



UNIVERSIDAD NACIONAL DE COLOMBIA

RELACIONES CUANTITATIVAS EN QUÍMICA Y PROPORCIONALIDAD

Nelson Iván Romero Pulido

Universidad Nacional de Colombia
Facultad de Ciencias, Departamento de Ciencias
Bogotá, Colombia

2014

RELACIONES CUANTITATIVAS EN QUÍMICA Y PROPORCIONALIDAD

Nelson Iván Romero Pulido

Tesis o trabajo de investigación presentada(o) como requisito parcial para optar al título
de:

Magister en Enseñanza de las Ciencias Exactas y Naturales

Director (a):

Jesús Sigilfredo Valencia Ríos

Profesor Titular

Departamento de Química

Universidad Nacional de Colombia

Facultad de Ciencias

Bogotá, Colombia

2014

Agradecimientos

Agradezco a mi hijo Andrés Manuel por sus oportunos aportes de cariño, a mí hija María José por estar siempre pendiente de los avances de este trabajo y a Paty por su dedicación y compromiso para con este proyecto y en general les doy millones de gracias por el tiempo cedido de juego y felicidad o simplemente para estar juntos gracias.

Dedico este trabajo a mamá por su fortaleza y a papá por su templanza.

Resumen

Se ha diseñado una unidad didáctica para el proceso de enseñanza – aprendizaje de los cálculos cuantitativos o estequiometría en el área de química, orientada a los estudiantes de grado décimo, donde se ha tenido presentes algunos preconceptos como mol, átomo, elemento y molécula así como las razones y las proporciones en el área de las matemáticas porque son estos últimos los que permiten comprender el planteamiento de las relaciones que se presentan en los cálculos cuantitativos.

En la práctica docente se encuentra que no se advierte la diferencia entre las expresiones matemáticas de las divisiones indicadas, las fracciones y las razones, dado que las tres se pueden enunciar así: $\frac{x}{y}$, además en el desarrollo de las operaciones entre las razones no se tienen en cuenta las características de las proporciones.

Para la elaboración de esta unidad didáctica se ha utilizado la plataforma de Moodle como elemento innovador y motivador para los estudiantes ya que permite una mejor organización de las actividades que se requieren para el proceso de enseñanza-aprendizaje.

Palabras claves: razón, proporción, estequiometría, enseñanza, aprendizaje, mol.

Abstract

A didactic unit for the teaching process has been designed - quantitative calculation or stoichiometry in the chemistry subject, directed to tenth grade students, where it has been taken into account some pre-concepts such as mol, atom, element, molecule as well as ratio and proportions in the mathematics subject because those allow to understand the approach of the relationships in the quantitative calculation.

In the teaching practice find that there is not noticeable difference between the indicated divisions, fractions and ratio, because the three mathematical expressions can be outlined as follows: $\frac{x}{y}$, besides, in the development of the operations between ratio, proportions characteristics were not taken into account.

For the elaboration of this didactic unit it has been used the Moodle platform as an innovative and motivational element for students because it allows them a better organization of the activities required for the teaching -learning process.

Key words: Ratio, Proportion, Stoichiometry, Teaching, Learning, Mol.

Contenido

| | |
|---|-----|
| RESUMEN | IV |
| LISTA DE FIGURAS | VII |
| LISTA DE SÍMBOLOS Y ABREVIATURAS | 8 |
| INTRODUCCIÓN | 9 |
| 1. PROBLEMAS EN EL APRENDIZAJE DE LAS RELACIONES CUANTITATIVAS EN QUÍMICA | 11 |
| 2. ELEMENTOS DE CONTEXTO HISTÓRICO EN LA CONSTRUCCIÓN DE LOS CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS EN LA QUÍMICA MODERNA..... | 15 |
| 3. APROXIMACIÓN A LA EPISTEMOLOGÍA DE LAS RAZONES Y PROPORCIONES | 22 |
| 4. RELACIONES CUANTITATIVAS EN QUÍMICA | 28 |
| 4.1 RELACIONES DE MASA ATÓMICA Y MASA MOLECULAR..... | 28 |
| 4.1.1 <i>La masa atómica</i> | 28 |
| 4.1.2 <i>La masa molecular</i> | 29 |
| 4.2 RELACIÓN EN LAS FÓRMULAS QUÍMICAS | 31 |
| 4.2.1 <i>Mol - moléculas y masa molar – masa molecular</i> | 31 |
| 4.2.2 <i>Fórmula mínima y fórmula molecular</i> | 33 |
| 4.3 RELACIONES EN LAS ECUACIONES QUÍMICAS | 36 |
| 4.3.1 <i>Predicción masa a masa</i> | 38 |
| 4.3.2 <i>Predicción mol a mol</i> | 38 |
| 4.3.3 <i>Predicción de moléculas</i> | 38 |
| 4.4 REACTIVO LIMITANTE..... | 39 |
| 4.5 ESTEQUIOMETRÍA EN GASES | 39 |
| 4.5.1 <i>Volumen – volumen</i> | 40 |
| 4.5.2 <i>Volumen- masa</i> | 40 |
| 4.5.3 <i>Volumen - moles</i> | 41 |
| 4.6 ESTEQUIOMETRIA DE REACCIONES EN DISOLUCIONES..... | 42 |
| 4.6.1 <i>Concentración de disoluciones</i> | 42 |
| 4.6.2 <i>Dilución de disoluciones</i> | 43 |
| 5. PROPUESTA DE UNIDAD DIDÁCTICA | 45 |
| 6. CONCLUSIONES Y RECOMENDACIONES | 49 |
| 6.2 CONCLUSIONES..... | 49 |
| 6.3 RECOMENDACIONES | 50 |
| BIBLIOGRAFÍA..... | 51 |

Contenido

Lista de figuras

| | |
|--|----|
| Figura 2-1: Ley de la conservación de la masa..... | 13 |
| Figura 2-2: Calorímetro | 17 |
| Figura 3-1: Semirrectas fundamento del principio de la conmensuralidad..... | 23 |
| Figura 5-1: Tipos de contenidos..... | 45 |
| Figura 5-2: Modelo de interacción (Silva, 2011)..... | 47 |

Lista de símbolos y abreviaturas

Símbolos con letras latinas

| Símbolo | Término | Unidad SI | Definición |
|---------|------------------------------------|-----------|-----------------|
| T | Temperatura | K | DF |
| x_i | Fracción de la cantidad de materia | 1 | $\frac{n_i}{n}$ |
| V | Volumen | m^3 | $\int dr^3$ |
| Z | Factor de gases reales | 1 | $\frac{pv}{RT}$ |
| L | litros | | |
| P | Presión | At | |
| n | Numero de moles | 1 | w/Pm |
| Q | Los números racionales. | | |
| € | Pertenece | | |
| M | Molaridad | | |

| Símbolo Químico | Término |
|-----------------|---------|
|-----------------|---------|

| | |
|---|--------------------|
| → | Produce |
| Δ | presencia de calor |

Subíndices

| Subíndice | Término |
|-----------|---------|
|-----------|---------|

| | |
|---|--------------|
| G | Fase gaseosa |
| l | Fase líquida |
| s | Fase sólida |

Abreviaturas

| Abreviatura | Término |
|-------------|---------|
|-------------|---------|

| | |
|-----|-----------------------------------|
| EVA | Entornos virtuales de aprendizaje |
| UMA | Unidad de masa atómica. |

Introducción

De acuerdo con los estudios realizados por Pozo y Gómez (1998), la mayor parte de los contenidos en química elemental pueden organizarse en torno a tres núcleos conceptuales: la naturaleza corpuscular de la materia; la conservación de las propiedades de la materia y las relaciones cuantitativas. Estas últimas están referidas a las relaciones entre moles, moléculas, átomos, partículas y cantidad de sustancia existentes en las ecuaciones químicas balanceadas, entre otras nociones químicas, y serán el eje de la propuesta que se presenta a continuación.

Las relaciones cuantitativas representan uno de los mayores inconvenientes en el proceso de aprendizaje de la química entre los estudiantes del ciclo 5° (grado 10° y 11°), dado que su pensamiento aún está fundado en aspectos más concretos, mientras que el estudio de los conceptos fundamentales en química requiere de representaciones abstractas (Pozo y Gómez, 1998), y que las nociones como razón y proporción, estén previamente comprendidas y entendidas.

Sin ello, el aprendizaje de las relaciones cuantitativas en las ecuaciones químicas tiende a centrarse en explicaciones cualitativas y mecánicas, planteando operaciones como reglas de tres y factores de conversión sin ningún sentido matemático ni químico.

En consecuencia, el punto de partida de la propuesta que se desarrolla a continuación es precisamente que para abordar el aprendizaje de los cálculos cuantitativos en química se puede recurrir a las características y propiedades de las relaciones de proporcionalidad (Pozo y Gómez, 1998), con lo cual se mejorarían los procedimientos de trabajo en química.

El desarrollo de este propósito general, contempla la profundización en los siguientes aspectos que constituye el contenido de cada uno de los capítulos del documento: indagar sobre los problemas del aprendizaje en química ligados a las relaciones cuantitativas; explorar los antecedentes históricos sobre la introducción de las relaciones cuantitativas en la química, sus causas y consecuencias; realizar un análisis epistemológico de los

conceptos de razón y proporción y formular una propuesta de unidad didáctica para la enseñanza de la estequiometría en el grado décimo.

Para el desarrollo de los objetivos propuestos, se hará una breve revisión bibliográfica sobre los problemas de aprendizaje en química ligados con las relaciones cuantitativas. Si bien la literatura existente sobre el tema no es muy extensa, esta es necesaria para intentar acercarse a las causas que generan dificultades en los estudiantes y si las relaciones de proporcionalidad son la manera adecuada de resolverlas.

Posteriormente, se considerara pertinente explorar en los antecedentes históricos de la química, es decir, el momento y el contexto que dan cuenta de la introducción de las relaciones cuantitativas entre moles, moléculas, átomos, partículas y la cantidad de sustancia entre otras, y si su desarrollo está fundamentado en los conceptos de proporcionalidad; adicionalmente, sus resultados ofrecerán elementos que permitan comprender por qué las relaciones cuantitativas están íntimamente articuladas a la proporcionalidad.

En un tercer momento del desarrollo de esta propuesta, es necesario realizar una revisión epistemológico sobre los conceptos de razón - proporción y sus aplicaciones en la estequiometría.

Por último y con los elementos de análisis acopiados, se propone una unidad didáctica para mejorar los procedimientos de trabajo en la solución de cálculos químicos que requieran del concepto de razón y proporción.

1. Problemas en el aprendizaje de las relaciones cuantitativas en química

Si bien es cierto que los estudiantes del ciclo quinto (grado décimo y undécimo) de educación media deben enfrentar una serie de conceptos y leyes en química que son difíciles de comprender, como lo es el concepto de mol, la ley de las proporciones múltiples y la ley de las proporciones definidas por nombrar algunas, son los cálculos cuantitativos que se deben realizar en química los que dificultan la aplicación de dichas leyes y por tanto su comprensión, como lo sostiene Castelán M y Hernández G en su documento presentado para el X Congreso Nacional de Investigación Educativa quienes escribieron:

“Por otro lado para resolver problemas estequiométricos, es de suma importancia que los alumnos sepan establecer relaciones (razones) y proporciones sin dificultad, es decir; que comprendan lo que hacen y no simplemente apliquen algoritmos de manera mecánica. Por lo tanto es tarea del docente promover el desarrollo de diversas habilidades de pensamiento en los estudiantes, de tal manera que el alumno pueda plantear correctamente las razones y proporciones que permitan resolver los problemas estequiométricos.”

Los cálculos cuantitativos que se usan en estequiometría son las relaciones entre masa atómica y molecular, las fórmulas químicas, las leyes de los gases, las disoluciones y las ecuaciones químicas, relaciones en las cuales la comprensión y aplicación de las razones y las proporciones se hacen necesarias.

En su libro Pozo y Gómez (1998) señalan “desde las aplicaciones de las leyes de los gases, hasta las relaciones estequiométricas dentro de una reacción pasando por los cálculos de concentraciones en una disolución, prácticamente la mayoría de los cálculos químicos, salvo algunas excepciones (por ejemplo el cálculo del pH) se pueden realizar aplicando relaciones de proporcionalidad.”

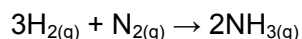
En la práctica docente se encuentra que las dificultades en la aplicación de las razones y las proporciones en química suceden porque el estudiante resuelve los ejercicios y

12 | Relaciones cuantitativas en química y proporcionalidad

problemas en forma mecánica a través de la aplicación de la regla de tres sin comprender las relaciones allí presentes. Como también lo sostiene Godino y Batanero(2002):

“Con la expresión “regla de tres” se designa un procedimiento que se aplica a la resolución de problemas de proporcionalidad en los cuales se conocen tres de los cuatro datos que componen las proporciones y se requiere calcular el cuarto. Aunque aplicado correctamente el razonamiento supone una cierta ventaja algorítmica en el proceso de resolución, ya que se reduce a la secuencia de una multiplicación de dos de los números, seguida de una división por el tercero, con frecuencia muchos alumnos manipulan los números de una manera aleatoria y sin sentido de lo que están haciendo. En cierto modo el algoritmo les impide comprender la naturaleza del problema, sin preocuparse de si la correspondencia entre las cantidades es de proporcionalidad directa, inversa, o de otro tipo. La regla de tres se llega a aplicar de manera indiscriminada en situaciones en las que es innecesaria o impertinente.”

Esto quizás porque la cantidad de relaciones que se pueden admitir son numerosas y difíciles de comprender. Se toma como ejemplo el enunciado planteado por estos mismos autores:



En este ejemplo, Pozo, et al (1998) indican que cuando se escribe la anterior ecuación química se debe interpretar como 3 moles de moléculas de hidrógeno reaccionan con una mol de moléculas de nitrógeno para producir 2 moles de moléculas de amoníaco y no cuatro porque se produce un reordenamiento de los átomos. Como lo hacen algunos estudiantes posiblemente se tome como referencia el concepto de la ley de conservación de masas y la aplique de forma errada en la conservación de las moles con lo cual de forma mecánica suman 3 moles de moléculas de hidrógeno mas una mol de moléculas de nitrógeno produciendo 4 moles de moléculas de amoníaco.

Entonces si el estudiante comprende las relaciones dadas como

3 moles de H_2 : 1 moles de N_2

3 moles de H_2 : 2 moles de 2NH_3

1 moles de N_2 : 2 moles de $2 NH_3$

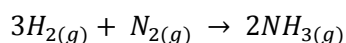
Y las siguientes proporciones

$$\frac{3 \text{ moles de } H_2}{2 \text{ moles de } 2NH_3} :: \frac{X \text{ moles de } H_2}{4 \text{ moles de } 2NH_3}$$

$$\frac{1 \text{ moles de } N_2}{2 \text{ moles de } 2NH_3} :: \frac{X \text{ moles de } N_2}{4 \text{ moles de } 2NH_3}$$

El estudiante podrá ofrecer una respuesta correcta y además tendrá un sustento matemático sólido, y aplicará correctamente los conceptos químicos. Adicional a ello resulta fundamental en su proceso de aprendizaje, la interpretación que el estudiante puede hacer de las ecuaciones químicas.

Tomando como ejemplo la anterior ecuación se sigue que:



las ecuaciones se pueden interpretar en términos de cantidad de sustancia, o de masa así:

Cantidad de sustancia:

3 moles de moléculas de hidrógeno reaccionan con un mol de moléculas de nitrógeno para producir 2 moles de moléculas de amoníaco (en el “macro-mundo”) o una segunda interpretación,

3 moléculas de hidrógeno molecular reaccionan con una molécula de nitrógeno molecular y producen 2 moléculas de amoníaco (en el “micro-mundo”)

Cantidad de masa:

6 g de hidrógeno molecular reaccionan con 28 g de nitrógeno molecular para producir 34 g de amoníaco (macro mundo) o una segunda interpretación,

6u de nitrógeno molecular reaccionan con 28 u de nitrógeno molecular para producir 34 u de amoníaco.

14 | Relaciones cuantitativas en química y proporcionalidad

Otra de las dificultades, además de las mencionadas anteriormente, es que el estudiante suele no diferenciar las razones como comparación entre dos magnitudes como se afirma en de las fracciones, que son la parte de un todo y como tampoco la diferencia de la división, entendida como repartir.

Esto se debe quizás a la forma de representación así $\frac{3}{4}$ en un razón se entiende que tres es a cuatro, en cuanto a la fracción se debe interpretar como tres cuartos del todo, y en la división tres repartido en cuatro es 0,75. Nótese que la razón, la fracción y la división se pueden representar de la misma forma.

De allí que el estudiante debe comprender que los cálculos estequiométricos estén enmarcados en unos conceptos y leyes que permiten el uso de las razones y proporciones, en tanto que en las razones se comparan dos magnitudes mientras que en la segunda, se comparan dos razones.

2.Elementos de contexto histórico en la construcción de los cálculos estequiométricos en la química moderna

En este escrito se pretende realizar un recorrido por cada uno de los eventos que dieron origen a los cálculos estequiométricos.

Fue Antoine Lavoisier (1743 – 1794) el impulsor de las medidas cuantitativas mediante el uso de la balanza en el trabajo químico, inicialmente utilizadas “para demostrar leyes fundamentales de la naturaleza” (Leicester H., 1967. p. 167), demostrando “que en las reacción química no se observa una variación en la masa total del sistema (...)” (Busch. R., 1952. p. 25) que hoy en día se reconoce como la **ley de la conservación de la materia** la cual se enuncia de la siguiente forma “la masa total de los reactivos es igual a la masa total de las sustancias finales, es decir, que nada se crea durante las reacciones químicas” (Moreno E., et al,2000. p. 127).

Figura 2-1: Ley de la conservación de la masa. (Chang, R., 2010. p.43)



Esta conclusión la logró gracias a la importancia que Lavoisier le daba a las mediciones exactas y sus experimentos sobre la cantidad de agua que contenía el yeso y luego la cantidad de agua que este absorbía, al estabilizarse en el yeso comercial. Su primera investigación importante para el momento, se refirió a la conversión del agua en tierra y viceversa “demostrando cuantitativamente que la cantidad de materia sólida hallada en una masa de agua calentada durante un día procedía de la disolución del vidrio de la vasija en que el agua se había calentado y que el agua en si, no había sufrido ningún cambio” (Leicester H., 1967. p. 168).

En 1772 Amedeo Avogadro inició estudios más rigurosos sobre la combustión y la calcinación, retomando los trabajos de Hales y Black sobre el aire fijo; fue así que propuso que los gases se combinan o desprenden de los compuestos a través de reacciones químicas y otros trabajos con el fósforo lo llevaron a demostrar que al hacer combustión, el fósforo se combina con el aire para dar un producto, el “espíritu ácido de fósforo”, hoy conocido como el ácido fosfórico, de mayor masa que el fósforo inicial. Este descubrimiento lo impulsó hacer lo mismo con otros elementos como el estaño y el plomo demostrando que “Boyle estaba equivocado en cuando creía que el aumento de peso sufrido por dichos metales al calcinarse se debía a la absorción de partículas de fuego” (Leicester H., 1967. p. 170).

Posteriormente entre los años 1776 y 1780, Lavoiser trabajó los procesos de respiración en animales con aire fijo al cual denominó “aire eminentemente respirable”. Sus conclusiones lo llevaron a pensar que este, se combinaba con el carbón en el cuerpo desprendiendo calor, tal cual sucedía en el laboratorio y similar a lo que para entonces ya se conocía con la combustión del fósforo y del azufre, cuya combinación con el aire eminentemente respirable sustentaba su tesis de que este gas hacía parte de todos los ácidos.

De esta manera, en 1779 sugirió el nombre de oxígeno, retomando dos palabras griegas que significan “*engendrar un ácido*”, asumiendo entonces que en el proceso de combustión, se tenía una combinación con oxígeno en la cual se desprende luz y calor. Cinco años después, Lavoiser planteó la composición del agua la cual contiene oxígeno y aire inflamable el cual denominó hidrógeno, cuyo significado es “engendrador de agua”. Ambos planteamientos revaluaron el paradigma que representaba para la época, la teoría del flogisto según la cual, entre más inflamables son los cuerpos, más flogisto poseen y se da inicio a la nueva teoría de la combustión, en la cual el oxígeno juega un papel determinante.

Esta forma de entender el proceso de combustión, tiene dos consecuencias en el desarrollo de la química: por un lado, promovió el estudio de los cuerpos a partir de su descomposición en busca de las sustancias que lo constituyen; por el otro, impulsaría el estudio de los gases expulsados en la incineración de los cuerpos. Tiempo después, estos avances aportarían a la conceptualización sobre las sustancias compuestas y simples, actualmente consideradas como compuestos y elementos, respectivamente.

Adicional a lo anterior, otro aporte de Lavoisier es el planteamiento relacionado con la conservación de la materia, a partir de sus experimentos con la fermentación alcohólica del azúcar, evento en el cual concluye que “nada en los procesos de la naturaleza o al arder se crea. Esto permite admitir que la cantidad de materia inicial es la misma cantidad de materia del final”.

Figura2-2: Calorímetro.-lámina de la traducción castellana del Tratado elemental de química (Madrid, 1798) de Antoine Lavoisier donde aparece representado el calorímetro, uno de los nuevos instrumentos que entraron en el laboratorio químico a finales del siglo XVIII. (Bertomeu, J., 2011)



Esta conclusión, publicada en su *Traité Élémentaire de Chimie* (1789), está sintetizada en la igualdad:

“Mosto de uva = ácido carbónico + alcohol” (Leicester H, 1967. p. 1776)

Los aportes que se desprenden de lo anterior, se podrían sintetizar así:

- Inclusión de la lógica matemática (en cuanto a la igualdad y los símbolos matemáticos) para dar cuenta de un proceso químico
- Identificación de una sustancia inicial y unas sustancias finales, las cuales hoy se conocen como reactivos y productos respectivamente.
- Por primera vez se plantea en forma incipiente, una relación entre sustancias como una “ecuación química”.

En suma, los trabajos cuantitativos de Lavoiser llevaron a los químicos a ocuparse de problemas como cuál es la composición y la afinidad en las sustancias, introduciendo aplicaciones matemáticas en sus trabajos para determinar los valores numéricos en las fuerzas y las magnitudes implicadas en las reacciones químicas.

Los primeros científicos en ocuparse de dichos problemas fueron Homberg, Wenzel y Kirwan quienes intentaron otorgar valores numéricos a las fuerzas de afinidad sin mucho éxito. Solo Benjamín Richter (1762 – 1807) retoma estos experimentos y publica su libro "Nociones de estequiometría o el arte de medir los elementos" (1792) (Leicester H, 1967. p. 180) en el cual afirmaba que se podía obtener una medida exacta de la afinidad, determinando la cantidad de ácido necesario para neutralizar una cantidad de base; además, demostró que dos sales neutras de composición A-a, y B-b, en una reacción de doble desplazamiento producen dos sales neutras diferentes, es decir, AB y ab, tratándose de una aplicación de la **ley de la conservación de la materia**.

En 1799, Joseph Proust completó estas investigaciones y estableció la **ley de las proporciones definidas** en la cual se afirma que la relación de los elementos que conforman un compuesto, es fija y que la composición de un compuesto es la misma sea cual sea su procedencia. Estas conclusiones las obtuvo gracias a sus análisis con el carbonato de cobre, obtenido con diferentes orígenes, los cuales llevó al laboratorio descomponiendo en sus sustancias más simples encontrando que estas siempre tenían la misma relación en masa. Este mismo experimento lo llevó a cabo con otros compuestos, llegando siempre a la misma conclusión.

Fueron los estudios de Richter y Proust los que dieron paso al concepto de compuesto químico y mezcla, desarrollado por Geoffroy quien propuso que las sustancias químicas eran entidades relativamente estables, con propiedades físicas y químicas particulares y describió la formación de compuestos como la unión de dos sustancias afines. Esto implicó entender las transformaciones de los compuestos como un desplazamiento de una de las dos sustancias, reemplazada por una tercera y una mezcla estaba compuesta por sustancias simples o compuestos. Las conclusiones señaladas por Geoffroy, eran propias del modelo histórico macroscópico de esta época y no requiere una teoría atómica de la materia.

En el siglo XVII se consideraba que las sustancias simples no podían descomponerse en otras sustancias más simples aún, lo que para la química moderna era necesario

conceptualizar a partir de la teoría corpuscular, tomando como referencia los aportes de Bernoulli (1738) en relación con el comportamiento microscópico de los fluidos, así como los resultados de las investigaciones de Bosovich (1758), cuyos estudios sobre la teoría cinética permitieron afirmar que la naturaleza de las partículas de los gases serían las mismas que forman los sólidos y los líquidos. En tanto, Herapath (1816) planteó que la teoría cinética – corpuscular era capaz de proporcionar explicaciones sencillas a los cambios de estado y la difusión.

A partir de los avances relacionados anteriormente, John Dalton (1766 – 1844) desarrollaría la teoría atómica cuantitativa, en la cual el átomo se concebía como una esfera densa de distintas dimensiones a la cual era necesario determinar su masa, para lo cual construyó la hipótesis de que todo compuesto binario estaba formado por un átomo de cada uno de los constituyentes. Si esto era cierto, los procedimientos químicos determinarían las masas relativas de estos átomos.

Esta idea permitió que los químicos del momento aceptaran de manera general las leyes de las proporciones definidas o constantes de Proust y las proporciones múltiples enunciadas por Dalton así:

“Si dos elementos forman diferentes compuestos, los pesos de uno de ellos, combinados con una cantidad fija del otro, están, entre sí, en relaciones de números enteros sencillos” (Gutiérrez E., (1985). p. 202).

Para los químicos del momento, era más útil conocer los pesos de combinación de los elementos, es decir, “las proporciones relativas de pesos con las que los elementos se combinaban entre sí” (Santos S., (2009). p. 90)

Las investigaciones anteriores llamaron la atención de John Jacob Berzelius (1779 – 1848) “quien observó que un átomo de un elemento podría combinarse con números diferentes de átomos de otros elementos, y que dos átomos de uno podían combinarse con tres o con cinco de otro” (Leicester H., 1967. p. 188)

Con los trabajos de Joseph Louis Gay-Lussac (1778 – 1854) sobre la ley de los volúmenes reaccionantes, descubierta por este en 1805, se confirmó el planteamiento de Berzelius, en el sentido que Gay-Lussac planteaba que “las relaciones entre los volúmenes de los gases reaccionantes eran siempre números enteros sencillos” (Leicester H., 1967. p. 189); por ejemplo, su experimento con el agua: la cual está

constituida por 1 parte de hidrógeno y dos de oxígeno, es decir que se combinaban en relación 2:1. A partir de la hipótesis, volúmenes iguales de diferentes gases contienen el mismo número de moléculas, Amadeo Avogadro (1776 – 1856) concluyó que la densidad de oxígeno es 1,103 y del hidrógeno es 0,073, representando la razón entre las masas de sus partículas y también la razón entre sus densidades, que para este caso era de 15,07 a 1 se estableció entonces la diferencia entre moléculas y átomos que para Avogadro serían moléculas integrales y moléculas elementales respectivamente.

Con los experimentos anteriores, lo que se pretende mostrar en el desarrollo de este capítulo, es cómo a partir de los diferentes hallazgos en cuanto a pesos y volúmenes de los elementos y de los gases, se avanzó en forma simultánea, en cuanto a la caracterización, organización y sistematización de una nueva manera de entender y unificar el lenguaje químico, estandarizando sus símbolos, de manera que se tuviera un referente universal, en relación con los resultados de los experimentos. De hecho, en 1826, Berzelius publicó una tabla de pesos atómicos ya no tomando como patrón el hidrógeno como lo hizo Dalton, sino el oxígeno acercándose mucho a los pesos actuales, lo cual permitió aplicar cálculos más acertados a las ecuaciones químicas. Sin embargo, el peso referente utilizado por Berzelius (oxígeno igual a 100) fue revaluado en varias oportunidades hasta que en 1860, Stas propuso el valor de 16 para el oxígeno y este ha sido el patrón que sirvió a la ciencia por más de un siglo. (Laitinen H y Harris W. (1982). p. 104.).

El aporte de Berzelius, contribuyó a los esfuerzos posteriores de Guyton de Morveau (1737–1816) sobre nomenclatura química (1782) y de Claude Louis Berthollet y A.F. de Fourcroy (1787), los cuales concluyeron que “cada sustancia debía tener un nombre determinado; los de las sustancias simples deberían expresar, de ser posible, sus características y los de las sustancias compuestas, indicar la composición en función de sus constituyentes simples.” (Leicester H., 1967. p. 174) creando así un lenguaje incipiente que consolidó las bases del trabajo con las sustancias, lo cual permitió reproducir con más facilidad, los experimentos para la química en este momento.

Berzelius fue más allá e introdujo los símbolos modernos en 1814, aportando una mejor comprensión de las ecuaciones químicas, ya que se sugirió “que la inicial del nombre latino de cada elemento se utilizase como símbolo del mismo, y que si los nombres de los elementos empezaban con la misma letra, se añadiese a la inicial, la primera letra que fuese diferente” (Leicester H., 1967. p. 192)

En conclusión, los trabajos realizados a fines del siglo XVIII y principios del siglo XIX dieron como resultado la definición de elemento, compuesto, molécula y átomo, así como una nomenclatura sencilla que permitió el impulso de la cuantificación, es decir la estandarización, la medición y la introducción de la matemática en las ecuaciones químicas que permitieron observar mejor las razones y las proporciones entre los elementos y los compuestos involucrados en las reacciones químicas, las cuales se expresan mediante ecuaciones que a la vez involucra una serie de cálculos estequiométricos.

Estos avances fueron la base primordial del desarrollo que la química ha demostrado en este siglo. En 1959 se acordó que el peso del isótopo del carbono 12 sea utilizado como patrón para establecer la masa atómica de los elementos gracias a su estabilidad, “dado que no se puede conocer la masa atómica de ningún elemento con mayor precisión que la del patrón de referencia con quien se compara; además el uso del oxígeno como patrón fue considerado aún menos satisfactorio cuando se halló que las variaciones de la composición isotópica natural del oxígeno, confieren a su peso atómico una incertidumbre de 0,0001 unidades de masa atómica” (Laitinen H. y Harris W. (1982). p. 104.).

3. Aproximación a la epistemología de las razones y proporciones

A través de sus trabajos, Kline Morris, Tomás Páez e Ian Stewart sostienen que el descubrimiento de las razones se debe a los pitagóricos, gracias a sus estudios en geometría, adelantados bajo el concepto del universo numérico y sustentado principalmente en la música, a través de una serie de sonidos armónicos hallaron razones numéricas entre el número de ondas y la longitud de una cuerda, tal y como lo expresa Stewart en su libro *Historia de las Matemáticas* (2007) “el número de ondas que pueden encajar en una longitud dada de cuerda es un número entero, y estos números enteros determinan las razones numéricas simples. Si los números no forman una razón simple, entonces las notas correspondientes interfieren produciendo “batidos” discordantes que son desagradables al oído.”

Esto también se encuentra reseñado en el libro “De la sabiduría de los griegos” escrito por Ferro(1995.p.52.) :

Los intereses intelectuales de Pitágoras fueron ante todo matemáticos y su descubrimiento más importante en este campo lo extrajo de la música. Descubrió que los intervalos musicales de la escala, o sea las consonancias perfectas, pueden expresarse matemáticamente como proporciones entre los números 1,2,3,4, a partir de las cuerdas de la lira (...)

Si la cuerda más larga tiene 12 unidades y la más corta 6, la proporción es 12: 6, es decir, de 2:1. Descubre además que la cuarta toca una sección de 9 unidades y la quinta en una de 8. Estas medidas dan proporciones respectivamente de 12:9, es decir de 4:3 y de 12:8, esto es, de 3:2, por la relación entre estas cuerdas y la cuerda que toca la nota más larga.

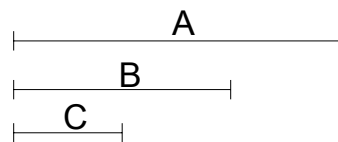
En su momento, los Pitagóricos consideraban el número como la clave de todas las cosas. Así, el número 1 era la fuente inicial, 2 y 3 femenino y masculino respectivamente, el cuatro representaba los cuatro elementos (aire, tierra, fuego y agua) y la suma de estos números (Tetractys) formaban el número 10, cuyo significado era muy importante para los

griegos ya que resultaba de la combinación de los principios iniciales que simbolizaba cada uno de ellos. Estos números fueron denominados números naturales.

Estos fueron llevados a otro tipo de representación, “las fracciones”, las cuales conocemos como números racionales. Es decir a/b (donde a y b son números naturales y b es mayor a 0). Si subdividimos los números naturales, obtendremos partes muy pequeñas, que llevadas a una longitud de línea podemos obtener una cantidad de segmentos cuya suma sea exactamente igual a la longitud de la recta inicial, lo cual indicaría que las longitudes de una recta son racionales. Este es el fundamento del principio de la conmensurabilidad. Dicho de otra forma, “dados dos segmentos de recta distintos, siempre es posible encontrar un segmento más pequeño que ajustará un número de veces exacto en los dos segmentos”.

Es decir, se tiene un segmento A y un segmento B donde ninguno de los dos encaja el uno con el otro, es posible encontrar un segmento C que encaje en A y B un número de veces exacto, expresado con números enteros, como se muestra en la figura 3-1:

Figura 3-1: Semirrectas fundamento del principio de la conmensurabilidad



Al número de veces que cabe el segmento C en A y en B, es la relación existente entre los segmentos A y B, lo cual se puede expresar así: si C cabe 4 veces en A y 3 veces en B esta relación se expresaría $4/3$ o 4 es a 3. En tiempos de los pitagóricos, el aparente cociente, no se consideraba un número (fracción) como una relación entre la parte y el todo sino como una razón que se puede expresar en números enteros. Pero la aparición de la inconmensurabilidad puso en entredicho esta aseveración, atribuida a Hipaso de Metaponto al descubrir que la razón entre la hipotenusa de un triángulo rectángulo isósceles y el cateto, $(\sqrt{2})$ no se podía expresar por números enteros, a los cuales llamaron razones inconmensurables.

La inconmensurabilidad no fue aceptada por los pitagóricos pues consideraban que todo en el universo se reducía a números enteros y sus razones. Sin embargo, fueron estos quienes encontraron la forma de trabajar con los números irracionales ya que se pueden

aproximar al racional más cercano, admitiendo sus propiedades. Este planteamiento fue desarrollado por Eudoxus en 2383 AP. quien definió la razón entre magnitudes, la cual se encuentra en el libro V de los elementos de Euclides según señala Carlos Mederos Martín (1998):

“**Definición V - 3:** "Una razón es determinada relación con respecto a su tamaño entre dos magnitudes *homogéneas*(sic)".

Definición V - 4: "Se dice que guardan razón entre sí las magnitudes que, al multiplicarse, pueden exceder una a la otra".

Es importante anotar que para Eudoxus las magnitudes, no se tratan de números sino de identidades como segmentos rectilíneos, ángulos, etc, que pueden variar de una manera continua mientras que los números saltan de un valor a otro es decir de 1 a 2 y de 2 a 3 y así sucesivamente, mientras que a las magnitudes no se les atribuye ningún valor cuantitativo. Esta concepción genera una separación entre el concepto de magnitud y número, que asociado a la definición 4 mencionada anteriormente, permite entender la definición de proporción así (Libro V de Euclides):

“**Definición V - 5:** "Se dice que una primera magnitud guarda la misma razón con una segunda que una tercera con una cuarta, cuando cualesquiera equimúltiplos de la primera y la tercera excedan a la par, sean iguales a la par o resulten inferiores a la par, que cualesquiera equimúltiplos de la segunda y la cuarta, respectivamente y tomados en el orden correspondiente". (Mederos C., 1998. p. 243.).

Lo anterior, es expresado por Mederos así:

$$\frac{A}{B} = \frac{C}{D} \Leftrightarrow \begin{cases} (mA > nB \Rightarrow mC > nD) \\ (mA = nB \Rightarrow mC = nD) \text{ con } m \text{ y } n \text{ números cualesquiera (naturales)} \\ (mA < nB \Rightarrow mC < nD) \end{cases}$$

Estas demostraciones son válidas para magnitudes tanto conmensurables como inconmensurables y se desarrollaron en el marco de la geometría, permitiendo resolver el problema de los irracionales en esta área generando grandes avances en esta, pero a la vez constituyó un estancamiento de la aritmética ya que separó la concepción de número y de magnitud. Fue solo hasta 1858 con Dedekind y su teoría de los números reales y el

concepto de “cortadura” donde se relaciona los puntos de una recta y los números reales como se demuestra en el siguiente aparte:

La teoría de Dedekind tiene como propósito construir un sistema ordenado y continuo para las operaciones aritméticas. El planteamiento es el siguiente (Pareja, D.,2008.p.43.):

Asociar a cada real r dos conjuntos de racionales: aquellos que son menores que r y los que son mayores que r . Por definición entonces, cada real origina dos conjuntos de racionales, el primero acotado superiormente por r y el segundo acotado inferiormente por el mismo r . Basándose en el axioma de continuidad, concluyó que todo conjunto acotado superiormente tiene un extremo superior y que todo conjunto acotado inferiormente tiene un extremo inferior. Para el caso de estos dos conjuntos de racionales, el extremo superior coincide con el extremo inferior o sea, con el real r . De aquí se sigue la definición general de número real como: *el límite de sucesiones racionales que aproximan al real r por defecto y por exceso*. Por ejemplo, $\sqrt{2}$ puede definirse con base a la cortadura:

$$A = \{a \in \mathbb{Q} : a^2 < 2 \vee a \leq 0\},$$

$$B = \{b \in \mathbb{Q} : b^2 \geq 2 \wedge b > 0\}.$$

\mathbb{Q} es notación acostumbrada para representar a los números racionales. En B no puede darse que $b^2 = 2$ porque implicaría que $b = \sqrt{2}$ es racional”lo cual no es cierto ya que es un irracional. De esta forma se resolvió el problema de la inconmensurabilidad, dentro de la geometría por Eudoxus y fuera de ella por Dedekind, quien aportó a los conceptos de razón y proporción modernos así:

Al coeficiente indicado entre dos magnitudes de la misma especie se le denomina razón y una proporción es una igualdad entre dos razones.

Dedekind considera dos formas de comparar dos números, aditivas y multiplicativas: las primeras hacen referencia a cuál es el mayor hallando las diferencias entre las dos magnitudes, mientras que las multiplicativas hacen referencia a cuántas veces está la menor en la mayor. Esta última es la razón que se diferencia de la fracción como una relación entre la parte y el todo mientras que en la razón, se relacionan dos magnitudes

iguales o diferentes; por lo cual se definen las razones como una relación multiplicativa entre dos números enteros, los cuales corresponden al valor de las magnitudes. De esta manera, Dedekind trabaja los números y las magnitudes reuniéndolas de nuevo.

También se debe decir que las razones no se pueden sumar ni restar como se demuestra a continuación “si un arquero lanza 6 flechas que dan en blanco y 4 que no dan en el blanco, y en un segundo intento 2 dan en el blanco y 8 no dan en el blanco, ¿cuál es la razón de flechas que dan en el blanco a las que no en ambos lanzamientos?”.

Y se responde así: “los tiros acertados son $6 + 2 = 8$, y los fallados, $4 + 8 = 12$; la razón solicitada es $8/12$, que puede ser obtenida mediante la siguiente “suma” de razones: $6/4 + 2/8 = 6+2/4+8 = 8/12$ Y éste es el algoritmo de la suma de razones, diferente al de la suma de fracciones”.

Evidentemente, la respuesta $8/12$ es correcta (lanzamientos en el blanco 8 por cada 12 que falla) porque los números que entran en las razones de cada juego (6, 4, 2, y 8) son las mismas cantidades de tiros acertados y fallados. Pero, ¿qué ocurre si la segunda razón ($2/8$) se expresa reducida en la forma $1/4$ (obsérvese que esto se puede hacer, ya que “2 esa 8” equivale a “1 es a 4”)? En este caso, la “suma” debería ser $6 + 1/4 + 4 = 7/8$ (Lanzamientos en el blanco 7 por cada 8 lanzamientos que falla), lo cual no es cierto. De modo que la razón “suma” dependería de la forma reducida o amplificada en que se presenten las razones, lo que anula la posibilidad de hablar de una verdadera operación de adición. Por lo tanto, no es correcto hablar de la suma de “razones.”

Se entiende por proporción a la igualdad indicada entre dos razones es decir $\frac{20}{4} = \frac{10}{2}$ la cual se expresa como 20 es a 4 como 10 es a 2. Las cuales deben cumplir las siguientes propiedades(Zabala, 2006)

1. En toda proporción, el producto de los medios es igual al producto de los extremos:

$$\frac{a}{b} = \frac{c}{d} \leftrightarrow a \times d = b \times c$$

De aquí se desprende que un extremo es igual al producto de los medios dividido entre el otro extremo, y que un medio es igual al producto de los extremos dividido entre el otro medio:

$$a = \frac{b \times c}{d} d = \frac{b \times c}{a} b = \frac{a \times d}{c} c = \frac{a \times d}{b} b$$

2. De toda proporción $\frac{a}{b} = \frac{c}{d}$, o de su expresión equivalente $a \times d = b \times c$, pueden derivarse otras tres proporciones diferentes: $\frac{a}{c} = \frac{b}{d}$, $\frac{a}{b} = \frac{d}{c}$, $\frac{d}{a} = \frac{c}{b}$
3. En toda proporción se pueden invertir las razones y se obtendrá una nueva proporción.
4. En toda proporción la suma o resta del primer término con el segundo es al segundo como la suma o la resta de tercero y cuarto término son al cuarto.

Si bien es cierto que en los cálculos estequiométricos de los que se ocupa este trabajo se pueden solucionar con los números racionales, es importante definir los números reales donde se encuentran racionales e irracionales. Fue este hecho el que impulsó el trabajo aritmético que es de suma importancia no solo para la química sino para la ciencia en general, además fue Dedekind quien nos presenta el concepto y propiedades de las razones y las proporciones modernos.

4. Relaciones cuantitativas en química

Las relaciones cuantitativas en química se pueden dar entre:

1. La masa atómica y masa molecular
2. Las fórmulas químicas
3. Las ecuaciones químicas
4. Los gases y
5. Las disoluciones

Dichas relaciones son estudiadas por una parte de la química que recibe el nombre de estequiometría que significa “medir los elementos”; sin embargo, incluye todas las relaciones cuantitativas en las que intervienen las masas moleculares y atómicas, las fórmulas químicas y la ecuación química.”(Petrucci et al, 2011).

La proporcionalidad siempre está presente en cuanto haya relaciones; dicho de otra forma, las relaciones que se dan entre dos magnitudes que pueden ser iguales o diferentes se denominan razones y a la comparación entre dos razones se le denomina proporción.

Para comprender estas relaciones se hace necesario revisar brevemente los conceptos de átomo, molécula y mol; además, examinar las leyes de las proporciones múltiples y las proporciones definidas, al igual que las ecuaciones químicas, las disoluciones y su concentración, los gases y los factores que los afectan, los cuales se abordaran en el transcurso de este escrito .

4.1 Relaciones de masa atómica y masa molecular

4.1.1 La masa atómica

Como los átomos son tan pequeños y su masa depende de la cantidad de protones y neutrones que este tenga en su núcleo (no se tiene en cuenta la masa del electrón que al ser tan pequeña es despreciable), para determinarla masa se hizo necesario definir un

patrón de medida. Por acuerdo internacional es el isótopo (átomos con la misma cantidad de protones pero diferente número de neutrones) que corresponde al carbono 12, lo que permitió definir la unidad de masa atómica (u) como “un doceavo de la masa de un átomo de carbono 12,00” (Chang R., 2010. p. 80.).

Una unidad de masa atómica equivale a $1,661 \times 10^{-24}$ g. Esto permitió definir la masa de los demás átomos e isótopos, pero como en la naturaleza la mayoría de los elementos se encuentran mezclados en sus diferentes isótopos, la masa atómica de un elemento está dada por el promedio ponderado de las masas de los isótopos correspondientes y su porcentaje de abundancia en la naturaleza.

Por ejemplo:

El carbono de masa 12,00 u y el carbono de masa 13,00 u que tienen una abundancia del 98,89% y 0,0111% respectivamente*, observamos la relación

$$(12,00\text{u})(0,9889) + (13,00\text{u})(0,0111) = 12,011\text{u}$$

Obteniendo así la masa atómica promedio del carbono.

Son estas primeras relaciones donde se obtienen “las masas relativas de los átomos los pilares de la estequiometría química”. (Mortimer C., 1998. p. 25.).

Existe un tercer isótopo el carbono 14 el cual se encuentra en la naturaleza en muy bajas cantidades que se pueden despreciar en los cálculos. (McMurry J., 2009. p. 44.).

4.1.2 La masa molecular

Mc Murry define la masa molecular como la “suma de las masas atómicas, de todos los átomos que constituyen la molécula”.

Tomada la molécula que corresponde al etileno (C_2H_4).

$$\text{Masa atómica del C} = 12,0 \text{ u} \times 2 = 24,0 \text{ u}$$

$$\text{Masa atómica de H} = 1,00 \text{ u} \times 4 = 4,00 \text{ u}$$

$$\text{Masa molecular del } \text{C}_2\text{H}_4 \qquad = 28,0 \text{ u}$$

Obsérvese que al multiplicar la masa atómica por la cantidad de átomos correspondientes producen la masa involucrada de este elemento en la molécula, que al sumarlas resulta la masa de la molécula.

Las anteriores relaciones se pueden dar siempre que se cumpla la teoría atómica de Dalton, que enuncia

- “1.Los elementos están constituidos por átomos
2. Los elementos se caracterizan por la masa de sus átomos.
3. La combinación química de los elementos para formar sustancias diferentes ocurre cuando los átomo se unen en relaciones pequeñas de números enteros.”
4. En las reacciones químicas los átomos sólo se reacomodan; los átomos en si mismos no cambian. (McMurry J.,2009.p. 35.).

Y la ley de las proporciones definidas de Proust señala “que muestra diferentes de un compuesto siempre contienen los mismos elementos y la misma proporción en masa” (Chang R.,2010.p.43.).

Esta situación confirma el postulado número tres de Dalton al igual que la ley de las proporciones múltiples la cual establece “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.”Es decir, si se tiene el monóxido de carbono (CO) y el dióxido de carbono (CO₂) se verifica que sus relaciones son de 1:1 y de 1:2, respectivamente estos hechos muestran una relación de números enteros.

También se puede demostrar esta relación en masa 3:4 para el monóxido de carbono .

$$\frac{12\text{uC}}{16\text{uO}} :: \frac{3\text{uC}}{4\text{uO}}$$

Y 3:8 para el dióxido de carbono, esta última contiene exactamente el doble de oxígeno

$$\frac{12\text{uC}}{32\text{uO}} :: \frac{3\text{uC}}{8\text{uO}}$$

CO: 3 u de carbono por 4 u de oxígeno la relación de masa es C:O =3:4

CO₂: 3 u de carbono por 8 u de oxígeno la relación de masa es C:O=3:8

4.2 Relación en las fórmulas químicas

4.2.1 Mol - moléculas y masa molar – masa molecular

Las fórmulas químicas cumplen la teoría atómica de Dalton, la ley de las proporciones definidas de Proust, como se demostró anteriormente. Sin embargo existe otra serie de relaciones estequiométricas que permiten manejar muestras macroscópicas debido a que no es posible manipular muestras como átomos o moléculas; de allí que surge el concepto de mol el cual es el puente entre la representación submicroscópica (átomos y moléculas) y la representación macroscópica (moles).

La mol permite convertir la masa atómica y molecular dada, en u, en una relación de masa (v.gr. en gramos) que se puede medir con los instrumentos actuales lo que permite conocer la cantidad que se requiere.

La mol se define como la cantidad de átomos de carbono 12 que contienen una masa de 12,00 g de carbono 12 el valor es de $6,022 \times 10^{23}$ y a esta constante se le conoce como número de Avogadro y se representa como N_A .

La mol es una unidad que representa el número de átomos o moléculas de cualquier sustancia elemental o compuesto. Así un mol de un elemento tiene $6,022 \times 10^{23}$ átomos del elemento o un mol de cualquier compuesto contiene $6,022 \times 10^{23}$ moléculas del compuesto, lo cual es válido para iones e incluso cualquier objeto.

Ejemplo:

Si se toma un átomo de carbono y su masa (u) y se la relaciona con la mol para conocer su masa (u), se tiene:

$$\frac{12,00u}{1,00 \text{ átomo de C}} :: \frac{xu}{6,022 \times 10^{23} \text{ átomos de C}}$$

32 | Relaciones cuantitativas en química y proporcionalidad

$$X_{\text{decarbono}} = 72,26 \times 10^{23}$$

Si se conoce el valor de un mol de carbono en u y se la relaciona con un factor de conversión de la u a g se tendrá el valor en g de la mol de carbono:

$$\frac{1,661 \times 10^{-24} \text{ g}}{1,00 \text{ u}} :: \frac{x_{\text{g de C}}}{72,26 \times 10^{23} \text{ u C}}$$

$$X_{\text{gramos de carbono}} = 12,00$$

De esta manera se conoce el valor en gramos de cualquier sustancia u objeto.

La masa molar en gramos tiene el mismo valor numérico que la masa molecular en u, así una molécula de agua tiene una masa de 18,00 u y una mol de agua contiene una masa de 18,00 g.

Si se resuelven las siguientes razones y proporciones

$$\frac{18,00 \text{ u}}{1,00 \text{ molécula H}_2\text{O}} :: \frac{X_{\text{de H}_2\text{O}}}{6,022 \times 10^{23} \text{ moléculas de H}_2\text{O}}$$

$$X_{\text{de H}_2\text{O}} = 108,40 \times 10^{23}$$

Es decir que una mol de H₂O tiene una masa de 108,40 x 10²³.

Si se relaciona la equivalencia de una u en g se tiene:

$$\frac{1,66 \times 10^{-24} \text{ g}}{1,00 \text{ u}} :: \frac{x_{\text{g de H}_2\text{O}}}{108,40 \times 10^{23} \text{ u}}$$

$$x_{\text{g de H}_2\text{O}} = 18,00 \text{ g}$$

Es decir que una mol de H₂O tiene una masa en gramos de 18,00 g de esto se deduce que

$$1 \text{ mol H} = 1,00 \text{ g} \times 2 = 2 \text{ g}$$

$$1 \text{ mol O} = 15,00 \text{ g} \times 1 = 15 \text{ g}$$

$$1 \text{ mol H}_2\text{O} = 18,00 \text{ g}$$

Con el uso de las anteriores razones y proporciones se puede encontrar el valor numérico de la masa de cualquier sustancia bien sea en gramos o en número de moles, moléculas o átomos, como se demuestra en el siguiente ejemplo.

¿Cuántas moléculas y moles de glucosa ($C_6H_{12}O_6$) se encuentran en 50g de glucosa?

Para encontrar la cantidad de moles se tiene la siguiente proporción,

$$\frac{1,00 \text{ mol de } C_6H_{12}O_6}{180 \text{ g de } C_6H_{12}O_6} :: \frac{x \text{ moles de } C_6H_{12}O_6}{50 \text{ g de } C_6H_{12}O_6}$$

0,27 moles de $C_6H_{12}O_6$

Por último para encontrar la cantidad de moléculas se formula la siguiente proporción,

$$\frac{6,022 \times 10^{23} \text{ moléculas de } C_6H_{12}O_6}{1,00 \text{ mol de } C_6H_{12}O_6} :: \frac{x \text{ moléculas de } C_6H_{12}O_6}{0,27 \text{ moles de } C_6H_{12}O_6}$$

$1,63 \times 10^{23}$ moléculas de $C_6H_{12}O_6$

Con estas razones y proporciones se pueden encontrar otras relaciones como la cantidad de moles para conocer masa molar o molecular, entre otras.

4.2.2 Fórmula mínima y fórmula molecular

Antes de continuar se hace necesario definir algunos términos como los siguientes:

La fórmula mínima o empírica es una fórmula de un compuesto químico que muestra la relación mínima entre los átomos o elementos que componen dicho compuesto. Entre tanto, la **fórmula molecular o verdadera** indica la razón exacta de los átomos o elementos en una molécula.

Composición porcentual: es la proporción en masa que le corresponde a cada elemento o átomo en una sustancia. Estos conceptos se relacionan entre sí de la siguiente manera:

34 | Relaciones cuantitativas en química y proporcionalidad

¿Cuál es la composición porcentual del ácido acético $C_2H_4O_2$ y su fórmula mínima?

$$\frac{100\% \text{ del } C_2H_4O_2}{60g \text{ de } C_2H_4O_2} :: \frac{x\% \text{ de } C \text{ en } C_2H_4O_2}{24g \text{ de carbono en } C_2H_4O_2}$$

$$x\% \text{ de } C \text{ en } C_2H_4O_2 = 40\% \text{ de Carbono}$$

Si se aplican las mismas relaciones para el oxígeno y el hidrógeno, da como resultado:

53,3 % para el oxígeno y 6,6% para el hidrógeno

Si la fórmula molecular del ácido acético es $C_2H_4O_2$, la fórmula mínima será CH_2O ya que por definición indica la relación mínima entre los elementos que la componen. Esto implica que si se relaciona la masa de la fórmula molecular con la masa de la fórmula mínima se tiene como resultado un coeficiente que indica el número de veces que la fórmula mínima (f.m.) está contenida en la fórmula molecular (f.v.).

$$n = \frac{\text{masa molar de fórmula molecular}}{\text{masa molar de la fórmula mínima}}$$

Así, tenemos para el anterior problema

$$n = \frac{60g \text{ de } C_2H_4O_2}{30g \text{ de } CH_2O}$$

$$n = 2$$

Otras relaciones que se presentan son:

Una sustancia de origen orgánico con una masa de 350g se analizó obteniendo una composición porcentual de 82,75% de carbono y 17,24 de hidrógeno si la masa molar es de 58g ¿cuál es la fórmula molecular?.

Se determina la masa de cada elemento en el compuesto usando las siguientes proporciones:

Masa del carbono

$$\frac{350\text{g de la sustancia desconocida}}{100\% \text{ de sustancia desconocida}} :: \frac{x\text{g de C}}{82,75\% \text{ de carbono}}$$

$$x(\text{masa})\text{de C} = 289,6\text{g}$$

Masa de hidrógeno

$$\frac{350\text{g de la sustancia desconocida}}{100\% \text{ de sustancia desconocida}} :: \frac{x\text{g de H}}{17,24\% \text{ de hidrógeno}}$$

$$x\text{g de hidrógeno} = 60,3\text{g}$$

Se halla la cantidad de moles de cada elemento relacionando la masa encontrada y la masa de una mol del elemento así

Para el carbono

$$\frac{1,00\text{mol de carbono}}{12,00\text{g de carbono}} :: \frac{x\text{moles de C}}{289,62\text{g de carbono}}$$

$$x\text{moles de C} = 24,13$$

Para el hidrógeno

$$\frac{1,00\text{mol de hidrógeno}}{1,00\text{g de hidrógeno}} :: \frac{x\text{moles de H}}{60,34\text{g de hidrógeno}}$$

$$x\text{moles de H} = 60,34$$

Se halla el coeficiente (n) entre la razón del número de moles menor con las moles de cada elemento para obtener la fórmula mínima,

Así para el carbono es

$$\frac{24,13 \text{ moles de C}}{24,13 \text{ moles de C}}$$

WC= 1,00 moles de Carbono

Y para el hidrógeno

$$\frac{60,34 \text{ moles de H}}{24,13 \text{ moles de C}}$$

WH = 2,500 moles de hidrógeno

Se multiplica por 2 las moles de cada elemento para obtener valores enteros y así cumplir con la ley de las proporciones definidas.

Esto da 2,00 moles carbono y 5,00 moles de hidrógeno, de esta manera se obtiene la siguiente fórmula mínima



Si se compara la masa molar de la fórmula verdadera con la masa molar de la fórmula mínima se puede conocer cuántas veces está contenida la fórmula mínima en la fórmula verdadera o molecular :

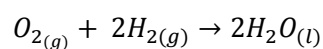
$$\frac{58 \text{ gmas molar f. v.}}{29 \text{ gmas molar f. m. de } C_2H_5}$$

$$\mathbf{n = 2}$$

Lo que indica que la fórmula mínima cabe dos veces en la fórmula molecular al multiplicar por dos, se encuentra que la fórmula verdadera es igual a C_4H_{10} , correspondiente a un hidrocarburo.

4.3 Relaciones en las ecuaciones químicas

Las ecuaciones químicas representan una reacción química, donde las sustancias de inicio (reactantes) producen las sustancias comúnmente llamadas productos las cuales se separan por una flecha que se lee "produce", además se muestra el estado físico de cada una de las sustancias involucradas en la reacción (Atkins, 2006).

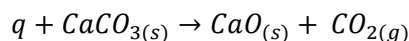


Ciertamente, la clase y el número de átomos no cambia por requerimiento de la ley de conservación de la materia, de allí que el factor estequiométrico (el número que multiplica una fórmula como 2 multiplica el H₂O), los que harán que se cumpla dicha ley .

Las ecuaciones serán estequiométricas o balanceadas, si se cumple la ley de la conservación de la materia, indispensable para el trabajo aritmético.

En estas ecuaciones se puede establecer relaciones en términos de masa, moles, moléculas y átomos entre los reactantes y los productos o entre ellos mismos

Si se da ecuación química



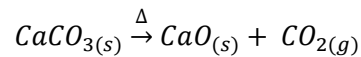
Se puede interpretar así

- Una molécula de carbonato de calcio en presencia de calor reacciona para formar una molécula de óxido de calcio y una molécula de óxido carbónico.
- Si se recurre al número de Avogadro, se concluye que se tiene una mol de carbonato de calcio, en presencia de calor, reacciona para formar una mol de óxido de calcio y una mol de óxido carbónico.
- Utilizando sus masas moleculares se sigue que 102u de carbonato de calcio en presencia de calor reacciona para formar 56u de óxido de calcio y 44u de dióxido de carbono.
- Por último, se usa la masa molar podemos decir que 102g de carbonato de calcio en presencia de calor reaccionan para formar 56g de óxido de calcio y 44g de dióxido de carbono.
- Dadas las masas de los reactantes se puede establecer cuál de estos limitará la reacción química.

Las anteriores interpretaciones permiten encontrar diferentes razones y proporciones en la ecuación que con sencillos cálculos estequiométricos permiten predecir el número de moles, moléculas o gramos que se requieren de los reactantes para producir cierto número de moles, moléculas y gramos de los productos o viceversa.

4.3.1 Predicción masa a masa

Si se requiere saber la cantidad de óxido de calcio que se producen con 340gde carbonato de calcio, se tiene:



Planteando la siguiente proporción y operacionalizando

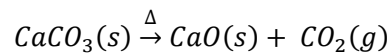
$$\frac{56,08gdeCaO}{100,09gdeCaCO_3} :: \frac{xgdeCaO}{340,0gdeCaCO_3}$$

Se requieren:

$$190,5gdeCaO$$

4.3.2 Predicción mol a mol

Si se producen 13 moles dióxido de carbono, ¿cuántas moles de carbonato de calcio se requieren?



Con la siguiente reacción se tiene

$$\frac{1moldeCaCO_3}{1moldeCaO} :: \frac{xmolesdeCaCO_3}{13molesdeCaO}$$

Y operacionalizando se obtienen como resultado 13 molesdeCaCO₃.

4.3.3 Predicción de moléculas

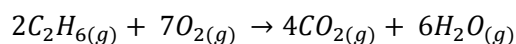
Si se aplica el número de Avogadro se puede saber el número de moléculas que se producen o se requieren según sean productos o reactivos.

$$\frac{6,022 \times 10^{23}moléculasdeCaCO_3}{1,00moldeCaCO_3} :: \frac{xmoléculasdeCaCO_3}{13,00molesdeCaCO_3}$$

El resultado será: $7,80 \times 10^{24}moléculasdeCaCO_3$.

4.4 Reactivo limitante

Además de estas predicciones se puede encontrar el reactivo limitante, definido como el reactante que primero se agota en una reacción química; esto es posible siempre que se conozca la cantidad de reactantes que interviene en la reacción.



De esta manera en términos de cantidades se puede encontrar el reactivo limitante si se admite que 12 moles de etano (C_2H_6) que reaccionan con 24 moles de oxígeno molecular (O_2).

$$\frac{2,0 \text{ moles de } C_2H_6}{7,0 \text{ moles de } O_2} :: \frac{X \text{ moles de } C_2H_6}{24,0 \text{ moles de } O_2}$$

$$X \text{ moles de } C_2H_6 = 7,0$$

Esto demuestra que el reactivo que limita la reacción es el oxígeno molecular (O_2) ya que con 24,0 moles de este reaccionan 7,0 moles de etano (C_2H_6) y quedarían sin reaccionar 5,0 moles etano, lo que sería el exceso de este reactante.

4.5 Estequiometría en gases

Cuando los reactivos y los productos o alguno de estos, se encuentran en estado de agregación gaseosa en una reacción química, es posible relacionar el volumen (V) con la cantidad de moles (n), volúmenes – volúmenes y volúmenes – masa, si se tiene en cuenta la ley de los gases ideales y la ley Avogadro, que plantea que a la misma temperatura y presión el volumen del gas es directamente proporcional con el número de moles de este.

$$V \propto n$$

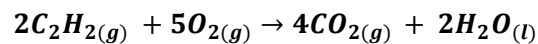
$$V = Kn$$

Donde n es el número de moles, V el volumen del gas y K es la constante de proporcionalidad.

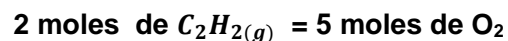
4.5.1 Volumen – volumen

Ejemplo:

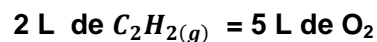
Calcule el volumen de O_2 (en litros) requerido para la combustión completa de 7,64L de acetileno (C_2H_2) a la mismas condiciones de temperatura y presión:



Si



Siguiendo la ley de Avogadro,



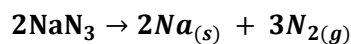
El volumen de oxígeno que reacciona con 7,64L de $C_2H_{2(g)}$ esta dado por la siguiente proporción.

$$\frac{5,0LdeO_2}{2,0LdeC_2H_2} :: \frac{XLdeO_2}{7,64LdeC_2H_2}$$

$$XLdeO_2 = 19$$

4.5.2 Volumen- masa

¿Cuántos litros de N_2 a 1,15 atm y $30^\circ C$ (303,15 K) se producen con la descomposición de 45,0 g de NaN_3 ?



Los valores de P y T están dados, el valor de n en 45.0g NaN_3 se puede calcular con la siguiente proporción,

$$\frac{1,00moldeNaN_3}{65,0gNaN_3} :: \frac{XmolesdeNaN_3}{45,0gNaN_3}$$

$$XmolesdeNaN_3 = 0,69$$

Interpretando la ecuación se sigue que

$$\frac{3,00 \text{ moles de } N_2}{2,00 \text{ mol de } NaN_3} \therefore \frac{X \text{ moles de } N_2}{0,692 \text{ moles de } NaN_3}$$

$$X \text{ moles de } N_2 = 1,04$$

Y utilizando la ecuación de los gases ideales se calcular el volumen de N_2

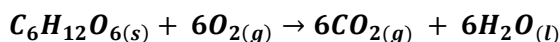
$$VP = nRT$$

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{(1,04 \text{ moles de } N_2) \left(0,08206 \frac{L \text{ atm}}{K \text{ mol}}\right) (303K)}{1,15 \text{ atm}}$$

$$V \text{ de } N_2 = 22,5L$$

4.5.3 Volumen - moles

Calcule el volumen de CO_2 producido a 303,15 K y 1,00 atm cuando se consumen 0,03 moles de glucosa en la reacción de la degradación de la glucosa.



De donde

$$\frac{6,00 \text{ mol de } CO_2}{1,00 \text{ mol } C_6H_{12}O_6} \therefore \frac{x \text{ moles de } CO_2}{0,03 \text{ moles de } C_6H_{12}O_6}$$

$$X \text{ moles de } CO_2 = 0,18$$

y si se utiliza la ecuación de los gases ideales

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{(0,18 \text{ moles de } CO_2) \left(0,08206 \frac{L \text{ atm}}{K \text{ mol}}\right) (303,15K)}{1,00 \text{ atm}}$$

$$V = 4,48L$$

4.6 Estequiometría de reacciones endisoluciones

“Para el estudio de la estequiometría en disoluciones es preciso conocer la cantidad de los reactivos presentes en una disolución” (Chang R.,2010.p.147.), esto es la concentración.

A la cantidad de soluto (puede ser líquido o sólido) en una cantidad determinada de disolvente se le conoce con el nombre de concentración de una disolución la cual se expresa de la siguiente manera (para la molaridad)

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de la solución}} \quad \text{ó} \quad M = \frac{n}{V}$$

La estequiometría con disoluciones tiene dos formas operativas, concentración de las disoluciones y dilución de disoluciones.

4.6.1 Concentración de disoluciones

Ejemplo: ¿Cuántos gramos de $K_2Cr_2O_7$ existen en 250mL de la disolución de $K_2Cr_2O_7$ que es 0,50 M?

Es decir ,

$$\frac{0,50 \text{ moles } K_2Cr_2O_7}{1,00 \text{ L de la disolución}} :: \frac{x \text{ moles de } K_2Cr_2O_7}{0,250 \text{ L de la disolución}}$$

$$x \text{ moles de } K_2Cr_2O_7 = 0,125$$

Con el número de moles que existen en 250mL de la disolución se conoce la masa (en g) de $K_2Cr_2O_7$ existentes en la disolución planteando la siguiente proporción,

$$\frac{294,110 \text{ g } K_2Cr_2O_7}{1,00 \text{ mol}} :: \frac{x \text{ g de } K_2Cr_2O_7}{0,125 \text{ moles}}$$

$$x \text{ g de } K_2Cr_2O_7 = 36,8 \text{ g}$$

4.6.2 Dilución de disoluciones

La dilución es el proceso por el cual se obtiene una disolución menos concentrada de otra disolución más concentrada o solución madre. (Chang R., 2010. p.149)

Como por ejemplo:

Se necesita preparar 250mL de $\text{NaOH}_{(\text{aq})}$ $1,50 \times 10^{-3}$ M a partir de una disolución madre de $\text{NaOH}_{(\text{aq})}$ 0,0380M ¿Cuánta disolución madre se necesita?

Procedimiento:

Se debe encontrar la cantidad de moles NaOH en 0,250L a partir de una disolución $1,50 \times 10^{-3}$ M NaOH , la proporción que nos relaciona estas variables es

$$\frac{1,50 \times 10^{-3} \text{ moles de NaOH}}{1,00 \text{ L de la disolución}} \therefore \frac{x \text{ moles de NaOH}}{0,250 \text{ L de la disolución}}$$

$$x \text{ moles de NaOH} = 0,00037$$

a continuación se debe encontrar el volumen de la disolución madre que contiene 0,00037 moles de NaOH con la siguiente proporción,

$$\frac{1,00 \text{ L de la disolución}}{0,0380 \text{ moles de NaOH}} \therefore \frac{x \text{ L de NaOH}}{0,00037 \text{ moles de NaOH}}$$

$$x \text{ L de NaOH} = 9,87 \times 10^{-3}$$

este es el volumen que se debe tomar de la disolución madre y agregar agua hasta completar un volumen de 250mL.

También se puede resolver de la siguiente forma, se tiene en cuenta que cuando se diluye una disolución las moles de soluto no cambian, solo cambia el volumen de la disolución al agregar disolvente, puesto que las moles del soluto se calculan multiplicando la molaridad por el volumen

$$\text{Moles del soluto} = \text{Molaridad} \times \text{Volumen}$$

Se puede plantear entonces que:

$$M_{\text{inicial}} \times V_{\text{inicial}} = M_{\text{final}} \times V_{\text{final}}$$

44 | Relaciones cuantitativas en química y proporcionalidad

Reacomodando la ecuación se tiene

$$V_{inicial} = \frac{M_{final} \times V_{final}}{M_{inicial}}$$

$$V_{inicial} = \frac{1,50 \times 10^{-3} M NaOH \times 0,250 L}{0,0380 M NaOH(aq)}$$

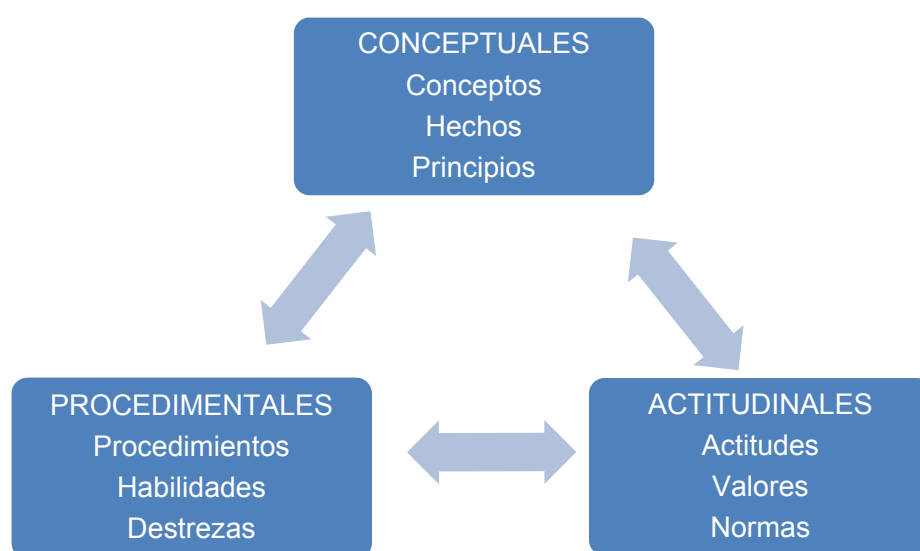
$$V_{inicial} = 9,87 \times 10^{-3} L$$

Como se expuso anteriormente el volumen de $9,87 \times 10^{-3} L$ se lleva a 0,250L agregando agua.

5. Propuesta de unidad didáctica

Para que los educandos puedan entender y comprender los cálculos cuantitativos en química, en el desarrollo de este trabajo se ha considerado abordarlo desde la elaboración de una unidad didáctica como la que plantea Fernández González y otros (1999.p. 47.), en la cual indica que para la elaboración de estas no existe una receta o unos pasos determinados sino que esta depende de los implicados en el proceso, correspondiendo a la necesidad de una evaluación que tenga en cuenta aspectos como el ser, el saber hacer y el saber (ver Figura 5-1).

Figura 5-1: Tipos de contenidos (Fernández, 1999)



Además de tener en cuenta los anteriores aspectos, las unidades didácticas deben ser innovadoras. En su decálogo de orientaciones para la innovación en acciones formativas virtuales, Alonso et al. (2012) señala: “inove en educación utilizando recursos virtuales siempre y cuando la innovación que se quiera desarrollar implique

planificación sistemática, incorporación de nuevos temas, métodos y criterios de actualización y reflexión sobre la propia práctica”.

En este caso, el uso de la plataforma MOODLE se propone como un valor innovador ya que permite el ordenamiento de las actividades según lo considere el docente de acuerdo con el modelo pedagógico definido. En el documento aquí presentado dichas actividades se han organizado tomando como punto de partida la exploración de los pre-conceptos, antes de abordar los nuevos saberes como se mostrará más adelante.

Esta manera de organización permite que el estudiante de cuenta de su proceso de aprendizaje, evidenciando sus cambios, consultando permanentemente las actividades, los recursos ofrecidos en la plataforma, la consulta al docente en forma personalizada (favorecida por la discrecionalidad de la comunicación directa sin la presión de grupo), las discusiones con sus pares y las orientaciones ofrecidas por los docentes, cuantas veces lo requiera.

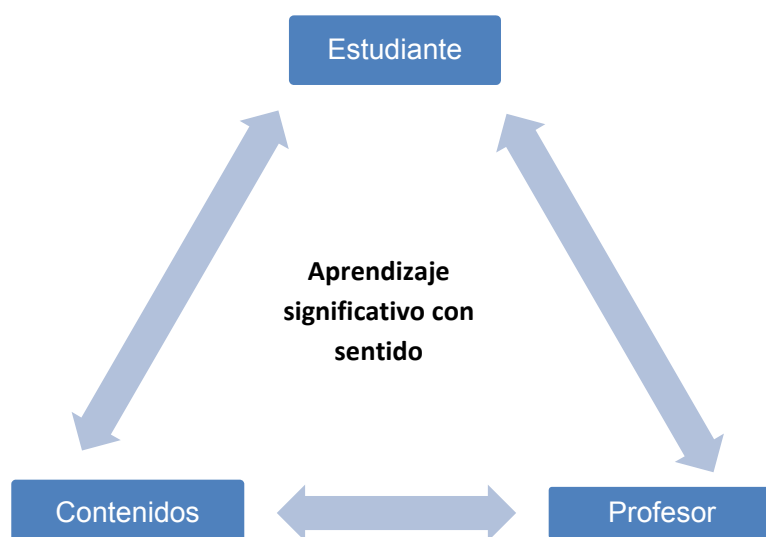
Por su parte, el docente puede hacer un seguimiento permanente del cambio conceptual y el desarrollo de las competencias que se pretenden en el educando, a través de su interacción en espacios como los foros que se pueden plantear de forma asincrónica y que permite la construcción del conocimiento entre pares y el docente.

Moodle también permite relacionar saberes de diferentes áreas del conocimiento como es para este caso, el de las matemáticas con las razones y las proporciones y los cálculos cuantitativos o estequiometría en química y las relaciones de los preconceptos para la construcción de los nuevos saberes generando una mejor aprehensión de los conceptos que según Ausubel “el aprendizaje significativo consiste en la adquisición de ideas y conceptos, de significados, mediante el establecimiento de relaciones entre la información que se recibe y los conocimientos que ya están en la memoria” (Pérez y Martín, 2009. p.35). Estas relaciones entre diferentes áreas del conocimiento le permite al estudiante fortalecer su competencia argumentativa ya que ofrece la posibilidad de dar cuenta del sustento teórico y conceptual que se encuentra inmerso en las operaciones cuantitativas que realiza.

El uso de la plataforma podría motivar al estudiante ya que permite un uso racional de las nuevas tecnologías, los procesos de enseñanza aprendizaje y una forma nueva de comunicación con el docente y su par académico lo que favorece la forma de aprender

un poco más acorde con el entorno de los educandos además de construir nuevas formas de interacción como se muestra en la Figura 5-2.

Figura 5-2: Modelo de interacción (Silva, 2011, p. 50)



En la plataforma Moodle se construyeron las siguientes actividades que fueron organizadas a partir de los preconceptos y finalizando con actividades que permitan la comprensión y desarrollo de los cálculos cuantitativos en química así:

SABERES QUE DEBES TENER ANTES DE CONTINUAR

ACTIVIDAD 1 : Las razones y las proporciones

ACTIVIDAD 2 : Las leyes ponderables.

ACTIVIDAD 3: Mol y masa molar

ACTIVIDAD 4: Estequiometría entre masa atómica y molecular.

ACTIVIDAD 5: Relaciones en las formula químicas.

ACTIVIDAD 6: Relación en las ecuaciones químicas

ACTIVIDAD 7: Estequiometría en gases.

ACTIVIDAD 8: Las relaciones cuantitativas en las disoluciones

BIBLIOGRAFÍA

En las actividades se plantean lecturas, videos, evaluaciones y foros que son importantes para la comprensión de las relaciones cuánticas en química y así se puedan desarrollar los cálculos químicos sin recurrir a aplicaciones memorísticas además de permitir el seguimiento del estudiante y comprobar el desarrollo conceptual como se planteó anteriormente.

Para acceder a la plataforma en la cual se encuentra la unidad didáctica propuesta en el desarrollo del presente documento, se puede consultar la página <http://www.serpedagogicos.com> . Para efectos de la revisión y evaluación de esta herramienta, se han generado un usuario con su respectiva contraseña:

Nombre de usuario:docente

Contraseña:PROfesor3%

6. Conclusiones y recomendaciones

6.2 Conclusiones

Para el proceso de enseñanza-aprendizaje de los cálculos cuantitativos en química (cálculos estequiométricos) es indispensable tener en cuenta los preconceptos que se deben adquirir antes de su enseñanza. Este es el caso de las razones y las proporciones. Las primeras se deben entender como la relación entre magnitudes y las segundas como relaciones entre razones respectivamente.

Debido a la gran variedad de relaciones entre magnitudes que se dan en estos cálculos, como por ejemplo, en las ecuaciones químicas y sus relaciones entre los reactantes y productos, como también una serie de proporciones que pueden ser directas o inversas es el caso de los gases y su comportamiento por mencionar algunos, es indispensable comprenderlos de forma adecuada para permitirnos solucionar y desarrollar los cálculos estequiométricos eficientemente y no solo la solución de algoritmos mecánicamente que no permiten poner de manifiesto dichas relaciones.

Para ello, es indispensable contar con otros preconceptos como las leyes ponderales, los conceptos de mol, molécula y elemento, importantes para una mejor comprensión del micro mundo (donde se encuentran los átomos y las moléculas) y el macro mundo (donde se encuentran los moles de elementos y compuestos).

Esto es el insumo que se expresa en la elaboración de unidades didácticas, herramienta pedagógica que permite indagar sobre los preconceptos que el estudiante tiene antes de abordar el tema, en la cual el docente organiza las actividades que se requieren bien sea para adquirir un nuevo conocimiento o para adquirir una serie de preconceptos antes del nuevo conocimiento.

A través de este trabajo, proponemos la elaboración de estas unidades en plataformas como Moodle la cual nos permite acercarnos al entorno en que los estudiantes de hoy se desenvuelven y los motiva al aprendizaje ya que esta herramienta permite al educando ingresar a la unidad en cualquier momento y elaborar las actividades que allí se plantean

además de la interacción con sus pares y docentes de manera asincrónica a través de los foros que se planten.

6.3 Recomendaciones

Es importante la incorporación de entornos virtuales de aprendizaje para los procesos de enseñanza – aprendizaje en todas las áreas del conocimiento, puesto que permite organizar las actividades de lo que se quiere enseñar además y de motivar al estudiante por las diferentes maneras de relacionarse con el conocimiento.

En este sentido, también debemos permanecer atentos a los conceptos de otras áreas del conocimiento que son vitales para la aprehensión de nuevos conceptos dentro de nuestro campo de enseñanza.

Por último esta propuesta podría orientar nuevos trabajos sobre los problemas que tienen los estudiantes para realizar cálculos cuantitativos en química siempre que se aborde desde los conceptos matemáticos de razón y proporción.

Bibliografía

- Alonso, L. et al, (2012). El Docente de educación virtual. Ed. Narcea. S.A
- Andoneguia, M. (2006).Fracciones I concepto y representaciones. Serie desarrollo del pensamiento matemático N° 9. Federación Internacional Fe y Alegría. Caracas.
- Andoneguia, M.(2006). Razones y proporciones. Serie desarrollo del pensamiento matemático N° 11. Federación Internacional Fe y Alegría. Caracas.
- Asimov, I. (1999). Breve historia de la química. Grupo Anaya Comercial. Madrid
- Atkins, P., Jones, L. (2006). Principios de química. Ed Médica Panamericana S.A. Argentina.
- Bertomeu, J. (2011). Química y esfera pública durante la Ilustración en España. En: Revista Eidon. No. 35
- Busch, R. (1952). Nociones de química general e inorgánica. Buenos Aires. Imprenta Balmes.
- Chang, R. (2010). Química. Ed Mc Graw-Hill. China.
- Fernández, J. et al, (1999) ¿Cómo hacer unidades didácticas innovadoras?.Editorial DIADA. España.
- Ferro, F. (1995). De la sabiduría de los griegos. Universidad Autónoma de Ciudad de Juárez. México.
- García, I. et al, (2003). Matemáticas. Editorial MAD. España. 2003
- Godino, J., Batanero,C. (2002).Proporcionalidad y su didáctica para maestros. Publicación realizada en el marco del proyecto de investigación y desarrollo del ministerio de ciencia y tecnología. Matemáticas y su didáctica para maestros.
- Gutiérrez, E, (1985). Química. Barcelona.Ed. Reverté Leicester. H, (1967). Panorama histórico de la química.

Jiménez, M. (2006). Matemáticas 1.Ed. Umbral. México

Laitinen, H. y Harris, W. (1982).Análisis químico: texto avanzado y de referencia. Barcelona.Ed Reverté.

McMurry, J. y Fay, R. (2009). Química general. Ed Pearson Educación. México.

Mederos,C.(1998).Eudoxoy la matemática.Seminario “orotawa” de la historia de la ciencia – año VII.

Moreno, E. et al, (2007). Curso Libre Juvenil de Química Básica. Bogotá. Proceditor.

Mortimer, Ch. (1998). Química. Ed Iberoamerica.Mexico

Morris, K.(1999). Pensamiento matemáticas de la antigüedad a nuestros días. Grupo Anaya Comercial. Madrid

Páez, T. (2009).Las matemáticas a lo largo de la historia: de la Europa Medieval al siglo XIX. Ed. Visión libros. Madrid.

Pareja, D. (2008). Aproximación a la epistemología de las matemáticas temas cruciales en la historia de las matemáticas. Universidad del Quindío.

Partington, J. (1964).A short history of chemistry. Macmillan

Petrucci, R. et al, (2011).Química general: principios y aplicaciones modernas.

Pérez, M., Martin, M. (2009). Innovación en docencia universitaria con Moodle. Editorial Club Universitario, España.

Santos, S. (2009). La historia del sistema periódico. Cuadernos de la UNED. Madrid.

Silva, J. (2011). Diseño y moderación de entornos virtuales de aprendizaje (EVA). Ed. UOC.

Stewart, I.(2008). Historia de las matemáticas: en los últimos 10.000 años. Ed critica. Bogotá.

Universidad de Murcia (S.F.). Capítulo 2: Números reales y complejos. Pág 52.

Consultado el Octubre 20 de 2012 .

A. Anexo: CD.

En el CD anexo se encontraran las siguientes carpetas

- **Relaciones cuantitativas en química y proporcionalidad:** Aquí estará la versión digital del presente escrito.