Se añade una gota de la disolución de etanol sobre el agua espolvoreada con talco. Se obtiene una mancha de ácido sobre el agua.

-Diámetro promedio de la mancha $D =$

-Superficie de la mancha $S =$

-Mililitros de ácido oleico que hay en la mancha: $V_m = V_G * C =$

-Masa de ácido oleico que hay en la mancha: $m = V_m * D$

Se admite que las moléculas de ácido oleico son prismas de base cuadrada de lado a y altura h y que están juntas. La superficie de la mancha S por la altura h nos da el volumen de oleico añadido al agua = volumen de la mancha

$$V_m = S * h \Rightarrow h = \frac{V_m}{S} =$$

Se plantea como hipótesis que la altura de la molécula es diez veces mayor que el lado a

- El volumen de una molécula es : $V = a^2 \cdot h = \frac{h^3}{100} =$

-Sea n el número de moléculas de ácido oleico que existen en la mancha y N_A el número de Avogadro.

$$\frac{n}{N_A} = \frac{m}{282} \Rightarrow N_A = \frac{282 \cdot n}{m} =$$

-Número de moléculas en la mancha: n

-Masa de ácido oleico que hay en la mancha: m

$nV =$ volumen de la mancha $= V_m$

7. El concepto de mol

La unidad de masa atómica constituye una escala relativa de masas de los elementos, pero debido a que los átomos tienen masas extremadamente pequeñas no es posible construir una balanza que permita medir la masa de una poca cantidad de átomos. En la cotidianidad suelen emplearse grandes cantidades de átomos en pequeñas muestras, del orden de miligramos o mayores, por tanto es necesario contar con una unidad que permita hacer referencia a cantidades grandes de átomos. Comúnmente existen una serie de expresiones para hacer referencia a “paquetes” o grupos de elementos, como la docena (12), la centena (100), el millar (1000) o la gruesa (doce docenas, 124 unidades).

Fue hasta el año 1865 cuando el químico alemán August Wilhelm, propuso el término “mol”; posteriormente la IUPAC adoptó el concepto de mol como la cantidad de sustancia que contiene tantas unidades elementales (átomos, moléculas, u otras partículas) como átomos hay exactamente en 12,000 g del isótopo de carbono-12. La cantidad de átomos en esta masa de carbono se determina experimentalmente; a esta cantidad se le dio el nombre de número de Avogadro (N_A) o más recientemente constante de Avogadro, como reconocimiento al científico de origen italiano Amadeo Avogadro, por definición:

$$N_A = 6,022 \times 10^{23}$$

De acuerdo a la definición de mol es posible hablar de una mol de de átomos de cobre que contendría $6,022 \times 10^{23}$ átomos de cobre, tal como una docena de bananos está compuesta por 12 bananos.

La constante de Avogadro es sumamente grande para ponerla en términos de unidades, máxime cuando se trata de objetos comunes como naranjas o monedas. Si se tuviera 1 mol de monedas de \$50, no existiría lugar dentro del planeta tierra para almacenar dicha cantidad, a pesar del pequeño tamaño de cada moneda. Gracias al escaso tamaño de los átomos y las moléculas se requiere de un número muy grande para poder estudiarlos en cantidades manejables.

8. Guía de trabajo para una práctica de aula

8.1 Esa cosa llamada Mol

Introducción.

La resolución de muchos problemas en química requiere tener claridad en un concepto tan útil como abstracto, la cantidad de sustancia, cuya unidad de medida es el mol. Las dificultades en su enseñanza y aprendizaje hacen de este concepto un dolor de cabeza para muchos estudiantes e incluso profesores que no hallan la forma de poner en términos familiares este concepto fundamental en química.

Objetivos.

Identificar el concepto de cantidad de sustancia diferenciándolo de magnitudes como masa y peso.

Usar adecuadamente la unidad mol en la resolución de problemas.

Reconocer el desarrollo histórico del concepto cantidad de sustancia y su unidad de medida.

Equipo y materiales.

Cubeta amplia.

Gotero.

Regla graduada.

Disolución de ácido oleico en n-hexano (1 gota de ácido oleico en 0,5L de n-hexano)

Actividad 1: Tamaño de una molécula.

Para relacionar

- 1- ¿Cuál es el tamaño promedio de una molécula?
- 2- ¿Es posible contabilizar las moléculas de una sustancia presentes en una gota de ácido oleico?
- 3- ¿Cuántas veces cabe el número de Avogadro en el número de moléculas de ácido oleico presentes en una gota de ácido?

Objetivos.

Determinar el tamaño de una molécula de ácido oleico.

Contabilizar el número de moléculas presentes en una gota del ácido.

Determinar la constante de Avogadro.

Procedimiento.

1. Llenar la cubeta con agua hasta el borde, espolvoreando con mucho cuidado el polvo de talco, poniéndolo sobre un papel y soplando suavemente.

2. Una vez que la superficie del agua esté en reposo, se añade en el centro de la cubeta una gota de la disolución de ácido oleico.

3. La gota, al extenderse queda limitada por el polvo fino en forma de círculo (no muy perfecto), cuyo diámetro medio se obtiene realizando varias medidas y promediándolas.

4. A partir del tamaño de la gota y del volumen del ácido oleico contenido en la mancha, se pueden determinar las dimensiones aproximadas de la molécula del ácido oleico, y a su vez con la densidad de éste y su masa molar, se evaluará el número de Avogadro comparándolo con el valor real.

Datos

-Densidad del ácido oleico, $r = 0,895 \text{ g/mL}$

-Masa molecular del ácido oleico, $M = 282 \text{ g/mol}$

Datos que debes obtener durante la experiencia:

-Número promedio de gotas de ácido oleico en un mL de ácido puro $n_G =$

Se añade una gota de oleico puro en 500 mL de n-hexanol puro.

-Volumen de una gota de ácido oleico puro $V_G =$

-Concentración de ácido oleico en la disolución de n-hexano $C =$

Se añade una gota de la disolución de etanol sobre el agua espolvoreada con talco. Se obtiene una mancha de ácido sobre el agua.

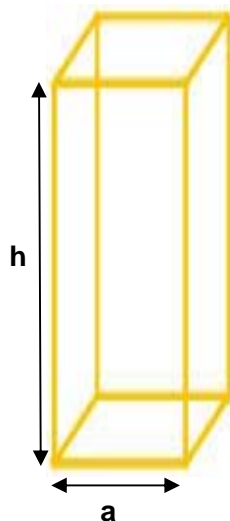
-Diámetro promedio de la mancha $D =$

-Superficie de la mancha $S =$

-Mililitros de ácido oleico que hay en la mancha: $V_m = V_G * C =$

-Masa de ácido oleico que hay en la mancha: $m = V_m * D$

Se admite que las moléculas de ácido oleico son prismas de base cuadrada de lado a y altura h y que están juntas. La superficie de la mancha S por la altura h nos da el volumen de oleico añadido al agua = volumen de la mancha



$$V_m = S * h \Rightarrow h = \frac{V_m}{S} =$$

Se plantea como hipótesis que la altura de la molécula es diez veces mayor que el lado a

- El volumen de una molécula es : $V = a^2 \cdot h = \frac{h^3}{100} =$

-Sea n el número de moléculas de ácido oleico que existen en la mancha y N_A el número de Avogadro.

$$\frac{n}{N_A} = \frac{m}{282} \Rightarrow N_A = \frac{282 \cdot n}{m} =$$

-Número de moléculas en la mancha: n

-Masa de ácido oleico que hay en la mancha: m

- Masa molecular del ácido oleico: 282 g/mol

El mol.

En pocas palabras, el mol representa una cantidad. Tal como el término 'docena' se refiere al número 12, el mol representa el número 6.02×10^{23} .

¡Este es un número enorme! Mientras que una docena de huevos puede convertirse en una rica tortilla de huevos, un mol de huevos puede llenar todos los océanos de la tierra más de 30 millones de veces.

Le tomaría a 10 billones de gallinas poniendo 10 huevos por día más de 10 billones de años poner un mol de huevos. Por consiguiente, ¿por qué emplear un número tan grande?

El mol se usa cuando se habla de números de átomos, moléculas, electrones, etc. Los átomos y las moléculas son cuerpos muy pequeños. Una gota de agua contiene 10 trillones de moléculas de agua. En vez de hablar de trillones y cuatrillones de moléculas es mucho más práctico emplear el mol.

Historia del Mol

Comúnmente nos referimos al número de unidades en un mol, o sea, el número $6,02 \times 10^{23}$, como la constante de Avogadro.

Amadeo Avogadro fue un profesor de física italiano que propuso en 1811 que los mismos volúmenes de gases diferentes a la misma temperatura, contienen un número igual de moléculas. Alrededor de 50 años después, un científico italiano llamado Stanislao Cannizzaro, usó la hipótesis de Avogadro para desarrollar un grupo de pesos atómicos para los elementos conocidos, comparando las masas de igual volumen de gas. Sobre la base de este trabajo, un profesor de secundaria llamado Josef Loschmidt, calculó el tamaño de una molécula en cierto volumen de aire, en 1865, y eso desarrolló un estimado para el número de moléculas en un volumen dado de aire. A pesar de que estas antiguas estimaciones habían sido definidas desde entonces, ellas indujeron al concepto del mol. En una masa definida de un elemento (su peso atómico), hay un número preciso de átomos - el número de Avogadro.

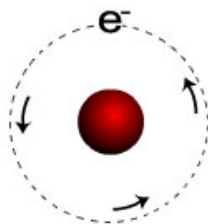
Masa molar

Una muestra de cualquier elemento con una masa igual al peso atómico de ese elemento (en gramos) contiene precisamente un mol de átomos ($6,02 \times 10^{23}$ átomos). Por ejemplo, el helio tiene un peso atómico de 4,00. Por consiguiente, 4,00 gramos de helio contienen un mol de átomos de helio. También se puede trabajar con fracciones (o múltiplos) de los moles:

Ejemplos de la relación mol/masa usando el helio		
<i>Mol del helio</i>	<i>Átomos del helio</i>	<i>Masa de helio (g)</i>
1/4	$1,505 \times 10^{23}$	1 g
1/2	$3,01 \times 10^{23}$	2 g
1	$6,02 \times 10^{23}$	4 g
2	$1,204 \times 10^{24}$	8 g
10	$6,02 \times 10^{24}$	40 g

Todos los pesos atómicos están referenciados en la tabla periódica. Para cada elemento enumerado, que mide una cantidad del elemento igual a su peso atómico en gramos, contendrá $6,02 \times 10^{23}$ átomos de ese elemento.

El peso atómico de un elemento identifica la masa de un mol de ese elemento Y el número total de protones y de neutrones en un átomo de ese elemento. ¿Cómo puede ser? . Un mol de hidrógeno pesará 1,01 gramos.



Representación esquemática de un átomo de hidrógeno

Fuente:




http://www.visionlearning.com/library/module_viewer.php?mid=53&l=s

Cada átomo de hidrógeno consiste de un protón rodeado de un electrón. Pero el electrón pesa tan poco que no contribuye mucho al peso de un átomo. Ignorando el peso de los electrones de hidrógeno, podemos decir que un mol de protones (H núcleo) pesa aproximadamente un gramo. Ya que los protones y los neutrones tienen aproximadamente la misma masa, un mol de cualquiera de estas partículas pesará alrededor de un gramo. Por ejemplo, en un mol de helio, hay dos moles de protones y dos moles de neutrones - cuatro gramos de partículas.

Masa molar y peso molecular

Si una persona sube con otra sobre una balanza, ésta registra el peso combinado de ambas personas. Cuando los átomos forman moléculas, los átomos se unen y el peso de la molécula es el peso combinado de todas sus partes.

Por ejemplo, cada molécula de agua (H₂O) tiene dos átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno. Un mol de moléculas de agua contiene dos moles de hidrógeno y un mol de oxígeno.

Relación mol/masa para el agua			
2 moles H	+	1 mol O	= 1 mol de agua
			
2 * 1.01 g	+	16.00 g	= 18.02 g

Fuente: http://www.visionlearning.com/library/module_viewer.php?mid=53&l=s

Una botella llena con exactamente 18,02 g de agua debería contener $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de agua, 9,01 g de agua (1/2 de mol de agua) debería contener $3,01 \times 10^{23}$ moléculas de agua.

10^{23} moléculas. Se puede calcular el peso molecular de cualquier compuesto simplemente sumando el peso de los átomos que conforman el compuesto.

9. Problemas propuestos

9.1 Un negocio arriesgado

Fuente: <http://www.educima.com/>



Antoinen Avogadro, un apasionado por los cálculos y la química, familiar lejano de Amadeo Avogadro, trabaja como auxiliar del laboratorio de análisis químico de una reconocida compañía farmacéutica. Dentro de los planes de la compañía está la producción de ampollas de Pentac, un poderoso medicamento usado para el tratamiento del cáncer de hígado. La ampolla regularmente es empacada en una caja de cartón con forma cúbica que tiene de arista 8 cm. Con cada ampolla se empacan 2 tarjetas con información sobre uso y contraindicaciones del medicamento.

Se planea fabricar $1/12$ de mol de ampollas en los próximos 10 años que representarían ganancias por cien mil millones de pesos, la compañía trabaja 365 días al año, manteniendo una producción diaria constante que normalmente dura un día en bodega. El precio que se debe pagar por el almacenamiento de cada metro cúbico es de \$5 por día.

Cuando Antoine se entera de los planes de la compañía habla con el dueño para que no lleve a cabo su plan ya que sería la quiebra para el negocio.

¿Qué cálculos realizó Antoine para convencer al dueño de la compañía de no realizar tan ambicioso proyecto?

9.2 El alquimista altruista



Fuente: <http://www.cuentocuentos.net/dibujo-colorear/272/merlin-04.html>

Una vieja historia cuenta que un famoso alquimista encontró la verdadera receta para convertir el plomo en oro, el proceso consistía en una serie de operaciones que tenían un rendimiento del 70% es decir por cada 100g de plomo podía obtener 70 g de oro puro.

Este hombre que tenía muy buen corazón decidió usar su conocimiento para costear el acueducto que necesitaba la ciudad, la construcción y operación del acueducto tenía un costo que podía ser cubierto con mínimo 15kg de oro puro.

Se dio entonces a la tarea de reunir todo el plomo disponible en la ciudad que fue de aproximadamente 100 moles.

¿Finalmente pudo el alquimista pagar el costo del acueducto para la ciudad?

9.3 Batalla nuclear



Fuente: <http://blogs.publico.es/dominiopublico/tag/energia/>

Las guerras son tan antiguas como los hombres.

En cierta ocasión dos naciones se encontraban enfrentadas por la apropiación de una mina de uranio, elemento radiactivo usado para generar energía eléctrica en centrales termonucleares, cada una de ellas daba razones que a su juicio eran perfectamente validas para reclamar la posesión del recurso. El mineral extraído diariamente de la mina tenía el potencial para producir 225.675 kW. Cada una de las ciudades necesitaba para cubrir sus necesidades 666 kg de uranio al día.

Si cada mol de uranio podía producir 3.000kW de energía eléctrica, ¿era posible evitar el conflicto por el mineral y suplir las necesidades energéticas de ambas naciones?

9.4 Un planeta sediento



Fuente: <http://mcccm.org/?p=1380>

En algunos lugares del mundo el agua es sumamente escasa y muy preciada, ya no es posible la vida sin ella. En un planeta de nuestra galaxia muy lejos de la tierra el agua ya se había agotado y sus habitantes empezaban a morir de sed, de repente a uno de ellos se le ocurrió la idea de producir agua empleando para ello dos elementos presentes en su atmosfera en grandes cantidades, hidrógeno y oxígeno, el proceso realizado por una máquina era costoso y complejo, pero no había otra alternativa. La máquina podía trabajar solo 8 horas al día produciendo 400m^3 de agua por hora.

¿Cuál debería ser el suministro de hidrogeno y oxigeno, en moles por día, a la máquina para su funcionamiento?

¿Si cada habitante del planeta necesita 100 moles de agua al día para sobrevivir, cuantos habitantes podrían salvarse con el funcionamiento de la máquina?

10. Conclusiones y recomendaciones

10.1 Conclusiones

Se propone una unidad didáctica en la cual a partir de un sencillo experimento se espera que el estudiante comprenda el concepto de cantidad de sustancia y su relación con otras magnitudes asociadas.

Se realiza un recorrido por la epistemología del concepto de cantidad de sustancia mediante la consulta de libros de texto usados regularmente para la enseñanza de la química.

Se plantean algunos problemas que permitirán verificar la habilidad del estudiante en el manejo del concepto de cantidad de sustancia, su unidad de medida y otras magnitudes asociadas tales como peso atómico y masa molecular.

10.2 Recomendación

Se recomienda la implementación de actividades manuales y lúdicas sencillas que permitan primero el reconocimiento de cantidades de uso común como docenas, centenas, millares mucho antes de siquiera mencionar el concepto de cantidad de sustancia y su unidad de medida el mol.

Bibliografía

- [1] AZCONA, Rafael. "Algunas reflexiones sobre la magnitud cantidad de sustancia y su unidad el mol .Implicaciones para su enseñanza". Anales de real sociedad española de química. Segunda época Julio- septiembre 2002.
- [2] VERDÚ, J. "Sobre los errores en el uso del concepto de mol y de las magnitudes relacionadas." Revista española de física, (Jul, 1993) P54.
- [3] BALOCCHI, Emilio. "Aprendizaje cooperativo del concepto cantidad de sustancia con base en la teoría atómica de Dalton y la reacción química." Ciencia para niños y jóvenes. Enero 2006:10-28.
- [4] VILCHES, Juan. "Conflictos conceptuales entre masa y cantidad de sustancia". Congreso internacional de Didáctiques. 2010: 1-6
- [5] CHANG, Raimod. Química. 9a. ed. Mexico: McGraw -Hill, 2007.
- [6] WHITTEN, Kenneth. Química. 8a. ed. Mexico: Cengage, 2008.
- [9] MAHAM, Bruce. Química. Curso Universitario. 4a. ed. Fondo Educativo Interamericano. 1990.
- [10] SIENKO, Michell. Problemas de Química. 5a. ed. Reverte. 2005
- [11] ATKINS, Peter. Principios de Química (Los caminos del descubrimiento). 3a. ed. Buenos Aires: Médica Panamericana, 2006.

[12] MASTERTON, William. Química: Principios y Reacciones. 4a. ed. España: Thomson Paraninfo, 2003.

[13] BROWN, Theodore. Química: "La Ciencia Central ". 7a. ed. México : Prentice-Hall, 1998.