

LAS LEYES DE LAS COMBINACIONES QUÍMICAS Y SU IMPLEMENTACIÓN EN LA ASIGNATURA QUÍMICA GENERAL DE LA LICENCIATURA EN EDUCACIÓN .QUÍMICA INDUSTRIAL .

Dr.C Amaury Perera Mesa¹, MSc. Ana Edelys Santana Lantigua², MSc. Caridad Oviedo Soto³

1. *Universidad de Matanzas – Sede “Camilo Cienfuegos”, Vía Blanca Km.3, Matanzas, Cuba. amaury.perera@umcc.cu*
2. *Universidad de Matanzas – Sede “Camilo Cienfuegos”, Vía Blanca Km.3, Matanzas, Cuba.*
3. *Universidad de Matanzas – Sede “Camilo Cienfuegos”, Vía Blanca Km.3, Matanzas, Cuba.*

Resumen

En el trabajo, los autores realizan un análisis histórico y metodológico para aplicar las leyes de las combinaciones químicas o leyes de la estequiometría en el proceso de enseñanza – aprendizaje de la asignatura Química General en la Licenciatura en Educación. Química Industrial en la Facultad de Ciencias Técnicas en la Universidad de Matanzas. Este trabajo fue dirigido en el año 2004, por la Licenciada María Luisa Redondo en el entonces Instituto Superior Pedagógico “Juan Marinello Vidaurreta” en un proyecto de aprendizaje y fue aplicado además en el grupo multidisciplinario de dicho centro, específicamente en el área de las ciencias naturales dirigido por el profesor Amaury Perera Mesa, en función del entrenamiento de concurso de los estudiantes del IPVCE “Carlos Marx.

Palabras claves: estequiometria, combinaciones

DESARROLLO

Durante los últimos años del siglo XVIII y a principios del XIX se obtuvo una gran información referente a la composición de las sustancias y a las reacciones químicas. Específicamente en la década comprendida entre 1801 y 1811, hombres de ciencia como: John Dalton (1766 – 1844), Joseph Louis Proust (1755 – 1826), Jeremías Benjamín Richter (1752 - 1807), Amadeo Avogadro (1776 - 1856), Joseph Louis Gay Lussac (1778 –1850) y otros descubrieron leyes y teorías relativas a las masas de las sustancias que reaccionan y que se forman en las reacciones químicas, así como de los volúmenes de las mismas y las formas de medirlas.

En el caso de J.B Richter, consideró la química como una parte de la Matemática aplicada, en sus trabajos utilizaba el término estequiometria que significaba medida de los elementos o principio de los cuerpos, pero no reconoció la teoría atómica debido a lo cual no pudo desarrollar la estequiometria descubierta por él.

En esencia la estequiometria, según Richter expresa las relaciones de magnitud según las cuales deben combinarse las sustancias. Sirve además, para la determinación de las fórmulas de los compuestos y para la expresión exacta de las ecuaciones que representan las reacciones o transformaciones químicas.

Su estudio comprende una serie de leyes fundamentales

- Ley de conservación de la masa.
- Ley de Proust de las proporciones definidas.
- Ley de Dalton de las proporciones múltiples.
- Ley de Richter de las proporciones recíprocas.

Conocidas como leyes de la estequiometria o leyes de las combinaciones químicas, son leyes naturales que se ponen de manifiesto en los procesos químicos y presentan una importancia significativa ya que estas leyes fundamentan científicamente los cálculos en Química. En diferentes clases de la asignatura Química General en la Licenciatura en Educación. Química Industrial se aplican dichas leyes, precisamente en este trabajo el autor aborda el tema con el objetivo de dar entrada a un problema conceptual metodológico enmarcado en el plan de trabajo metodológico de la carrera Licenciatura en Educación. Química Industrial así como en diferentes

actividades metodológicas precedentes, donde se ha tratado este tema desde el punto de vista metodológico.

Independientemente que en la asignatura Química General se estudian las leyes de las proporciones definidas, múltiples y recíprocas se hace necesario hacer alusión a una ley estudiada por los estudiantes en el octavo grado correspondiente a la Educación Media, la ley de conservación de la masa, por ser una confirmación más, de una ley fundamental de la naturaleza conocida como ley de conservación de la materia que afirma que la materia ni se crea ni se destruye, sino que se transforma.

- **Ley de conservación de la masa:** En las transformaciones químicas se cumplen en principio, dos leyes fundamentales, la de conservación de la masa y la de conservación y transformación de la energía. Aunque esta última no es realmente una ley estequiométrica, la mencionamos por estar estas dos leyes, indisolublemente unidas, como lo están la masa y la energía.

El enunciado de la “Ley de Conservación de la Masa” plantea que la masa de un sistema permanece invariable, cualquiera que sea la transformación que ocurre dentro de él, De acuerdo con el enunciado anterior, se puede establecer que en una transformación química, la masa de las sustancias reaccionantes es siempre igual a la masa de las sustancias que se producen; esta ley fue enunciada por primera vez por Mijail Vasilievich Lomonosov (1711- 1765) y confirmada en 1756. Entre 1772 y 1777 Antoine Laurent Lavoisier (1743-1794) realizó experimentos semejantes arribando independientemente a las mismas conclusiones que Lomonosov, pero sus resultados fueron más allá ya que estableció que el proceso de combustión no es la descomposición de una sustancia como planteaba la teoría del flogisto imperante en la época, sino una reacción de combinación con el oxígeno del aire. El mérito de Lavoisier al combatir la teoría del flogisto, fue el sentar las bases de la Química moderna. Refiriéndose al trabajo de Lavoisier, Engels escribió citado por Carlos Marx en la obra el capital “·en y de este modo puso en pie toda la Química, que bajo su forma flogística estaba de cabeza “

El estudio de la Ley de Conservación de la Masa se desarrolla en octavo grado, (Hedesa., et al 2007), desde el punto de vista cognoscitivo, el conocimiento de la misma tiene gran valor si se tiene en cuenta que a partir de este momento la química, como ciencia adquiere un carácter exacto en la medida en que los procesos que ella estudia, pueden ser cuantificados convenientemente.

Lomonosov dio un gran significado al descubrimiento de esta ley porque con ella se creaban las condiciones para convertir a la Química, como el expresó, en la Química Matemática.

● **Ley de Proust de las proporciones definidas:** En ocasiones los profesores en su afán de entrenar más a los estudiantes “inventan “ejercicios de Ley de Conservación de la Masa sin tener en cuenta la ley de Proust. Esta ley es establecida en 1799 por Joseph Louis Proust y se puede enunciar diciendo que “Cuando dos o más sustancias se combinan para formar un mismo compuesto lo hacen en una proporción invariable “. Fue defendida por John Dalton a causa de su íntima relación con la teoría atómica que él propugnaba, pero duramente atacada por Claude Louis Berthollet, que afirmaba que la composición de un compuesto dependía de la forma en que se había preparado, por lo que era variable.

Si bien es cierto que los compuestos formados por moléculas discretas y simples, como el CO_2 , presentan composición y masa definida, es también, un hecho probado, que existe una variación evidente en la composición de los sólidos iónicos dependiendo en algunos de los casos del modo de preparación. Así la composición del sulfuro de hierro (II) puede variar entre FeS y Fe_5S_6 ; la del sulfuro de cobre(I) entre $\text{Cu}_{1,7}\text{S}$ y Cu_2S y la del óxido de Titanio (II) entre $\text{TiO}_{0,69}$ - y $\text{Ti}_{0,75}\text{O}$.

En resumen, la idea de Proust acerca de la composición fija de los compuestos químicos apuntaba hacia un rango de la materia, su discontinuidad, en tanto Bertolhett valoraba otro aspecto, la continuidad. La disputa duró entre los años 1801 y 1808 y fue resuelta más tarde, gracias a los trabajos de Dimitriv Ivanovich Mendeleiev que demostró que las combinaciones definidas son un caso particular de las combinaciones indefinidas. La existencia de ambas señala la unidad entre lo continuo y lo discontinuo en la estructura y propiedades de los sistemas materiales.

Las sustancias de composición constante se llaman daltónidos, incluyen en general las sustancias moleculares, tales como el agua (H_2O), el benceno (C_6H_6), y en general, todos los compuestos orgánicos sin excepción, mientras que los de composición variable son denominados bertholidos.

De la ley de Proust se deriva toda una serie de relaciones y proporciones entre las cantidades de sustancias, entre las masas y los volúmenes de los compuestos que participan en las reacciones químicas y fracciones másicas, molares y volumétricas, que permiten calcular el rendimiento de

una reacción, la composición de una sustancia o cualquier otro dato estequiométrico que se necesite.

Relación de combinación: relación constante según la cual dos sustancias que se combinan, cumplen la ley de Proust

Puede expresarse como una relación entre:

- fracciones $n(x)$ de un reaccionante y $n(x)$ de otro $r(A/B) = n(A) / n(B)$
- sus masas $m(x)$ $R(A/B) = m(A) / m(B)$
- sus volúmenes $V(x)$ $V(A/B) = V(A) / V(B)$
- *másica* $W(A/AB) = m(A) / m(AB)$ A la fracción másica también se le puede llamar factor gravimétrico según algunos autores, es una unidad física relativa y se expresa como fracción de la unidad o partes por ciento.

Ejemplo el NH_3

$$W(N/NH_3) = \frac{n(N) \cdot M(N)}{N(NH_3) \cdot M(NH_3)} = \frac{1,14 \text{ mol-g mol}}{1,17 \text{ mol-g mol}} = 0,824$$

$$W(H/NH_3) = \frac{n(H) \cdot M(H)}{N(NH_3) \cdot M(NH_3)} = \frac{3,1 \text{ mol-g mol}}{1,17 \text{ mol-g mol}} = 0,176$$

La composición centesimal del NH_3 es 82,4 % de nitrógeno y 17,6 de hidrógeno

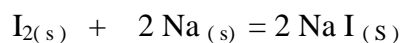
- molar $\lambda(A/B) = \lambda(A/B) = n(A/AB)$
- volumétrica $\Psi(A/AB) = \Psi(A/AB) = V(A) / V(B)$ TPEA 24 ; 8 L / mol

Así por ejemplo si conocemos que la relación másica $R(N_2/H_2) = 4,66$ para la reacción representada por la ecuación : $N_{2(s)} + 3H_{2(s)} = 2NH_{3(g)}$ podemos calcular la masa de N_2 que se combinará con 24 g de H_2

Entonces : $R(N_2/H_2) = m(N_2) / m(H_2)$ ya que $R(N_2/H_2) = m(N_2) / m(H_2)$
 (Ley de Proust) $4,66 = m(N_2) / 24 \text{ g}$ $R(N_2/H_2) = \frac{n(N_2) \cdot M(N_2)}{n(H_2) \cdot M(H_2)} = 4,66$

$$m(N_2) = 112 \text{ g}$$

Para el caso de que se conozca la masa de uno de los reaccionantes y pidan el producto o en caso de que se den por datos en un problema las masas de las dos sustancias reaccionantes, se explicaría entonces sustancia limitante aplicando la ley de Proust, utilizando para su determinación inicial el concepto de rendimiento molar para un reaccionante $Y_m (X)$ que es la relación entre la cantidad de sustancia que se dispone de esa sustancia entre la cantidad de sustancia dada por la ecuación ajustada, este concepto es actualmente utilizado para determinar la sustancia limitante en una reacción, así por ejemplo para la reacción que se muestra en la siguiente ecuación :

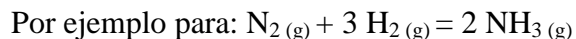


$$Y_m (I_2) = \frac{n(I_2)}{Y(I_2)} = \frac{m(I_2)}{M(I_2)} \quad 1$$

$$Y_m (Na) = \frac{n(Na)}{Y(Na)} = \frac{m(Na)}{M(Na)} \quad 2$$

La sustancia reaccionante que tiene menor Y_m es la sustancia limitante.

Hay otro método para determinar la sustancia limitante y consiste en comparar la relación de combinación de la reacción con la relación en que se encuentran las sustancias puestas a reaccionar.



Si se determina :

$$Y_m (N_2 / H_2) = \frac{n(N_2)}{N(H_2)} = \frac{1 \text{ mol}}{3 \text{ mol}} = 0,33$$

Y a partir de los datos experimentales (dados en el problema) se calculan las cantidades disponibles de N_2 y de H_2 a partir de la fórmula:

$$n^i(N_2) = \frac{m(N_2) \text{ dada}}{m(N_2)} \quad \text{y} \quad n^i(H_2) = \frac{m(H_2) \text{ dada}}{m(H_2)}$$

Se calcula $r^i(N_2 / H_2)$ o sea

$$r^i(N_2 / H_2) = \frac{n^i(N_2)}{n^i(H_2)}$$

y se comparan ambas relaciones .

$r^i(N_2/H_2) < r(N_2)/(H_2)$ N_2 es la sustancia limitante

$r^i(N_2/H_2) > r(N_2)/(H_2)$ H_2 es la sustancia limitante

Por ejemplo, en este caso $r(N_2)/(H_2) = 0,33$ si $r^i(N_2/H_2) = 0,25$

$0,25 < 0,33$ y es evidente que la cantidad de sustancia que aparece en el numerador de la relación planteada con las sustancias puestas a reaccionar, está en defecto y por tanto, la sustancia limitante es el N_2

En el caso de la ley de Proust, se imparte en 10⁰ (Hedesa. et al 2007) solo en función de la relación m / m. Las relaciones entre V (X) y n (X) (volumen molar) también son objeto de estudio. Con respecto a la aplicación de la ley de Proust, se puede plantear como resultado de una investigación llevada a cabo a partir de enero de 2006 en la entonces Universidad de Ciencias Pedagógicas Juan Marinello, teniendo en cuenta los instrumentos aplicados que los alumnos no tienen el conocimiento de la aplicación de la ley de en caso de los cálculos de masas de sustancias que reaccionan o se producen durante la ocurrencia de las reacciones químicas (esencia de la ley de Proust) existiendo dificultades para plantear la relación teórica que es el fundamento de la aplicación de la ley.

Un dominio de la aplicación de esta ley como se ha visto contribuye a evitar “inventos “de números arbitrarios en la elaboración de ejercicios relacionados con la ley de conservación de la masa que se inicia en 8⁰ y se continúa aplicando hasta el grado 12⁰

En el caso del nivel universitario, se aplican todas las relaciones estudiadas en esta clase no solo en clase práctica sino también en prácticas de laboratorio donde incluso se tienen en cuenta para el desarrollo de la técnica semimicro teniendo presente la política de ahorro que se lleva a cabo en el país.

• **Ley de Dalton o de las proporciones múltiples:** Esta ley se puede desarrollar en el aula según página 27 del libro Química General Superior de Rafael León Avendaño, al hacer el ejercicio de esta página, se puede resumir que en este caso el % es lo que da la masa para calcular la relación $R(C/H)$ (León. R., 1991)

O sea:

#	% de C	% de H	$R(C/H)$	F
---	--------	--------	----------	---

1	92,30	7,70	$R_1 = 92,30 / 7,70$ $= 11,96$ ~ 12	$F1-2$ $= 12 / 6$ $= 2$ $= 4 / 2$
2	85,70	14,30	$R_2 = 85,70 / 14,30$ $= 5,99$ ~ 6	$F1-3$ $12 / 4$ $= 3$ $6 / 2$
3	80,00	20,00	$R_3 = 80 / 20$ $= 4$	$F2-3$ $6 / 4$ $= 1,5$ $3 / 2$

Se puede continuar la explicación que aparece en el libro de Rafael León página 48 hasta $f\ 1-2 = R_1 / R_2$ u otros como son los textos Química General I de (Herryman.E., et al) y Química General (de Lara. A., etal)

Un aspecto importante es plantear las relaciones desde el punto de vista teórico

Ejemplo: C_2H_2 , C_2H_4 , y C_2H_6

	C	H	R(C/H)	F
C_2H_2	24	2	$R_1 = 24/2 = 12$	$F1-2 = R_1 / R_2$ $12 / 6 = 2 = 4/2$
C_2H_4	24	4	$R_2 = 24/4 = 6$	$F1-3 = R_1 / R_3$ $12 / 4 = 3 = 6/2$
C_2H_6	24	6	$R_3 = 24/6 = 4$	$F2-3 = R_2 / R_3$ $6 / 4 = 1,5 = 3/2$

Si se parte $F1-2 = 12 / 6$

$F1-3 = 12 / 4$

$$F2-3=6/4$$

Y se desea ubicar una masa fija de hidrógeno de 2 g se puede simplificar en cada caso , sabiendo que el denominador es 2 , así entonces para que f1-2 tenga 2 en el denominador hay que sacar tercera de $12 = 4$ que queda en el numerador para f1-3 para que el denominador sea 2 hay que sacar mitad y mitad de 12 es 6

Para f2-3 hay que sacar mitad para que el denominador sea 2 por lo que hay que sacar mitad en el numerador y queda tres.

Plantear otro ejemplo:

Es conocido que el oxígeno y el nitrógeno forman una serie de compuestos binarios distintos, en los que se puede relacionar las masas de oxígeno que se combinan con una misma masa de nitrógeno, en cada uno de ellos ¿Cuáles serán las masas de oxígeno que reaccionarán en cada caso con 14 g de nitrógeno

Fórmula	R (O/N)	Para que fuera 14 g de N	R(O/N)
N ₂ O	16/28	/ 14 (28/ 2= 14 ,entonces 16 / 2= 8	8 / 14
NO	16/14	Se queda igual numerador	16 / 14
N ₂ O ₃	48/28	28/2, entonces 48 / 2 = 24	24 / 14
NO ₂	32/14	Se queda igual numerador	32 / 14
N ₂ O ₅	80/28	28/ 2, entonces 80/ 2= 40	40 / 14

Las masas de oxígeno, que reaccionan en cada caso con 14 g de nitrógeno , son 8 , 16,24,32,40 y estos números están entre sí en la relación de números enteros sencillos 1:2:3:4:5

Insistir en que este es un ejemplo de cómo los cambios cuantitativos originan cambios cualitativos. La modificación del número de átomos en las moléculas conduce a una redistribución de los nexos entre ellos y esto produce, a su vez, radicales transformaciones cualitativas en la estructura de las moléculas y a la aparición de nuevas combinaciones químicas

Este contenido se desarrolla en la enseñanza superior y las mayores dificultades radican en la concepción de una misma masa de un elemento, además de problemas elementales de matemática

- **Ley de Richter de las proporciones recíprocas:** Se puede explicar sin dificultad por el libro anteriormente mencionado (León. R., 1991), iniciando el comentario del primer párrafo de la página 51 y analizar datos y cálculos que aparecen de la página 51 a la 52, se debe realizar un comentario a los estudiantes sobre la equivocación de Berzelius y dar enunciado de la ley

Antes de la aplicación del sistema internacional de unidades se usaban los términos: equivalente, equivalente gramo y número de equivalente químico. Actualmente hay cuatro conceptos perfectamente compatibles con los correspondientes sobre masas: equivalente, número de equivalencia, cantidad de sustancia del equivalente y masa molar del equivalente

Se recomienda realizar un resumen de cada uno de estos página 52 a 54 (León. R., 1991)

En resumen: El equivalente es la fracción $1/Z^*$ de la partícula X, que se corresponde con un ion monovalente o con una carga unitaria, positiva o negativa, en cualquier reacción química.

Z^* es el número de equivalencia y viene dada por el número de iones H^+ , iones OH^- , cargas positivas, cargas negativas o electrones que aporta, requiere o intercambia la partícula X depende de la reacción en cuestión.

Cantidad de sustancia en equivalente $n(X/Z^*) / \text{mol}$

$$n(X/Z^*) = Z^* \cdot n(X)$$

Masa molar del equivalente $M((X)/Z^*) \text{ g mol}^{-1}$

$$M(X/Z^*) = M(X) / Z^*$$

Cálculo de Z^*

Ácidos: Número de átomos de H^+ sustituidos

Hidróxidos metálicos: Número de átomos de OH^- sustituidos

Sales: Número total de cargas del anión o del catión que interviene en la reacción

A partir del ejemplo de la página 54 ($HCl + Zn$) del libro Química General Superior de Rafael León, insistir en que si $n(HCl/1) = 2 \text{ mol}$ y $n(Zn/Z^*) = 2 \text{ mol}$ se puede concluir que las dos sustancias se combinan equivalente a equivalente, es decir las $n(X/Z^*)$ son iguales.

Si reaccionan A y B siendo ambas cualquier sustancia se cumplirá siempre que:

$$n(A/Z^*) = n(B/Z^*)$$

Como $n(A/Z^*) = \frac{m(A)}{M(A/Z^*)}$ y $n(B/Z^*) = \frac{m(B)}{M(B/Z^*)}$

$$\frac{m(A)}{M(A/Z^*)} = \frac{m(B)}{M(B/Z^*)}$$

Entonces $\underline{m}(A) = \underline{m}(B)$

$$M(A/Z^*) = M(B/Z^*)$$

$$\text{De donde } \frac{\underline{m}(A)}{m(B)} = \frac{M(A/Z^*)}{M(B/Z^*)}$$

Las masas de dos sustancias que se combinan son directamente proporcionales a sus masas molares del equivalente que es otra forma de enunciar la ley de Richter, llamada por eso también ley de los equivalentes.

El profesor puede desarrollar de ejemplos los ejercicios 1 y 2 páginas 55 y 56 del libro Química General Superior de Rafael León, bibliografía básica del programa Química General en la Licenciatura en Educación. Química Industrial.

Este contenido se desarrolla en la Educación Superior, las dificultades radican en determinar Z^* , lo ven como una ley aislada y no saben aplicarla en la asignatura de Análisis Químico (Métodos Químicos de Análisis), no contribuyendo al desarrollo teórico y práctico de la asignatura.

El tema desarrollado permite plantear aspectos comunes en las leyes descubiertas por los hombres de ciencia que estudian específicamente en la década comprendida entre 1801 y 1811. Lomonosov partía de la idea del atomismo, que es una doctrina materialista de la estructura discontinua y discreta de las sustancias, la ley de Dalton al igual que la de Proust tiene su origen, lógicamente en las ideas atomísticas, la ley de Richter es otro aval de la existencia de los átomos, él consagró su vida a la tarea de la introducción de las matemáticas en la química, increíblemente no fue atomista, pero a pesar de ello, persiguió al igual que Proust y Dalton, la constancia en la composición de las sustancias puras.

Conclusiones

En el trabajo se ha resumido las diferentes leyes, los autores han seguido y respetado el orden histórico analizando como las leyes de las combinaciones químicas iniciadas por Lomonosov y Lavoisier condujeron a la teoría atómica al revelar regularidades del conocimiento científico y la unidad y diversidad del mundo material, al explicar los hechos con un enfoque materialista – dialéctico que sirve además como componente motivacional de la clase al analizar la vida y obra de los científicos más destacados de la etapa en función del objetivo de la clase con un enfoque

histórico – lógico , contribuyendo así al desarrollo de la concepción científica del mundo de los estudiantes de la carrera Licenciatura en Educación. Química Industrial.

Bibliografía

- García, M.C. Estudio del desarrollo histórico de la enseñanza de la Química en Cuba en la Educación Media y Superior entre 1793 y 1958. Tesis en Opción al Grado Científico de Doctor en Ciencias Pedagógicas. Universidad de Ciencias Pedagógicas, La Habana. 2013
- Hedesa, I.J. *Química Secundaria Básica* Parte 2. La Habana: Editorial Pueblo y Educación. 1994
- Hedesa, I.J. *Química Secundaria Básica* Parte 1. La Habana: Editorial Pueblo y Educación. 1994
- Hedesa, Pérez, Y. J. 2013 *Didáctica de la Química*. La Habana: Ed. Pueblo y Educación.
- Herryman. E et al *Química General I* Editorial Pueblo y Educación .La Habana .Cuba .2015
- Marx. C El capital, tema II, p19. Ed. Ciencias sociales. 1973
- Ministerio de Educación (MINED). Orientaciones metodológicas, Química 8vo grado. La Habana: Editorial Pueblo y Educación. 1976
- Ministerio de Educación (MINED) Orientaciones metodológicas: Química décimo grado. La Habana: Editorial Pueblo y Educación. 1979
- Ministerio de Educación (MINED) Programa Química 8vo grado. La Habana: Editorial Pueblo y Educación. 1980
- Ministerio de Educación (MINED) Programa Química Secundaria Básica, Parte 1 y 2 La Habana, Cuba: Editorial Pueblo y Educación. 1992
- Ministerio de Educación (MINED) Programa Didáctica de la Química La Habana: Editorial Pueblo y Educación. 2011
- León Avendaño, R *Química General Superior* .La Habana: Editorial Pueblo y Educación. 1990
- León Ortega, M. C. Propuesta didáctica para contribuir a desarrollar el pensamiento lógico de los estudiantes del Instituto Superior Pedagógico “Juan Marinello” a través del estudio

de los contenidos químico físicos. Tesis en Opción al Título Académico de Máster en Educación. ISP. Matanzas. Cuba .2003

Perera, A. El Nivel de Ingreso en Química. ¿Un problema? La Habana: Editorial Pueblo y Educación. 2008

Perera, A. La significatividad del aprendizaje de los contenidos químicos en el primer año de la Licenciatura en Educación. Biología –Geografía. Revista Atenas. Matanzas. 2015

Redondo. M. Proyecto de aprendizaje del Instituto Superior Pedagógico “Juan Marinello Vidaurreta en la Licenciatura en Química “Matanzas .Cuba .2000

Rojas, C., Garcia, L. y Álvarez, A. *Metodología de la enseñanza de la Química*. La Habana: Editorial: Pueblo y Educación. 1990



CD Monografías 2018
(c) 2018, Universidad de Matanzas
ISBN: 978-959-16-4235-6