

PROPUESTA DE ENSEÑANZA-APRENDIZAJE PARA LA  
INTERPRETACIÓN DE LAS RELACIONES ESTEQUIOMÉTRICAS  
A PARTIR DE UNA ECUACIÓN QUÍMICA BALANCEADA

ÁLVARO MARLON SALDARRIAGA QUINTERO  
CLAUDIA MARÍA CORREA OSORNO

UNIVERSIDAD DE ANTIOQUIA  
FACULTAD DE EDUCACIÓN  
MEDELLÍN

2005

PROPUESTA DE ENSEÑANZA-APRENDIZAJE PARA LA  
INTERPRETACIÓN DE LAS RELACIONES ESTEQUIOMÉTRICAS  
A PARTIR DE UNA ECUACIÓN QUÍMICA BALANCEADA

ÁLVARO MARLON SALDARRIAGA QUINTERO

CLAUDIA MARÍA CORREA OSORNO

Trabajo de Grado para Optar al Título de  
Licenciados en Educación en Ciencias Naturales

Asesor

ÁLVARO DAVID ZAPATA CORREA

Magíster en Educación

UNIVERSIDAD DE ANTIOQUIA

FACULTAD DE EDUCACIÓN

MEDELLÍN

2005

NOTA DE ACEPTACION

---

---

---

---

---

---

FIRMA DEL PRESIDENTE DEL JURADO

---

FIRMA DEL JURADO

---

FIRMA DEL JURADO

Medellín, Junio 22 de 2005

## DEDICATORIA

*Claudia:*

*A mi familia: mi papá, Héctor; mi mamá, Josefina; mis hermanos: Giovanni, Fabián, Juan David y Janeth y mis sobrinos; Juan Camilo, Arlex, Alexandra y Estéfani por ser lo más importante en mi vida, por brindarme un apoyo incondicional, confianza, amor y abnegación en todas mis metas y proyectos.*

*Álvaro:*

*A mi mamita, por encomendarme siempre en sus oraciones, por hacer de mí una persona de bien y por desearme siempre lo mejor. A mi papá por apoyarme siempre en lo que he querido hacer. A mis hermanos y hermanas por su comprensión, colaboración y entrega y por sentir mis triunfos como suyos. A mis sobrinos y mis sobrinas porque con cada uno de sus nacimientos han alegrado mucho más mi vida y me dan motivos para seguir adelante.*

## AGRADECIMIENTOS

Al profesor Álvaro David Zapata Correa por ayudarnos con su orientación y consejos a terminar con éxito una etapa más de nuestras vidas.

A la profesora Lourdes Valverde por su interés y colaboración en una excelente formación como docentes.

A la profesora Berta Lucila Henao por estar disponible en todo momento para asesorarnos y guiarnos en este proceso de formación.

Al profesor Juan Carlos Villa porque con su experiencia nos ayudó a lograr un buen desempeño como docentes.

A nuestras familias por su comprensión, dedicación y sacrificios para que nosotros lográramos alcanzar otra de las metas propuestas en nuestras vidas.

## CONTENIDO

### RESUMEN

INTRODUCCIÓN	17
JUSTIFICACIÓN	20
1. FUNDAMENTACIÓN TEÓRICA	22
1.1. MARCO CONTEXTUAL	22
1.2. MARCO TEÓRICO	26
1.2.1. Apuntes sobre el Aprendizaje Significativo	28
1.2.2. Referente Epistemológico	51
1.2.2.1. Stephen Toulmin y su Teoría de la Evolución Conceptual	51
2. DISEÑO TEÓRICO	54
2.1. PLANTEAMIENTO DEL PROBLEMA	54
2.2. PROBLEMA	54
2.3. OBJETIVOS	54
2.3.1. Objetivo General	54
2.3.2. Objetivos Específicos	55
2.4. CAMPO DE ACCIÓN	55
2.5. OBJETODE ESTUDIO	55
2.6. PREGUNTAS DE INVESTIGACIÓN	56
2.7. TAREAS	57
3. DISEÑO METODOLÓGICO	58

3.1. FASES	58
3.1.1. Fase No 1: Exploración de Conocimientos	58
3.1.2. Fase no 2: Introducción de Nuevos Conocimientos	58
3.1.3. Fase no 3: Estructuración del Conocimiento	59
3.1.4. Fase no 4: Aplicación	59
3.1.5. Fase no 5: Evaluación	60
4. METODOLOGÍA	61
4.1. CRONOGRAMA DE ACTIVIDADES	64
5. RESULTADOS	65
5.1. RESULTADOS DELA ENCUESTA DE SABER ESPECÍFICO	65
5.2. RESULTADOS DEL CUESTIONARIO INICIAL	68
5.3. RESULTADOS DEL CUESTIONARIO FINAL	71
6. ANÁLISIS DE RESULTADOS	75
6.1. ANÁLISIS DE RESULTADOS DE LA ENCUESTA DE SABER ESPECÍFICO	75
6.2. ANÁLISIS DE RESULTADOS DEL CUESTIONARIO INICIAL	77
6.3. ANÁLISIS DE RESULTADOS DEL CUESTIONARIO FINAL	79
6.4. ANÁLISIS COMPARATIVO DE RESULTADOS ENTRE LA ENCUESTA DE SABER ESPECÍFICO Y EL CUESTIONARIO INICIAL CON EL CUESTIONARIO FINAL	81
CONCLUSIONES	85
RECOMENDACIONES	87
BIBLIOGRAFÍA	89

ANEXOS

94

EVIDENCIAS

182

## LISTA DE TABLAS

### TABLAS DE LA ENCUESTA DE SABER ESPECÍFICO

<b>Tabla 1.</b> Respuesta a las preguntas de balanceo de ecuaciones	65
<b>Tabla 2.</b> Respuestas de los estudiantes al solicitarles que identifiquen los componentes de una ecuación química.	65
<b>Tabla 3.</b> Respuesta de los estudiantes al significado de los subíndices en una ecuación química balanceada.	65
<b>Tabla 4.</b> Respuestas de los estudiantes al significado de los coeficientes en una ecuación química balanceada.	66
<b>Tabla 5.</b> Respuesta de los estudiantes al solicitarles que calculen la Masa Molar del ( $N_2H_4$ ).	66
<b>Tabla 6.</b> Los estudiantes establecen relaciones de moléculas, moles y masa en una ecuación química.	66
<b>Tabla 7.</b> Los estudiantes determinan las relaciones en moles entre el $N_2H_4$ y el $H_2O$ .	67

**Tabla 8.** Los estudiantes calculan las moles de  $H_2O$  que se producen a partir de 80 gramos de  $N_2H_4$ . 67

**Tabla 9.** Respuesta de los estudiantes al realizar cálculos estequiométricos a partir de una ecuación química balanceada. 67

**Tabla 10.** Respuesta de los estudiantes al realizar cálculos estequiométricos, identificando el reactivo límite a partir de una ecuación química balanceada. 68

#### TABLAS DEL CUESTIONARIO INICIAL

**Tabla 1.** Respuesta de los estudiantes a la pregunta ¿Cuál sería la mínima expresión de la proporción? 68

**Tabla 2.** Respuesta de los estudiantes a la pregunta ¿En cuál de las figuras hay mayor cantidad de sustancia? 68

**Tabla 3.** Respuesta de los estudiantes al solicitarles que establezcan la proporción entre dos sustancias: un borrador y número de tizas. 69

**Tabla 4.** Respuesta de los estudiantes a la pregunta sobre la identificación de la cantidad de moléculas en un mol de sustancia. 69

**Tabla 5.** Respuesta de los estudiantes a interpretar las

relaciones que se pueden establecer a partir de una ecuación química balanceada. 69

**Tabla 6.** Respuesta de los estudiantes a establecer relaciones molares entre reactivos y productos a partir de una ecuación química. 70

**Tabla 7.** Respuesta de los estudiantes a establecer relaciones molares a partir de una ecuación química. 70

**Tabla 8.** Respuesta de los estudiantes a establecer relaciones masa-masa a partir de una ecuación química. 70

**Tabla 9.** Respuesta de los estudiantes a establecer relaciones en términos de moles, moléculas y masa a partir de una ecuación química balanceada. 70

**Tabla 10.** Respuesta de los estudiantes a la pregunta ¿Cómo se puede calcular el rendimiento teórico? 71

## TABLAS DEL CUESTIONARIO FINAL

<b>Tabla 1.</b> Respuesta de los estudiantes a la pregunta sobre la identificación de la cantidad de moléculas en un mol de sustancia.	71
<b>Tabla 2.</b> Respuesta de los estudiantes a establecer relaciones molares entre reactivos y productos a partir de una ecuación química balanceada.	71
<b>Tabla 3.</b> Respuesta de los estudiantes a establecer relaciones en términos de Moléculas, moles y masa a partir de una ecuación química balanceada.	72
<b>Tabla 4.</b> Respuesta de los estudiantes a interpretar las relaciones estequiométricas que se pueden establecer a partir de una ecuación química balanceada.	72
<b>Tabla 5.</b> Respuesta de los estudiantes a establecer relaciones entre moles- moles, molécula- molécula y masa- masa.	72
<b>Tabla 6.</b> Respuesta de los estudiantes a la identificación de conceptos estequiométricos.	73
<b>Tabla 7.</b> Respuesta de los estudiantes a establecer relaciones mol- masa.	73

**Tabla 8.** Respuesta de los estudiantes a establecer relaciones moles-moles. 73

**Tabla 9.** Respuesta de los estudiantes al determinar y calcular el reactivo que limita la reacción. 73

**Tabla 10.** Respuesta de los estudiantes al determinar y calcular el porcentaje de rendimiento de una reacción. 74

## LISTA DE ANEXOS

<b>ANEXO 1.</b> Encuesta Psicosocial	95
<b>ANEXO 2.</b> Encuesta del Saber Específico.	98
<b>ANEXO 3.</b> Cuestionario Inicial.	101
<b>ANEXO 4.</b> Propuesta Metodológica, Unidad Didáctica de Estequiometría.	105
<b>ANEXO 5.</b> Cuestionario exploración Ideas previas sobre el concepto de mol y relaciones estequiométricas.	154
<b>ANEXO 6.</b> Elementos de los mapas conceptuales.	157
<b>ANEXO 7.</b> Lectura “Llegando al concepto de mol”.	160
<b>ANEXO 8.</b> Taller: masa atómica, masa molecular y masa molar.	163
<b>ANEXO 9.</b> Taller de relaciones estequiométricas.	164
<b>ANEXO 10.</b> Taller de estructuración cálculos estequiométricos.	166
<b>ANEXO 11.</b> Actividad experimental de aplicación relación entre mol y masa.	170
<b>ANEXO 12.</b> Actividad de aplicación de conocimientos “La Fábrica de Agua”.	173
<b>ANEXO 13.</b> Cuestionario final estequiometría.	175
<b>ANEXO 14.</b> Tabla 1 y gráfico 1. Resultados de la encuesta de saber específico.	178
<b>ANEXO 15.</b> Tabla 2 y gráfico 2. Resultados de cuestionario inicial.	179

**ANEXO 16.** Tabla 3 y gráfico 3. Resultados de cuestionario final. 180

**ANEXO 17.** Tabla 4 y gráfico 4. Análisis comparativo de resultados  
entre la encuesta de saber específico y el cuestionario inicial  
con el cuestionario final 181

## RESUMEN

En este trabajo se pretende dar a conocer una de las dificultades que presentan los estudiantes del grado 11 de la Institución Educativa Javiera Londoño en el área de química, específicamente en la interpretación y aplicación de las relaciones estequiométricas a partir de una ecuación química balanceada, así como la implementación de una propuesta de Enseñanza-Aprendizaje, basada en una unidad didáctica con diferentes estrategias de enseñanza tales como; consultas previas a las clases, lecturas, talleres en grupos, socializaciones y prácticas de laboratorio, con el fin de propender al aprendizaje significativo de la química.

Esta propuesta está sustentada bajo los planteamientos psicopedagógicos de David Ausubel con su Aprendizaje Significativo, los planteamientos epistemológicos de Stephen Toulmin con su evolución conceptual, además, de los aportes de Joseph Novak para la construcción de mapas conceptuales como herramienta de regulación del aprendizaje.

## INTRODUCCIÓN

La educación es una actividad total, destinada a conservar y acrecentar con nuevos aportes el legado cultural que nos han ido dejando las generaciones pasadas. La educación es un fenómeno, que siendo histórico y socialmente espontáneo, se torna con el transcurso de las edades, en sistemática. Obedece ello a principios y normas cada vez más depuradas siempre de acuerdo con las necesidades y los fines generales particulares de un tiempo, de un espacio, y una generación dada.

“La educación es un derecho de la persona y un servicio público que tiene una función social; con ella se busca un acceso al conocimiento, a la ciencia, a la técnica, y a los demás bienes y valores de la cultura”<sup>1</sup>. Ésta abre las puertas para el desarrollo de la sociedad y es base de la enseñanza.

La enseñanza de las ciencias en el bachillerato, tiene como objetivo introducir al estudiante en el pensamiento científico, para contribuir con ello al desarrollo de su propio pensamiento, y a la vez a la adquisición de nuevos conocimientos. Para lograr dicho objetivo se debe utilizar como estrategia un lenguaje reconocido por los estudiantes para luego, irlo modificando, ya que “el lenguaje natural cuenta con

---

<sup>1</sup> Constitución Política de Colombia, Capítulo 2 /Artículo 67-

la ventaja pedagógica de que el estudiante lo entiende muchísimo más fácilmente”<sup>2</sup>.

Sin embargo, en los últimos años se ha registrado un importante crecimiento cuantitativo de los conocimientos científicos los cuales se transmiten con rapidez en distintas actividades académicas, lo cual impide al estudiante adquirir un verdadero aprendizaje significativo. Esta situación ha determinado que el aprendizaje de las ciencias sea efímero y poco efectivo, ya que la escuela no cumple la función esperada en este proceso. Se advierte que los alumnos “conservan” las representaciones que construyeron fuera de la escuela y “olvidan” rápidamente los conocimientos científicos enseñados en ella, y se ven imposibilitados a transmitirlos a otros ámbitos diferentes de la institución escolar.

Lo anterior, se ve reflejado en el área de química, especialmente en el estudio y la comprensión de la estequiometría, la cual ocupa un lugar importante sobre todo a niveles básicos ya que es uno de los primeros contenidos que se estudia en química y por ello, es uno de los primeros en los que surgen dificultades en los estudiantes. Por otra parte, es uno de los temas elementales que todo estudiante debe saber para tener un buen entendimiento de cualquier área de la química.

En los cursos de química en la Educación Media (grados 10 y 11), el concepto de mol como unidad de medida de la cantidad de sustancia, es uno de los contenidos

---

<sup>2</sup>Lineamientos curriculares Pág.85

que más problemas presenta en el proceso de enseñanza - aprendizaje, situación que se pudo detectar en los estudiantes del grado 11 de la Institución Educativa Javiera Londoño mediante la implementación de una encuesta de Saber Específico (Ver anexo 2) y un cuestionario inicial (Ver anexo 3), referentes a diferentes temas estequiométricos, encontrándose que la principal falencia es que ***“Los estudiantes no interpretan las relaciones estequiométricas a partir de una ecuación química balanceada”***

Con el fin de subsanar esta problemática planteamos una propuesta basada en una unidad didáctica<sup>3</sup>, con diferentes actividades que sirvan para la Enseñanza y Aprendizaje de estos conceptos, los cuales tienen un alto grado de dificultad tanto para los estudiantes como para los profesores.

Esta propuesta está diseñada con el objetivo de facilitar el aprendizaje de la química en la educación media, siendo necesario lograr que los estudiantes establezcan, interpreten y apliquen las relaciones estequiométricas a partir de una ecuación química balanceada, creando situaciones en el aula de clase en las que esté presente el aprendizaje significativo consciente y reflexivo.

---

<sup>3</sup> JORBA, J., SANMARTÍ, N. 1994. Enseñar, Aprender y Evaluar: Un Proceso de Regulación Continua. Propuesta Didáctica para el Área de Ciencias Naturales y Matemáticas. Barcelona.

## JUSTIFICACION

De acuerdo con las diferentes actividades docentes educativas, regidas por la Ley General de Educación (Ley 115 de 1994) cuyo objetivo principal es “realizar un proceso de formación permanente personal, cultural y social que se fundamenta en una concepción integral de la persona humana, de su dignidad, de sus derechos y de sus deberes”. Propone en su artículo 92 que “La educación debe favorecer el pleno desarrollo de la personalidad del educando, dar acceso a la cultura, al logro del conocimiento científico y técnico y a la formación de valores morales, éticos, ciudadanos y religiosos que le facilitan la realización de una actividad útil para el desarrollo socio-económico del país.

Por esto, los establecimientos educativos incorporan en su Proyecto Educativo Institucional y en su Manual de Convivencia, acciones pedagógicas para favorecer el desarrollo equilibrado y armónico de las habilidades de los educandos, en especial las capacidades para la toma de decisiones, la adquisición de criterios, el trabajo en equipo, la administración eficiente del tiempo, la asunción de responsabilidades, la solución de conflictos y problemas y las habilidades para la comunicación, la negociación y la participación.

Además, las instituciones educativas se preocupan por desarrollar o mejorar su capacidad para orientar los procesos de Enseñanza-Aprendizaje, atender las

necesidades de los estudiantes, comprometerse con su formación, concertar, generar oportunidades, asumir desafíos, manejar intenciones, proponer metas y tomar decisiones para que el currículo sea pertinente al aprendizaje significativo de los estudiantes.

Por tal razón, y de acuerdo con las observaciones realizadas por los docentes en formación en la Institución Educativa Javiera Londoño, y conscientes de las falencias de los estudiantes en *“la interpretación de las relaciones estequiométricas a partir de una ecuación química balanceada”*; se requiere del diseño e implementación de estrategias que permitan el fortalecimiento de una mejor formación en química, específicamente en las relaciones estequiométricas.

De acuerdo con lo anterior se hace necesario implementar y ejecutar la **“PROPUESTA DE ENSEÑANZA-APRENDIZAJE PARA LA INTERPRETACIÓN DE LAS RELACIONES ESTEQUIOMÉTRICAS A PARTIR DE UNA ECUACIÓN QUÍMICA BALANCEADA”**; la cual consiste en una unidad didáctica que facilite la comprensión, asimilación y aplicación adecuada de los diferentes conceptos estequiométricos.

## **1. FUNDAMENTACIÓN TEÓRICA**

### **1.1. MARCO CONTEXTUAL**

Este trabajo de Práctica Profesional Docente se realizó en la Institución Educativa Javiera Londoño, la cual está ubicada en el barrio Sevilla en el municipio de Medellín, y de ella se benefician jóvenes de los barrios de Villa Hermosa, Campo Valdés, Villa del Socorro, Toscana, Aranjuez y Villa Niza. Estos jóvenes hacen parte de una población de escasos recursos, pertenecientes a estratos 1 y 2, donde su núcleo familiar está sólidamente conformado por padre, madre y hermanos y en algunos casos la convivencia es con abuelos, tíos y primos, ocasionando así un aumento en el número de miembros de hogares. Los padres de estos jóvenes destinan la mayoría de su tiempo en asuntos laborales, el padre en su respectivo trabajo y la madre en sus labores domésticas. Además cuentan con un bajo nivel de escolaridad por lo que tienen poca participación en el proceso educativo y académico de sus hijos, conllevándolos a buscar el apoyo académico en sus compañeros y amigos escolares. (Ver anexo 1).

Con base en lo anterior, la Institución Educativa se apoya tanto en su filosofía propia, como en una visión y una misión, contempladas en el manual de convivencia de la institución, para subsanar las necesidades estudiantiles de los jóvenes y completar un proceso educativo integral.

Desde el punto de vista filosófico, la Institución propende “una propuesta de Educación para la dignidad humana biopsicosocial, basada en los principios de la paz, justicia, libertad y reconciliación a partir de la realidad existente, mediante la expresión de sentimientos, la representación, el pensamiento creativo, la asociación de ideas, lo simbólico y cultural, el imaginario como elemento de desarrollo y apreciar aquellos significantes en su cotidianidad”

De otra parte, el PEI de la institución es muy claro en cuanto a su visión y misión institucional:

**VISIÓN:** “En el año 2010 la Institución Educativa Javiera Londoño es líder en la educación de la diversidad personal, social, cultural, de género y el desarrollo humano para contribuir a un mejor desempeño académico y laboral de los estudiantes y a la convivencia de la comunidad y la familia”

**MISIÓN:** “La Institución Educativa es una organización educativa inteligente, abierta al aprendizaje y al cambio, que forma personas competentes desde un enfoque de la inclusión en:

- La dimensión del desarrollo humano integral
- El conocimiento científico, tecnológico.

- El mundo del trabajo
- Los valores sociales, personales y familiares
- La convivencia pacífica
- El respeto y valoración de la diversidad personal, cultural, social, de género, sexual, política y religiosa.
- La continuación de estudios superiores.

Para poder cumplir con la filosofía, la visión y la misión institucional descritas en los párrafos anteriores, la institución educativa Javiera Londoño cuenta con dos escuelas anexas; la escuela Juan del Corral, en la cual se ofrece educación básica primaria y la escuela Sofía Ospina, la cual ofrece educación básica primaria y básica secundaria y la sede principal que ofrece en la jornada diurna educación básica primaria, básica secundaria y media vocacional; en la jornada nocturna ofrece la educación por Clei (I a IV). Asimismo, la sede principal, Institución educativa Javiera Londoño, posee dos bloques; uno de tres pisos, en el cual se encuentran; sala de profesores, laboratorio de química, sala de sistemas y 4 aulas de clase. Y en el otro bloque se hallan, la rectoría, coordinación y otras aulas de clase.

La institución cuenta con, 2 secretarias y 70 docentes, de los cuales sólo 9 son jefes de área, un rector, 4 coordinadores (académico y disciplinario). Para cumplir

con su propósito educativo, cuenta con un total de 2552 estudiantes entre hombres y mujeres, de los cuales 55 estudiantes pertenecen a los grados 11, distribuidos en dos grupos: 11- 1 con 27 estudiantes y 11- 2 con 27 estudiantes cuyas edades oscilan entre 16 y 20 años aproximadamente, estos jóvenes de 11 grado son los que constituyen la muestra de esta micro-investigación.

Para terminar, podemos decir que lo anteriormente expuesto es la descripción de la institución y del pensamiento filosófico que la guía.

## 1.2. MARCO TEÓRICO

Una de las preocupaciones actuales en el contexto educativo es el encontrar estrategias y métodos de enseñanza que conduzcan a un aprendizaje significativo exitoso.

Según Pozo (1994/211), siguiendo a Ausubel, un aprendizaje es significativo cuando “puede relacionarse, de modo no arbitrario y sustancial (no al pie de la letra) con lo que el alumno ya sabe”. En otras palabras, un aprendizaje es significativo cuando el nuevo conocimiento puede incorporarse a las estructuras de conocimiento que ya posee el sujeto, es decir, cuando el nuevo material adquiere significado para el sujeto a partir de su relación con conocimientos anteriores.

Para que lo anterior se presente, se hace necesario un proceso de orientación del aprendizaje, en el cual es de vital importancia conocer la estructura cognitiva del alumno, entendida ésta como: el conjunto de conceptos e ideas que un individuo posee en un determinado campo del conocimiento, así como su organización; debido a que no sólo se trata de saber la cantidad de información que el sujeto posee, sino cuáles son los conceptos y proposiciones que maneja, así como de su grado de estabilidad, es decir, conocer sus preconceptos o ideas previas y trabajar a partir de ellas.

Hay que recordar que los alumnos no cuentan con ideas aisladas sobre las cosas, sino con verdaderas teorías implícitas (conocimiento semántico, esquemático, prototípico, relativo a un dominio del conocimiento) que componen conjuntos relativamente integrados de conocimiento con un cierto grado de consistencia interna”<sup>4</sup>.

Desde un punto de vista epistemológico, Kuhn, (citado por Quiroz y Díaz, 1999/64) hace referencia a éstas ideas previas usando la expresión “anteojeras conceptuales”. Con ésta expresa que cada quien observa los fenómenos de la naturaleza según el marco teórico conceptual que esté manejando.

Esto demuestra que cada fenómeno es observado desde el sujeto epistémico y el sujeto psicológico, de acuerdo con las teorías previas. Estos conocimientos previos se constituyen en la base sobre la cual se erigen los nuevos conocimientos. Tienen, también su fuente en: el error, las preguntas, los supuestos, los juicios de valor y las conjeturas, elaboradas por los sujetos. (Quiroz y Díaz, 1999/64).

De acuerdo con lo anteriormente expuesto, al estudiante nunca se le enseña nada “nuevo”, porque, de casi todos los fenómenos, él cuenta con unas preconcepciones. Es por ello, que toda actividad de aprendizaje se inicia con estas

---

<sup>4</sup> POZO, Juan Ignacio. MONEREO, Carles. (2002). El Aprendizaje Estratégico. Aula XXI/Santillana. España. P. 402

teorías previas que son verbalizadas, reestructuradas, retransformadas, aportándole mayor comprensión al estudiante.

Lo visto hasta el momento, nos permite concluir y de acuerdo con Ausubel que “Sí hubiese que reducir toda la psicología educativa a un solo principio, enunciaría este: El factor más importante que influye en el aprendizaje es lo que el alumno ya sabe. Averígüese esto y enséñese consecuentemente”<sup>5</sup>.

A continuación analizamos algunos aspectos, que consideramos importantes, de la teoría del Aprendizaje Significativo en los que hemos basado nuestro sustento teórico para la propuesta de intervención en el aula.

### **1.2.1. APUNTES SOBRE EL APRENDIZAJE SIGNIFICATIVO**

Ausubel plantea que el aprendizaje significativo ocurre cuando una nueva información "se conecta" con algunos de esos conceptos previos ("subsunoadores" o "subsumidores") preexistentes en la estructura cognitiva del sujeto, esto implica que las nuevas ideas, conceptos y proposiciones pueden ser aprendidos significativamente en la medida en que otras ideas, conceptos o proposiciones

---

<sup>5</sup> AUSUBEL, D.P.; NOVAK, J.D.; HANESIAN, H. (1997) Psicología Educativa. Un punto de vista cognoscitivo. Décima reimpresión. Editorial Trillas, México.

relevantes estén adecuadamente claras y disponibles en la estructura cognitiva del individuo y que funcionen como un punto de "anclaje" a las primeras. (Novak y Gowin, 1988/36)

Cabe anotar que además de conocer la estructura cognitiva del alumno, es preciso que tanto el material que debe aprenderse como el sujeto que debe aprenderlo cumplan ciertas condiciones las cuales, consideramos son:

- El material a ser aprendido debe ser relacionable (incorporable) a la estructura cognitiva del aprendiz, de manera no arbitraria y no literal; éste material es potencialmente significativo, lo cual genera según Moreira (2003/8) dos condiciones subyacentes: la primera es que el material, debe ser "lógicamente significativo" o tener "significado lógico", ser suficientemente no arbitrario y no aleatorio en sí, de modo que pueda ser relacionado de forma sustantiva y no arbitraria, con ideas relevantes correspondientemente, que se sitúen dentro del dominio de la capacidad humana de aprender. Como segunda condición se hace referencia a la naturaleza de la estructura cognitiva del aprendiz, en ella deben estar disponibles los conceptos subsumidores específicos, con los cuales el nuevo material es relacionable.

Hay que aclarar que ésta condición implica que, independientemente de cuán potencialmente significativo pueda ser el material a ser aprendido, si la intención del aprendiz fuera simplemente la de memorizarlo arbitraria y literalmente, tanto el proceso de aprendizaje como su producto serán mecánicos (automáticos) y no habrá un verdadero aprendizaje significativo.

- Cuando el significado potencial se convierta en contenido cognoscitivo nuevo, diferenciado e idiosincrásico dentro de un individuo en particular como resultado del aprendizaje significativo, se puede decir que ha adquirido un “significado psicológico”.

Puede observarse que el surgir del significado psicológico no sólo depende de la representación que el alumno haga del material lógicamente significativo, sino también que tal alumno posea realmente los antecedentes ideativos necesarios en su estructura cognitiva.

- La estructura cognitiva del alumno debe contener *ideas inclusoras*.

Reacuérdesse que las ideas inclusoras son aquellas ideas que el estudiante tiene y con las que puede relacionar el nuevo material.

- Es necesaria una predisposición del aprendiz para que haya un aprendizaje significativo.

Sin ésta condición no existe un verdadero aprendizaje, debido a que comprender requiere siempre de un esfuerzo y por lo tanto la persona debe tener algún motivo para esforzarse. Resaltamos éste punto porque en la actualidad en la escuela los alumnos carecen de confianza en sus capacidades convirtiendo su aprendizaje en un proceso repetitivo y memorístico.

Profundizando en lo anterior, Shuel, (citado por DIAZ et al, 2001/27), postula que el aprendizaje significativo se da en tres fases que dan cuenta de un proceso continuo y progresivo en el aprendiz.

A continuación se hace un análisis detallado de las tres fases (Ver tabla FASES DEL APRENDIZAJE SIGNIFICATIVO).

## FASES DEL APRENDIZAJE SIGNIFICATIVO

FASE INICIAL	FASE INTERMEDIA	FASE TERMINAL
<ul style="list-style-type: none"> <li>• El aprendiz percibe a la información como constituida por piezas o partes aisladas sin conexión conceptual.</li> <li>• El aprendiz tiende a memorizar o interpretar en la medida de lo posible estas piezas, y para ello usa su conocimiento esquemático.</li> <li>• El procesamiento de la información es global y éste se basa en: escaso conocimiento sobre el dominio a aprender, estrategias generales independientes de dominio, uso de conocimientos de otro dominio para interpretar la información (para comparar y usar analogías).</li> <li>• La información aprendida es concreta (más que abstracta) y vinculada al contexto específico.</li> <li>• Uso predominante de estrategias de repaso para aprender la</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• El aprendiz empieza a encontrar relaciones y similitudes entre las partes aisladas y llega a configurar esquemas y mapas cognitivos, sobre el material y el dominio de aprendizaje en forma progresiva. Sin embargo, estos esquemas no permiten aún que el aprendiz se conduzca en forma automática o autónoma.</li> <li>• Se va realizando de manera paulatina un procesamiento más profundo del material. el conocimiento aprendido se vuelve aplicable a otros contextos.</li> <li>• Hay más oportunidad para reflexionar sobre la situación, material y dominio.</li> <li>• El conocimiento llega a ser más abstracto, es decir, menos dependientes del contexto donde originalmente fue adquirido. Es posible el empleo de estrategias elaborativas u organizativas tales como: mapas conceptuales y redes semánticas (para realizar</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Los conocimientos que comenzaron a ser elaborados en esquemas o mapas cognitivos en la fase anterior, llegan a estar más integrados y a funcionar con mayor autonomía.</li> <li>• Como consecuencia de ello, las ejecuciones comienzan a ser más automáticas y a exigir un menor control conciente.</li> <li>• Igualmente las ejecuciones del sujeto se basan en estrategias específicas del dominio para la realización de tareas, tales como: solución de problemas, respuestas a preguntas, etc.</li> <li>• Existe mayor énfasis en esta fase sobre la ejecución que en el aprendizaje, dado que los cambios en la ejecución que ocurren se deben a variaciones provocadas por la tarea, más que rearrreglos o ajustes internos.</li> <li>• El aprendizaje que ocurre</li> </ul>

<p>información.</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Gradualmente el aprendiz va construyendo un panorama global del dominio o del material que va a aprender, para lo cual usa su conocimiento y hace esquemas, establece analogías (con otros dominios que conoce mejor) para representarse ese nuevo dominio, construye suposiciones basadas en experiencias previas.</li> </ul>	<p>conductas metacognitivas), así como para usar la información en la solución de tareas- problemas, donde se requiere la información a aprender</p>	<p>durante esta fase probablemente consiste en:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>a) La acumulación de la información a los esquemas preexistentes</li> <li>b) Aparición progresiva de interrelaciones de alto nivel en los esquemas. La información desconocida y poco relacionada con conocimientos que ya se poseen o demasiado abstracta es más vulnerable al olvido que la información familiar, vinculada a conocimientos previos o aplicables a situaciones de la vida cotidiana.</li> </ul> <p>La incapacidad para recordar contenidos académicos previamente aprendidos o para aplicarlos se relaciona a cuestiones como:</p> <p>Es información aprendida mucho tiempo atrás.</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>* Es información poco empleada o poco útil.</li> <li>* Es información aprendida de</li> </ul>
---	--	--

		<p>manera inconexa.</p> <p>* Es información aprendida repetitivamente.</p> <p>* Es información discordante con el nivel de desarrollo intelectual y con las habilidades que posee el sujeto.</p> <p>* Es información que se posee, pero el sujeto no la entiende ni puede explicarla.</p> <p>* El alumno no hace el esfuerzo cognitivo necesario para recuperarlo o comprenderla.</p>
--	--	---

Llegados acá y apoyados en AUSUBEL, NOVAK Y HANESIAN podemos inferir que las ventajas del Aprendizaje Significativo que se manifiestan, cuando el individuo cumple con las condiciones necesarias y se han reflejado en él las fases anteriormente expuestas, son:

- “Facilita el adquirir nuevos conocimientos relacionados con los anteriormente adquiridos de forma significativa, ya que al estar claros en la estructura cognitiva se facilita la retención del nuevo contenido.
- La nueva información al ser relacionada con la anterior, es guardada en la memoria a largo plazo.

- Es activo, pues depende de la asimilación de las actividades de aprendizaje por parte del alumno.
- Es personal, ya que la significación de aprendizaje depende de los recursos cognitivos del estudiante”<sup>6</sup>.

Puede verse entonces que el aprendizaje significativo no es la simple conexión de la información nueva con la ya existente en la estructura cognoscitiva del que aprende, sino que también involucra la modificación y evolución de la nueva información, así como la estructura cognoscitiva envuelta en el aprendizaje.

Esta modificación y evolución de la nueva información puede obtenerse, en concordancia con Ausubel mediante tres tipos diferentes de aprendizaje significativo: el de representaciones, de conceptos y de proposiciones.

**EL APRENDIZAJE DE REPRESENTACIONES**, que se conoce también como **cómo nombrar**, es el tipo más básico de aprendizaje significativo del cual los demás dependen; es el más parecido al aprendizaje memorista; consiste en la atribución de significados a determinados símbolos (típicamente palabras). Este tipo de aprendizaje ocurre, según Ausubel cuando “se igualan en significado símbolos arbitrarios con sus referentes (objetos, eventos, conceptos) y significan para el alumno cualquier significado al que sus referentes aludan”. Este aprendizaje es significativo porque las proposiciones de equivalencia

---

<sup>6</sup> AUSUBEL, NOVAK Y HANESIAN. (1983) Psicología Educativa: Un punto de vista cognoscitivo. Segunda Edición. Trillas. México. P. 275.

representacional pueden estar relacionadas de una manera no arbitraria, con una generalidad presente en la estructura cognitiva de casi todo el mundo.

Por su parte, **EL APRENDIZAJE DE CONCEPTOS** hace referencia, según Ausubel, a que los conceptos son “objetos, eventos, situaciones o propiedades que poseen atributos de criterio comunes y que se designan mediante algún símbolo o signo”. Para aprender dichos conceptos existen dos métodos: el primero es *la formación de conceptos*, en la cual los atributos característicos del concepto se adhieren por medio de la experiencia directa, es decir, mediante etapas sucesivas de generación de hipótesis, comprobación y generalización. El segundo es *la asimilación de conceptos*, que se presenta cuando los conceptos nuevos se adhieren a la estructura cognitiva del individuo.

Por su parte, **EL APRENDIZAJE PROPOSICIONAL**, consiste en adquirir el significado de nuevas ideas expresadas en una frase o en una oración que contiene dos o más conceptos. Este se presenta cuando una tarea de aprendizaje potencialmente significativa se relaciona e interacciona con ideas pertinentes ya existentes en la estructura cognitiva, es decir, aparecen nuevos significados. La finalidad de este aprendizaje, según Moreira (2003/15), es aprender el significado de ideas en forma de proposiciones, o sea, la tarea es aprender el significado que está más allá de la suma de los significados de las palabras o conceptos que componen la proposición.

Basado en lo anterior, Moreira plantea que “los significados son siempre una construcción individual, íntima, ya que la comprensión o asimilación de un material implica siempre una deformación personal de lo aprendido”. Por su parte, AUSUBEL, NOVAK Y HANESIAN (1983/120) sostiene que los estudiantes tienen que operar mentalmente con el material al que se les expone si quieren darle significado; buscando con ello la asimilación del nuevo conocimiento. En este orden de ideas la asimilación, se entiende como el proceso por el cual “se almacenan nuevas ideas en estrecha relación con ideas relacionadas relevantes, presentes en la estructura cognitiva”<sup>7</sup>. Este proceso de interacción modifica tanto el significado de la nueva información como el significado del concepto o proposición al cual está afianzado.

Este proceso de asimilación secuencial de nuevos significados a partir de exposiciones sucesivas a nuevos materiales potencialmente significativos, da como resultado una **diferenciación progresiva**<sup>8</sup> (se produce cuando un concepto general o importante “inclusor” se desarrolla con otros conceptos menos generales, éstos con otros más específicos y así hasta terminar) de los conceptos o proposiciones, el consiguiente refinamiento de los significados y una mayor potencialidad para ofrecer anclaje a otros aprendizajes significativos.

---

<sup>7</sup> Enciclopedia de la Psicopedagogía Pedagogía y Psicología. Océano/ Centrum. Grupo Editorial S.A. 1981. España. Pp. 271

<sup>8</sup> ONTORIA P. Antonio. MOLINA P. Ana. (1995). Los Mapas Conceptuales y su Aplicación en el Aula. Editorial Magisterio del Río de la Plata. Buenos Aires. P .62.

Por otro lado, si durante la asimilación las ideas ya establecidas en la estructura cognitiva son reconocidas y relacionadas en el curso de un nuevo aprendizaje posibilitando una nueva organización y la atribución de un significado nuevo, a éste proceso se le podrá denominar según Ausubel (2002/171) **Reconciliación Integradora**: cuando se aprenden conceptos o proposiciones mediante procesos subsumidores, de orden superior o combinatorios nuevos y consecutivos, se pueden desarrollar significados nuevos y diferentes y se pueden resolver los significados contradictorios, logrando un aprendizaje realmente significativo.

Aportes a lo anterior, han sido dados por varios autores como es el caso de Quiroz y Díaz (1999/67) al afirmar que, “el aprendizaje es significativo cuando hay una función equilibrada entre lo conocido, lo percibido y lo amado; todo dentro de quien aprende”. Además “el aprendizaje no sólo es el resultado de unas funciones de su base biológica, como tampoco es el resultado de actitudes únicamente emotivas”, sino que “el aprendizaje ha de entenderse como el logro de un nivel superior de conocimiento y de desarrollo de los procesos intelectivos, que surgen de la integración de las fases motivacionales, cognitivas y perceptivas del ser humano”. En realidad, en esa integración lo que se da realmente es un equilibrio, es decir, una nueva reestructuración cognitiva.

Como puede verse, las notas acá consignadas con respecto al aprendizaje significativo, nos ofrecen un marco de referencia ideal para el diseño de herramientas didácticas que nos den la posibilidad de conocer la estructura cognitiva del alumno, para con ello, desarrollar las estrategias pedagógicas

necesarias, que nos permitan una mejor orientación de nuestra labor educativa, caso en el cual nuestra gestión ya no se verá como una labor que se desarrolla con mentes “vacías” o que el aprendizaje de los alumnos comience de "cero", sino que se vea claramente cómo se aprovechan las experiencias y conocimientos (ideas previas) que ellos tienen y que pueden ser aprovechadas para su beneficio.

Cabe recordar que estas ideas previas sin tener en cuenta, en este momento, las experiencias, se obtienen por intermedio de la *lectura*, entendida ésta como un complejo proceso de producción de sentido, caracterizado, según Goodman (citado por CASTRO et al, 1993/46), como un “juego de adivinanzas sociolingüístico que tiene como base los conocimientos sobre:

- Contenidos, temáticas, vocabulario y, en fin, el lenguaje que es posible encontrar en un texto (información semántica);
- La gramática de la lengua, propia de sus hablantes, que lleva a producir las emisiones en un orden determinado y a seleccionar una u otras posibilidad en la lengua (información sintáctica);
- Las estructuras particulares de las palabras (letras y sonidos) que las componen, separaciones y espacios, convencionalidades ortográficas y signos de puntuación.
- El conocimiento conceptual (esquemas) que se activa y se pone en marcha cuando el lector se enfrenta a la información nueva incluida en un texto.

- El conocimiento de que los textos tienen propósitos variados y que deben contemplarse enmarcados dentro de actividades o prácticas sociales y comunicativas de distintos tipos”.

Recuérdese que leer, según Castro y otros (1993/27), “no es descifrar sino construir sentido a partir de signos gráficos y de los esquemas del pensamiento del lector.

Es por esto que frente a la escritura como objeto cultural, el alumno entra primero en interacción empírica con los objetos portadores de texto (libros, vallas, etiquetas, etc.) y bien pronto esa interacción se convierte en construcción del conocimiento. Pero esa interacción no es directa pues está orientada por sus hipótesis, luego de la lectura la representación conceptual que el alumno se ha hecho del objeto es enriquecida por operaciones lógicas (configuración lógica) que lo llevan a buscar relaciones entre la escritura y lo que ella representa, utilizando para esto diversos tipos de estrategias, tales como:

- *MUESTREO*: abarcar globalmente el texto para identificar formas gráficas, formatos, letras, etc. la cantidad y el tipo de índices están determinados por los conocimientos previos del alumno.
- *PREDICCIÓN*: adelantarse a la continuación o finalización de un texto o parte de él. Si bien esta estrategia puede conducir a errores, es la que posibilita una lectura fluida y comprensiva.
- *INFERENCIA*: deducir informaciones, relaciones y analogías no explícitas

en el texto.

- **VALIDACIÓN:** probar las selecciones realizadas para rechazarlas o confirmarlas, esto conduce a la autocorrección para lo cual es necesario vacilar, regresar o reemplazar partes.

Estas estrategias parten del conocimiento del proceso mismo de lectura y conciben a los lectores como sujetos activos, tratando de relacionar el nuevo conocimiento con lo que ya conocen, de tal manera que el aprendizaje resultante se considere como un aprendizaje significativo (AUSUBEL, 1997)

Considerando la importancia de la lectura en la adquisición del conocimiento consideramos que la herramienta didáctica más apropiada para lograr un aprendizaje significativo en los estudiantes, son los mapas conceptuales.

Los **Mapas Conceptuales** con que pretendemos trabajar son los propuestos por Joseph Novak, los cuales consideramos una estrategia sencilla, pero poderosa no solo para ayudar a los estudiantes a aprender y a organizar los materiales de aprendizaje, sino también para ayudar tanto a la comprensión de los conocimientos que el alumnado tiene que aprender como a relacionarlos entre sí o con otros que ya posee.

Cabe anotar que estos mapas, según Ontoria (1995/7), son representaciones gráficas que relacionan significativamente conceptos en forma de proposiciones.

En su forma más simple, un mapa conceptual constaría tan sólo de dos conceptos unidos por una palabra de enlace para formar una proposición. Los cuales, debido a su orientación práctica y aplicativa, se habla de ellos como “instrumento”, “recurso esquemático”, “técnica o método” y “estrategia” de aprendizaje.

Para la elaboración técnica de estos mapas, según Ontoria (1995/14) debe partirse de tres elementos simples: concepto, palabra de enlace y proposición.

**Concepto:** Es una palabra o término que manifiesta una regularidad en los hechos, acontecimientos, objetos, ideas, cualidades, etc. Estos se escriben dentro de un óvalo, elipse, cuadrado, rectángulo, círculos, etc.

**Palabra de enlace:** es la que une conceptos y señala la relación existente entre ellos.

**Proposición:** es una frase que consta de dos o más conceptos unidos por palabras enlace, dándonos un significado determinado.

Los mapas así elaborados, se caracterizan por la **jerarquización** de los conceptos, ya que los conceptos más inclusivos ocupan los lugares superiores de la estructura gráfica; la **selección** de los términos que van a ser centro de atención y el **impacto visual**, ya que permiten observar las relaciones entre las ideas principales de un modo sencillo y rápido dadas esas características, esta estrategia didáctica puede ser un instrumento eficaz para el desarrollo del pensamiento científico en los estudiantes, porque en ellos se ponen de manifiesto las características esenciales de este tipo de pensamiento, el carácter jerárquico,

el carácter integrador y la multiplicidad de descripciones, que los ayudan a entender aún mejor las teorías científicas (Díaz, Fernández, 1997; Gutiérrez, 1987/118).

Conociendo la variedad de usos del mapa conceptual, en este trabajo lo aplicamos como instrumento de regulación del proceso enseñanza-aprendizaje y como instrumento de evaluación. Ya que, retomando a Moreira (2003/36), los mapas conceptuales como recurso de enseñanza-aprendizaje pueden ser usados para mostrar las relaciones jerárquicas entre los conceptos que están siendo enseñados en una única clase, en una unidad de estudio o en un curso entero, donde los alumnos están constantemente compartiendo conceptos y significados.

El hecho de compartir esos conceptos y esos significados, desarrolla en los alumnos sus capacidades de relación social y eleva su nivel de autoestima al plantear conceptos que puedan ser aceptados por sus compañeros. El valor educativo que aporta este hecho se constata al ver la implicación activa de los alumnos en su propio aprendizaje.

De igual forma, los mapas conceptuales se constituyen en una relación jerárquica entre conceptos que pueden ser muy útiles para el profesor, como una manera de visualizar lo que el alumno ya sabe. Obviamente, no se trata de una representación precisa y completa del conocimiento previo del alumno, pero sí de una buena aproximación a la estructura cognitiva del mismo.

Para apoyar el uso de las lecturas y los mapas conceptuales en el proceso de enseñanza- aprendizaje, proponemos la estrategia del *taller educativo*, al cual desde hace algunos años se le ha perfeccionado su concepto, extendiéndolo a la educación, puesto que según Maya (1996/11) éste ha adquirido la significación de que cuando un cierto número de personas se ha reunido con una finalidad educativa, el objetivo principal debe ser que esas personas produzcan ideas y materiales y no que las reciban del exterior.

Lo anterior quiere decir, en palabras de GONZALEZ, citado por Maya (1996/14) que “el taller es un ámbito de reflexión y de conceptualización; en el que se pretende superar la separación que existe entre la teoría y la práctica, se concibe como síntesis del pensar, el sentir y el hacer; como el lugar para la participación y el aprendizaje. En el taller, a través del interjuego de los participantes con la tarea, confluyen pensamiento, sentimiento y acción. En síntesis, puede convertirse en el lugar del vínculo, la participación, la comunicación y, por ende, el lugar de producción social de objetos, hechos y conocimientos”.

Lo cual confirma Maya (1996/15) al afirmar que “mediante el taller, los docentes y los alumnos desafían en conjunto problemas específicos buscando también que el aprender a ser, el aprender a aprender y el aprender a hacer se den de manera integrada, como corresponde a una auténtica educación o formación integral. Los alumnos en el taller se ven estimulados a dar su aporte personal, crítico y creativo, partiendo de su propia realidad y transformándose en sujetos creadores de su propia experiencia y superando así la posición o rol tradicional de simples

receptores de la educación. Mediante él, los alumnos, en un proceso gradual, se aproximan a la realidad descubriendo los problemas que en ella se encuentran a través de la acción-reflexión inmediata o acción diferida; es otro estilo posible de relación entre el docente y el alumno o entre el orientador popular y la comunidad en el ámbito de la educación popular en la cual el taller es un valioso instrumento de aprendizaje y desarrollo”.

Para resaltar aún más la importancia del taller educativo como estrategia de aprendizaje tomamos como referencia las anotaciones de Ezequiel Ander Egg citado por Maya (1996/18) el taller es una modalidad pedagógica de aprender haciendo. Los conocimientos se adquieren en una práctica concreta que implica la inserción en la realidad que constituirá el futuro campo de acción profesional de los estudiantes y que constituye ya el campo de acción de los docentes. En ese sentido el taller se apoya en el principio de aprendizaje formulado por Froebel en 1826: aprender una cosa viéndola y haciéndola es algo mucho más formador, cultivador, vigorizante que aprenderla simplemente por comunicación verbal de las ideas.

El taller se organiza en torno de un proyecto concreto, cuya responsabilidad de ejecución está a cargo de un equipo de trabajo integrado por profesores y alumnos que participan activa y responsablemente en todas las fases o etapas de realización. Este proyecto de trabajo se transforma en una situación de enseñanza- aprendizaje con una triple función: docencia- investigación y servicio, procurando la integración de teoría, investigación y práctica a través de un trabajo

grupal y un enfoque interdisciplinario y globalizador.

Como resulta claro de ésta breve descripción del sistema de taller, el aula y la clase pierden toda su importancia tradicional: ya no es el templo en que se adquiere el saber, por eso en el taller la enseñanza, más que algo que el profesor transmite a los alumnos, es un aprendizaje que depende de la actividad de los alumnos movilizados en la realización de una tarea concreta. El profesor ya no enseña en el sentido tradicional; es un asistente técnico que ayuda a aprender.

Los alumnos aprenden haciendo y sus respuestas y soluciones podrán ser, en algunos casos, más válidas que las del mismo profesor, el cual debe saber utilizar estas respuestas para lograr en los estudiantes un aprendizaje más duradero y significativo.

De todo lo anterior podemos concluir que todo proceso que se siga requiere, para verificar su validez, de una evaluación, la cual es definida según Cooper (2003/501) como el proceso de obtención de información y del empleo de la misma para formar juicios que, a su vez, se usan para la toma de decisiones.

La evaluación bajo estas condiciones, según Jorba y Sanmartí (1994/16), presenta básicamente dos funciones:

- Una de carácter social de selección y clasificación, pero también de orientación y promoción del alumnado; esta función constata y certifica la

adquisición de unos conocimientos al final de una unidad de trabajo y en futuras actividades escolares y profesionales.

- Otra de carácter pedagógico, de regulación del proceso de Enseñanza-Aprendizaje, es decir, de reconocimiento de los cambios que se deben ir introduciendo en este proceso para que cada estudiante aprenda de forma significativa, esta función se inserta en el proceso de formación, ya sea inicialmente, durante o al final de este proceso, pero siempre con la finalidad de mejorar el aprendizaje. Además está enfocada a regular, en el sentido de adecuar, las condiciones de dicho aprendizaje. Esta es la evaluación en la que interesa profundizar cuando el objetivo es ayudar a los alumnos en su propio proceso de construcción del conocimiento.

Como puede verse estas funciones nos indican que la evaluación no se puede situar solamente al final del proceso de Enseñanza-Aprendizaje sino que se debe hacerse al inicio, durante el proceso y al final del mismo.

Dependiendo del momento y del objetivo que se persiga, la evaluación se clasifica en:

**La evaluación diagnóstica inicial:** a veces también denominada evaluación predictiva, tiene como objetivo fundamental determinar la situación de cada alumno al inicio de un proceso de Enseñanza-Aprendizaje para poderlo adecuar a sus necesidades.

Se pretende obtener información sobre las ideas previas, los procedimientos intuitivos, hábitos, actitudes, etc. de cada estudiante.

**La evaluación formativa:** tiene como finalidad fundamental una función reguladora del proceso para hacer posible que los medios de formación respondan a las características del que aprende. Tiende especialmente a identificar cuáles son las dificultades del aprendizaje, más que a considerar los resultados alcanzados.

Este tipo de evaluación tiene como finalidad conocer los resultados del alumnado en comprender el funcionamiento cognitivo del estudiante frente a las tareas que se le proponen. La información así buscada se refiere a las estrategias que éstos utilizan para llegar a un resultado determinado. En este tipo de evaluación, los errores son objeto de estudio en tanto que revela la naturaleza de las representaciones o de las estrategias elaboradas por el estudiante. Por ello, son considerados algo positivo en el proceso de aprender, ya que a través suyo se puede diagnosticar qué tipo de obstáculos o dificultades tienen los estudiantes y de esta manera poder tanto facilitar la comprensión de las causas que los han originado como conocer los mecanismos necesarios para ayudarles a superarlos.

**La evaluación sumativa:** tiene por objeto establecer balances fiables de los resultados obtenidos al final de un proceso de Enseñanza-Aprendizaje. Básicamente tiene una función social de asegurar que las características de los estudiantes respondan a las exigencias del sistema. Pero también puede tener la

función formativa de saber si los alumnos han adquirido los conocimientos que el docente ha previsto, y en consecuencia, si tienen los prerrequisitos necesarios para aprendizajes posteriores, o bien para determinar aquellos aspectos que se deberían modificar en una posterior repetición de la misma secuencia.

Cabe recordar, que de acuerdo a ONTORIA (1995/38), la evaluación permite:

- *Valorar el proceso de Enseñanza-Aprendizaje*, en el sentido de que posibilita la recopilación de información o datos sobre el desarrollo del trabajo en el aula. Por consiguiente, tiene en cuenta los contenidos (conceptuales, procedimentales y actitudinales), las estrategias didácticas (cognitivas, organizativas), las actividades, la secuenciación y temporalización, etc. En suma, la evaluación considera la totalidad de los componentes que intervienen en el proceso educativo y la singularidad de cada alumno con su ritmo y estilo de aprendizaje.
- *Tomar decisiones*. Esta es una consecuencia del análisis y valoración realizada en los distintos momentos de la evaluación: inicial, formativa (proceso) y sumativa (terminal), que corresponden a la planificación, al proceso y a los resultados. Es decir, la evaluación debe servir para saber qué hacer y cómo hacerlo. Ésta debe estar dirigida a cualificar los procesos y no quedarse sólo en la calificación.

En apoyo a lo anterior Santos en su artículo “Evaluar es comprender” plantea que la evaluación debe ser vivida como un proceso formativo, es decir, como un continuo a lo largo de los procesos de Enseñanza-Aprendizaje que permita ir ajustando la ayuda que debe brindar el educador al alumno en la construcción de sus competencias, no debe ser entendida como un momento final, sino como una evaluación-comprensión, con diversidad de medios a través de los cuales se recogen los datos para propiciar la reflexión y la crítica.

Lo anterior es reiterado por Lacueva (1997), al plantear que son preferibles los juicios cualitativos, razonados del educador, que orientan sobre lo alcanzado y lo que falta por lograr, y evitan la artificial ordenación de los alumnos a partir de las notas. Permitiéndole al alumno participar en la evaluación de su propio aprendizaje, tener mayor conciencia del mismo, adquirir mayor claridad acerca de las fallas y los alcances en el proceso vivido. Así mismo, adquiere mayor responsabilidad sobre su actividad escolar, para aprender de manera auténtica y significativa en el proceso de Enseñanza-Aprendizaje.

## **1.2.2. REFERENTE EPISTEMOLÓGICO**

### **1.2.2.1. STEPHEN TOULMIN Y SU TEORÍA DE LA EVOLUCIÓN CONCEPTUAL.**

Desde una perspectiva epistemológica, el trabajo de investigación lo abordamos bajo el pensamiento de Stephen Toulmin, el cual, dentro de su teoría de la evolución conceptual, establece una analogía entre la evolución de los organismos biológicos y la construcción del conocimiento científico; según este autor citado por CAMPANARIO (1998/69) la generación y selección de los conceptos tiene un cierto parecido con la evolución biológica y se regirá por los mismos principios. Dentro de la perspectiva toulminiana, seguir la evolución de los conceptos en los estudiantes sugiere que ellos mantienen elementos de las concepciones antiguas (conceptos previos) mientras incorporan gradualmente elementos de las nuevas.

Esta incorporación de ideas se presenta de un modo lento, en donde los conceptos nuevos van adquiriendo cada vez más fuerza, reemplazando a otros más débiles o menos inclusores en la estructura cognitiva del alumno. “Es por ello, que mediante estas ideas previas se pueden conocer las habilidades y capacidades de los estudiantes y la forma como ellos despliegan su asimilación personal de los conceptos. Por lo cual, nuestro pensamiento reflexivo individual puede innovar, modificar y, con el tiempo, reemplazar esos conceptos previos. En este caso, tanto los conceptos originales como sus reemplazantes no serán meros

productos de un proceso cultural, sino también expresión de nuestras capacidades innatas” (TOULMIN, 1977/54)

Desde el punto de vista de los conceptos, estos pueden definirse según TOULMIN (1977/28) como la integración de los agregados, sistemas o poblaciones conceptuales que emplean colectivamente las “comunidades de usuarios” de conceptos, los cuales para nuestro caso presentan tres aspectos: 1) El lenguaje; 2) las técnicas de representación, y 3) los procedimientos de aplicación en un área determinada. Los primeros dos elementos comprenden los aspectos “simbólicos” de la explicación teórica, mientras el tercero comprende el reconocimiento de situaciones a las que son apropiadas esas actividades simbólicas<sup>9</sup>.

En el caso del lenguaje, el elemento “lingüístico” incluye los sustantivos, los términos técnicos o nombres de conceptos y también las oraciones, sean leyes naturales o generalizaciones directas. En cuanto a la “técnica de representación” hay que tener en cuenta que ésta no sólo comprende el uso de formalismos matemáticos, sino también la confección de gráficos y diagramas, el establecimiento de “árboles” taxonómicos y clasificaciones. Sin embargo, tales elementos simbólicos sólo son un uso genuinamente explicativo en las ciencias cuando se dispone de adecuados procedimientos de aplicación para identificar las ocasiones empíricas y los modos de su aplicación. Las novedades conceptuales propuestas para hacer frente a problemas científicos pueden implicar cambios en cualquiera de esos aspectos o en todos ellos.

---

<sup>9</sup> Esta información puede ampliarse en: (TOULMIN/1977/190)

Puede verse entonces, y de acuerdo con TOULMIN (1977/52), que nosotros adquirimos el dominio del lenguaje y el pensamiento conceptual en el curso de la educación y el desarrollo; y los conjuntos particulares de conceptos que aprendemos reflejan formas de vida y de pensamiento, comprensión y expresión, corrientes en nuestra sociedad. Por tal razón, nuestra herencia conceptual es recreada en cada nueva generación mediante todos los procesos de “*enculturación*”, sea por imitación o interacción, sea por instrucción o educación formal.

## **2. DISEÑO TEÓRICO**

### **2.1. PLANTEAMIENTO DEL PROBLEMA**

Al aplicar la encuesta del “Saber Específico” (Ver anexo 2) y el “Cuestionario de diagnóstico” (Ver anexo 3) a 54 estudiantes del grado once de la Institución Educativa Javiera Londoño (grupos 11-1 y 11-2), se encontró que éstos presentan dificultad en interpretar las relaciones estequiométricas a partir de una ecuación química balanceada.

### **2.2. PROBLEMA**

“Los estudiantes del grado once de la Institución Educativa Javiera Londoño, presentan dificultad en interpretar las relaciones estequiométricas a partir de una ecuación química balanceada”.

### **2.3. OBJETIVOS**

#### **2.3.1. OBJETIVO GENERAL**

Diseñar y aplicar una propuesta metodológica que permita a los estudiantes la interpretación de las relaciones estequiométricas a partir de una ecuación química balanceada.

### **2.3.2. OBJETIVOS ESPECÍFICOS**

- Diseñar y aplicar una unidad didáctica que contenga diferentes actividades que faciliten a los estudiantes interpretar las relaciones estequiométricas a partir de una ecuación química balanceada.
- Implementar el uso de los mapas conceptuales como herramienta de evaluación y aprendizaje con el fin de conocer la evolución de los estudiantes con relación a conceptos estequiométricos.
- Realizar talleres grupales con el fin de posibilitar a los estudiantes establecer e interpretar las relaciones estequiométricas a partir de una ecuación química balanceada.
- Evaluar el efecto que tiene la propuesta metodológica en los estudiantes, analizando la evolución conceptual que presentan éstos durante su aplicación.

### **2.4. CAMPO DE ACCIÓN**

El concepto de mol como cantidad de sustancia y la información que se puede obtener a partir de una ecuación química balanceada para establecer relaciones estequiométricas.

### **2.5. OBJETO DE ESTUDIO**

La Enseñanza- Aprendizaje de las relaciones estequiométricas a partir de una ecuación química balanceada.

## 2.6. PREGUNTAS DE INVESTIGACIÓN

- ¿Cómo contribuir a que los estudiantes puedan establecer e interpretar las relaciones estequiométricas a partir de una ecuación química balanceada?
- ¿Qué estrategias utilizar para el aprendizaje del concepto de mol como cantidad de sustancia?
- ¿Los talleres y los mapas conceptuales si son buenas estrategias para regular el proceso Enseñanza-Aprendizaje de los estudiantes?
- ¿Qué tipo de talleres son los adecuados para la explicación y comprensión de las relaciones estequiométricas?
- ¿Se logra con la propuesta metodológica que los estudiantes pueden interpretar las relaciones estequiométricas en una ecuación química balanceada?
- ¿Qué actividades permitirán conocer la evolución que presentan los estudiantes acerca del concepto de mol como cantidad de sustancia y las relaciones estequiométricas?
- ¿Cómo implementar el uso de los mapas conceptuales en el aprendizaje de la estequiometría?

## 2.7. TAREAS

- Realizar una búsqueda bibliográfica exhaustiva de la evolución del concepto de mol como cantidad de sustancia y de las relaciones estequiométricas, así como las diferentes teorías que explican la manera de enseñarlos.
- Diseñar una unidad didáctica con diversas actividades como: lecturas, talleres y prácticas de laboratorio que permitan a los estudiantes establecer e interpretar relaciones estequiométricas a partir de una ecuación química balanceada.
- Consultar las teorías que fundamentan el uso de los mapas conceptuales y el taller como estrategias de Enseñanza- Aprendizaje.
- Investigar acerca de cómo se suscita la evolución conceptual en los estudiantes a medida que avanzan en su proceso de Aprendizaje.
- Aplicar la propuesta de Enseñanza- Aprendizaje con el fin de lograr que los estudiantes puedan interpretar las relaciones estequiométricas a partir de una ecuación química balanceada.
- Evaluar de qué forma ha contribuido la aplicación de la propuesta metodológica en la comprensión de los estudiantes de temas relacionados con la estequiometría.

### 3. DISEÑO METODOLÓGICO

El problema planteado se aborda con una unidad didáctica, denominada “unidad didáctica de estequiometría” (Ver anexo 4) desarrollada según los planteamientos de JORBA Y SANMARTÍ (1994,35), que hacen referencia a cinco fases (exploración o de explicitación inicial, introducción de conceptos o de modelización, estructuración del conocimiento, aplicación y evaluación) en las cuales proponemos diferentes actividades diseñadas para planificar y regular el aprendizaje y la interpretación de las relaciones estequiométricas.

**3.1. FASE 1. Exploración de Conocimientos:** En esta fase se busca indagar sobre las ideas previas de los estudiantes frente a la temática a tratar, por medio de un cuestionario de exploración de conocimientos, esto nos permite conocer qué saben los estudiantes acerca del tema y qué posibles estrategias se pueden implementar para la enseñanza de las relaciones estequiométricas.

**3.2. FASE 2. Introducción de conocimientos:** Durante esta fase se pretende brindar al estudiante la posibilidad de identificar nuevos conocimientos y modelos explicativos del tema objeto de estudio (estequiometría), por medio de lecturas, ejercicios, tareas y problemas, además de clases magistrales, que les permitan definir conceptos nuevos, establecer relaciones con los conocimientos anteriores y confrontar los diversos modos de darle explicación a un fenómeno científico.

**3.3. FASE 3. Estructuración del Conocimiento:** En esta fase se pretende ayudar al estudiante a construir su propio conocimiento, a reconocer y discutir sobre los modelos ya elaborados del tema de estudio por medio de exposiciones, mapas conceptuales y el trabajo grupal con sus compañeros. Estas actividades facilitan al estudiante abstraer y explicitar las principales ideas construidas a lo largo del proceso. Al mismo tiempo en esta fase se presenta una etapa de síntesis, la cual la hace cada estudiante, encontrando su propia forma de expresar e interpretar sus conocimientos, confrontando tanto los modelos suyos como los presentados por el profesor. Es así como surge una diversidad de formas de sintetizar y explicar un mismo aprendizaje, teniendo la posibilidad de establecer relaciones libremente durante el proceso.

**3.4. FASE 4. Aplicación:** En esta fase se pretende que los estudiantes se planteen nuevos interrogantes sobre la temática estudiada, que utilicen distintos lenguajes y contextos para explicar sus propias representaciones y modelos. Por lo cual se plantean una secuencia de actividades, entre ellas: lecturas, talleres, cuestionarios y prácticas de laboratorio, donde los estudiantes tengan la posibilidad de aplicar los conceptos nuevos, interpretando significativamente las relaciones estequiométricas en una ecuación química balanceada.

**3.5. FASE 5: Evaluación:** En esta fase se pretende poner a prueba la autenticidad, la fuerza y la coherencia de los conocimientos adquiridos por los estudiantes en el proceso de Enseñanza-Aprendizaje, por medio de la reflexión, la crítica y la participación en talleres, exposiciones, lecturas de textos, así mismo, en la construcción de mapas conceptuales, relacionando conceptos estequiométricos

#### 4. METODOLOGÍA

El desarrollo de la propuesta en su **primera fase** se inició con la aplicación de un cuestionario de ideas previas (ver anexo 5) que contiene preguntas sobre el concepto de mol en términos de cantidad de sustancia y las relaciones estequiométricas; actividad que nos permitió verificar los conocimientos previos que los estudiantes tenían sobre el tema. Como actividad extraclase se propuso la lectura “Elementos de los mapas conceptuales” (ver anexo 6). La primera actividad nos sirvió para diseñar estrategias a implementarse en las fases posteriores. La segunda se propuso con el fin de que los estudiantes al llegar a clase tuvieran conocimientos generales sobre la elaboración de un mapa conceptual.

Conocidos los conceptos previos de los estudiantes se dió inicio a la **segunda fase**, denominada introducción del nuevo conocimiento, la cual consta de cuatro momentos: en el primero se socializó la lectura dejada como actividad extraclase, ya mencionada en la primera fase, dejando en claro los elementos fundamentales de un mapa conceptual, situación que se aprovechó para llegar al segundo momento en donde se propuso la lectura “Llegando al Concepto de Mol” (Ver anexo 7); la cual hace referencia a la evolución histórica y epistemológica del concepto de mol como cantidad de sustancia y las Leyes Ponderales. En el tercer momento los estudiantes extrajeron de esa lectura, mediante las preguntas en ella contenidas, los conceptos básicos referentes al mol como cantidad de sustancia y

las leyes ponderales. En el cuarto momento, y basados en la lectura, los estudiantes esbozaron su primer mapa conceptual.

Llegados acá se dió inicio a la Estructuración y síntesis del conocimiento (**Tercera Fase**). En el caso de la estructuración se dictaron clases magistrales, explicándoles a los estudiantes los conceptos necesarios para establecer relaciones estequiométricas, como: masa atómica, masa molecular, masa molar, reactivo límite, rendimiento real, rendimiento teórico, porcentaje de rendimiento, pureza, y la información que se puede obtener a partir de una ecuación química balanceada.

En el caso de la Síntesis del conocimiento, los estudiantes construyeron un mapa conceptual sobre las relaciones conceptuales entre masa atómica, masa molecular y masa molar y realizaron un taller aplicando los anteriores conceptos (Ver anexo 8). Además, se desarrollaron dos talleres: uno sobre las relaciones estequiométricas (Ver anexo 9) y el otro sobre cálculos estequiométricos (Ver anexo 10) con el que se pretendía que los estudiantes afianzaran, profundizaran y se apropiaran del conocimiento aprendido.

Para dar continuidad al proceso, se llevó a cabo la aplicación del conocimiento (**cuarta fase**), desarrollándose en ésta tres actividades: En la primera, los estudiantes realizaron una actividad experimental de aplicación, denominada “relación entre mol y masa”, (ver anexo 11), la cual consistía en hallar el número

de moles de una sustancia conocida a partir de una reacción de doble desplazamiento, en medio acuoso. En la segunda, los estudiantes resolvieron la actividad de aplicación de conocimientos denominada “La fábrica de agua” (Ver anexo 12) con el fin de darle explicación a algunos interrogantes relacionados con la evolución del concepto de mol como cantidad de sustancia y las relaciones estequiométricas. En la tercera, los estudiantes dieron solución al cuestionario final de estequiometría (ver anexo 13), en el cual, se retoman todos los conceptos trabajados en la unidad. Con estas actividades se pretendía que los estudiantes interpretaran las relaciones estequiométricas a partir de una ecuación química balanceada.

La **quinta fase**, denominada evaluación, en su mayoría, se llevó a cabo a través de toda la unidad didáctica por medio de mapas conceptuales, talleres y quices, dejando para el final un cuestionario que evaluaba todo el contenido.

#### 4.1. CRONOGRAMA DE ACTIVIDADES

A continuación, se detallan las actividades realizadas, por sesión y tiempo de duración, durante la implementación de la unidad didáctica de estequiometría.

FECHA	ACTIVIDAD	TIEMPO
1ª sesión	<ul style="list-style-type: none"><li>◆ Cuestionario de ideas previas.</li><li>◆ Explicación de la construcción de mapas conceptuales.</li></ul>	100 min.
2ª sesión	Lectura "Llegando al concepto de mol"	50 min.
3ª sesión	<ul style="list-style-type: none"><li>◆ Socialización de la lectura "Llegando al concepto de mol"</li><li>◆ Construcción de los primeros mapas conceptuales.</li></ul>	100 min.
4ª sesión	<ul style="list-style-type: none"><li>◆ Visión epistemológica del concepto de mol.</li><li>◆ Construcción del segundo mapa conceptual.</li></ul>	50 min.
5ª sesión	<ul style="list-style-type: none"><li>◆ Explicación y aplicación de los conceptos de masa atómica, masa molecular y masa molar.</li><li>◆ Construcción de mapa conceptual con los conceptos de masa atómica, masa molecular y masa molar.</li></ul>	100 min.
6ª sesión	Taller de aplicación de los conceptos de masa atómica, masa molecular y masa molar.	50 min.
7ª sesión	Evaluación de los conceptos de masa atómica, masa molecular y masa molar por medio de un mapa conceptual.	50 min.
8ª sesión	Explicación de Ecuaciones Químicas y la información que se puede obtener a partir de éstas.	100 min.
9ª sesión	Explicación y aplicación de las diferentes relaciones estequiométricas.	100 min.
10ª sesión	Explicación y aplicación de los conceptos de Reactivo Límite, Porcentaje de Rendimiento y Pureza.	100 min.
11ª sesión	Taller de estructuración de cálculos estequiométricos	100 min.
12ª sesión	Evaluación de cálculos estequiométricos	50 min.
13ª sesión	Actividad Experimental: relación mol-masa.	100 min.
14ª sesión	Actividad de aplicación de conocimientos	50 min.
15ª sesión	Cuestionario final de estequiometría.	100 min.

## 5. RESULTADOS

### 5.1. RESULTADOS DE LA ENCUESTA DE SABER ESPECÍFICO

**Tabla 1.** Respuesta a las preguntas de balanceo de ecuaciones.

CRITERIO	No de ESTUDIANTES	(%)
Balancea	35	65
No Balancea	19	35

**Tabla 2.** Respuestas de los estudiantes al solicitarles que identifiquen los componentes de una ecuación química.

COMPONENTES DE UNA ECUACION QUÍMICA				
	IDENTIFICA		NO IDENTIFICA	
	ESTUDIANTES	%	ESTUDIANTES	%
REACTIVOS Y PRODUCTOS	47	87	7	13
COEFICIENTES Y SUBÍNDICES	43	79.6	11	20.4

**Tabla 3.** Respuesta de los estudiantes al significado de los subíndices en una ecuación química balanceada.

CRITERIO	No de ESTUDIANTES	(%)
Cantidad de materia	2	3.7
Número de moles	6	11.1
Cantidad de átomos en la ecuación	44	81.5
Cantidad de Compuestos	2	3.7

**Tabla 4.** Respuestas de los estudiantes al significado de los coeficientes en una ecuación química balanceada.

CRITERIO	No de ESTUDIANTES	(%)
La forma de modificar el estado de las sustancias	6	11.1
Reactivo en exceso	4	7.4
Las moles de las sustancias que intervienen en el proceso	40	74.1
Átomos sin reaccionar	4	7.4

**Tabla 5.** Respuestas de los estudiantes al solicitarles que calculen la Masa Molar del  $N_2H_4$ .

	No de ESTUDIANTES	(%)
72 g/mol	0	0
92 g/mol	0	0
82 g/mol	7	13
32 g/mol	47	87

**Tabla 6.** Los estudiantes establecen relaciones de moléculas, moles y masa en una ecuación química.

CRITERIO	RELACIONA		NO RELACIONA	
	No Estudiantes	%	No estudiantes	%
Moléculas	22	40.7	32	59.3
Moles	16	29.6	38	70.4
Masa	15	27.8	39	72.2

**Tabla 7.** Los estudiantes determinan las relaciones en moles entre el  $N_2H_4$  y el  $H_2O$ .

RELACIONES	No de ESTUDIANTES	(%)
3 moles de $N_2H_4$ y 4 moles de $H_2O$	16	29.6
4 moles de $N_2H_4$ y 3 moles de $H_2O$	6	11.1
2 moles de $N_2H_4$ y 4 moles de $H_2O$	22	40.7
3 moles de $N_2H_4$ y 2 moles de $H_2O$	10	18.6

**Tabla 8.** Los estudiantes calculan las moles de  $H_2O$  que se producen a partir de 80 gramos de  $N_2H_4$

	No de ESTUDIANTES	(%)
25 moles de $H_2O$	8	14.8
10 moles de $H_2O$	27	50
12 moles de $H_2O$	6	11.1
5 moles de $H_2O$	13	24.1

**Tabla 9.** Respuesta de los estudiantes al realizar cálculos estequiométricos a partir de una ecuación química balanceada

	No de ESTUDIANTES	(%)
1.5 moles de $HNO_3$	20	37.0
1.33 moles de $HNO_3$	8	14.8
2.5 moles de $HNO_3$	21	38.9
1.66 moles de $HNO_3$	5	9.3

**Tabla 10.** Respuesta de los estudiantes al realizar cálculos estequiométricos, identificando el reactivo límite a partir de una ecuación química balanceada

CRITERIO	No de ESTUDIANTES	(%)
Los reactivos reaccionarán por completo sin que sobre masa de alguno	10	18.6
Se formarán tres moles de hidróxido de Calcio	15	27.7
El calcio reaccionará completamente y permanecerá agua en exceso	24	44.4
Se formarán 13 moles de hidrógeno	5	9.3

## 5.2. RESULTADOS DE CUESTIONARIO INICIAL

**Tabla 1.** Respuesta de los estudiantes a la pregunta ¿cuál sería la mínima expresión de la proporción?

	No ESTUDIANTES	(%)
Establece	36	66.7
No Establece	18	33.3

**Tabla 2.** Respuesta de los estudiantes a la pregunta ¿en cuál de las figuras hay mayor cantidad de sustancia?

	IDENTIFICA		NO IDENTIFICA	
	No Estudiantes	%	No Estudiantes	%
<b>CASO 1</b>	40	74.1	14	25.9
<b>CASO 2</b>	33	61.1	21	38.9
<b>CASO 3</b>	46	85.2	8	14.8

**Tabla 3.** Respuesta de los estudiantes al solicitarles que establezcan la proporción entre dos sustancias: un borrador y número de tizas.

	No ESTUDIANTES	(%)
Establece	23	42.6
No Establece	31	57.4

**Tabla 4.** Respuesta de los estudiantes a la pregunta sobre la identificación de la cantidad de moléculas en un mol de sustancia.

	No Estudiantes	%
a. Igual en todas las sustancias.	16	29.7
b. Mayor en el O <sub>2</sub> que en el SO <sub>2</sub>	8	14.8
c. Menor en el H <sub>2</sub> O que en el O <sub>2</sub>	4	7.4
d. Diferente en todas las sustancias	26	48.1

**Tabla 5.** Respuesta de los estudiantes a interpretar las relaciones que se pueden establecer a partir de una ecuación química balanceada.

	No Estudiantes	%
3 moles de Sulfuro de dihidrógeno reaccionan con $6.02 \times 10^{23}$ moléculas de NO	30	55.6
2 moles de ácido nítrico producen 3 moles de Azufre	17	31.4
2 moles de ácido nítrico producen 102 g de Sulfuro de dihidrógeno	5	9.3
3 moles Sulfuro de dihidrógeno producen 4 moles de Agua	2	3.7

**Tabla 6.** Respuesta de los estudiantes a establecer relaciones molares entre reactivos y productos a partir de una ecuación química.

CRITERIO	RELACIONA		NO RELACIONA	
	No Estudiantes	%	No estudiantes	%
Reactivos	22	40.7	32	59.3
Productos	19	35	35	65
Ambos	26	48.1	28	51.9

**Tabla 7.** Respuesta de los estudiantes a establecer relaciones molares a partir de una ecuación química.

	No ESTUDIANTES	(%)
Establece	17	31.5
No Establece	37	68.5

**Tabla 8.** Respuesta de los estudiantes a establecer relaciones masa-masa a partir de una ecuación química.

	No ESTUDIANTES	(%)
Duplicar el H <sub>2</sub> y el O <sub>2</sub>	14	26.1
Duplicar el H <sub>2</sub>	12	22.2
Duplicar el O <sub>2</sub>	9	16.7
No duplicar ninguna	19	35

**Tabla 9.** Respuesta de los estudiantes a establecer relaciones en términos de moles, moléculas y masa a partir de una ecuación química balanceada.

CRITERIO	RELACIONA		NO RELACIONA	
	No Estudiantes	%	No estudiantes	%
Moles	11	20.4	43	79.6
Moléculas	26	48.1	28	51.9
Masa	9	16.7	45	83.3

**Tabla 10.** Respuesta de los estudiantes a la pregunta ¿cómo se puede calcular el rendimiento teórico?

	No Estudiantes	%
El rendimiento real	18	33.3
El reactivo límite	22	40.7
El reactivo en exceso	11	20.4
El número de Avogadro.	3	5.6

### 5.3. RESULTADOS DEL CUESTIONARIO FINAL

**Tabla 1.** Respuesta de los estudiantes a la pregunta sobre la identificación de la cantidad de moléculas en un mol de sustancia.

	No Estudiantes	%
Igual en todas las sustancias.	42	77.8
Mayor en el Cl <sub>2</sub> que en el CO <sub>2</sub>	1	1.8
Menor en el H <sub>2</sub> O que en el Cl <sub>2</sub>	2	3.7
Diferente en todas las sustancias	9	16.7

**Tabla 2.** Respuesta de los estudiantes a establecer relaciones molares entre reactivos y productos a partir de una ecuación química balanceada.

CRITERIO	ESTABLECE		NO ESTABLECE	
	No Estudiantes	%	No estudiantes	%
Reactivos	49	90.7	5	9.3
Productos	47	87	7	13
Reactivos y Productos	40	74.1	14	25.9

**Tabla 3.** Respuesta de los estudiantes a establecer relaciones en términos de moléculas, moles y masa a partir de una ecuación química balanceada.

CRITERIO	RELACIONA		NO RELACIONA	
	No Estudiantes	%	No estudiantes	%
Moléculas	49	90.7	5	9.3
Moles	50	92.6	4	7.4
Masa	23	42.6	31	57.4

**Tabla 4.** Respuesta de los estudiantes a interpretar las relaciones estequiométricas que se pueden establecer a partir de una ecuación química balanceada.

	No Estudiantes	%
3 moles de plata reaccionan con $6.02 \times 10^{23}$ moléculas de NO	10	18.6
4 moles de ácido nítrico producen 3 moles de nitrato de plata	37	68.5
3 moles de plata producen 252 g de HNO <sub>3</sub>	5	9.2
3 moles de plata producen 5 moles de nitrato de plata	2	3.7

**Tabla 5.** Respuesta de los estudiantes a establecer relaciones entre moles- moles, molécula- molécula y masa- masa.

CRITERIO	RELACIONA		NO RELACIONA	
	No Estudiantes	%	No estudiantes	%
Moléculas	48	88.9	6	11.1
Moles	47	87	7	13
masa	29	53.7	25	46.3

**Tabla 6.** Respuesta de los estudiantes a la identificación de conceptos estequiométricos.

	COMPRENDE		NO COMPRENDE	
	No Estudiantes	%	No Estudiantes	%
Reactivo Límite.	46	85.2	8	14.8
Rendimiento Teórico	44	81.5	10	18.5
Estequiometría	48	88.9	6	11.1
Ecuación Química	38	70.4	16	29.6
Coeficientes	50	92.6	4	7.4
Subíndices	48	88.9	6	11.1
Consumo de reactivos	30	55.6	24	44.4

**Tabla 7.** Respuesta de los estudiantes a establecer relaciones mol- masa.

	No ESTUDIANTES	(%)
Establece	44	81.5
No Establece	10	18.5

**Tabla 8.** Respuesta de los estudiantes a establecer relaciones moles-moles.

	No ESTUDIANTES	(%)
Establece	46	85.2
No Establece	8	14.8

**Tabla 9.** Respuesta de los estudiantes al determinar y calcular el reactivo que limita la reacción.

	No ESTUDIANTES	(%)
Determina	42	77.8
No Determina	12	22.2

**Tabla 10.** Respuesta de los estudiantes al determinar y calcular el porcentaje de rendimiento de una reacción.

	No ESTUDIANTES	(%)
Determina	35	65
No Determina	19	35

## 6. ANÁLISIS DE RESULTADOS

### 6.1. ANÁLISIS DE RESULTADOS DE LA ENCUESTA DE SABER ESPECÍFICO

**NOTA:** Los análisis de la encuesta de saber específico (Ver anexo 14), del cuestionario inicial (Ver anexo 15), y del cuestionario final (Ver anexo 16), realizados a continuación hacen parte de una síntesis de cada una de las respuestas de los estudiantes así: se tomó el porcentaje de la respuesta válida y se sumaron los porcentajes de las respuestas consideradas no válidas.

Los siguientes análisis hacen referencia a los resultados obtenidos en la encuesta de “*Saber Específico*” (ver anexo 14- Gráfico 1) aplicado en la “PROPUESTA DE ENSEÑANZA-APRENDIZAJE PARA LA INTERPRETACIÓN DE LAS RELACIONES ESTEQUIOMETRICAS A PARTIR DE UNA ECUACIÓN QUÍMICA BALANCEADA”, con estudiantes de la Institución Educativa Javiera Londoño. La muestra analizada son 54 estudiantes, distribuidos en dos grupos; 11-1 y 11-2, con una edad promedio entre 16 y 20 años.

Con relación a la pregunta 1, que hace referencia a la identificación o no de cuándo una ecuación química está balanceada, el 65% de la muestra, identifica cuándo una ecuación química lo está y el 35% no sabe

hacerlo. Al contestar la pregunta 2 que hace referencia a la información que proporciona una ecuación química balanceada, encontramos que el 87% identifica con propiedad los reactivos y los productos en una ecuación y el 13% no. Por otro lado, con respecto a la pregunta 3, el 79.6% reconoce fácilmente los coeficientes y subíndices en una ecuación química y el 20.4% no. A la pregunta 4 del significado de los subíndices en una ecuación química balanceada, el 81.5% seleccionó la respuesta válida que corresponde a la cantidad de átomos en la ecuación, y el 18.5% no lo hizo. Con relación a la pregunta 5 sobre el significado de los coeficientes, se observa que el 74.1% sabe con propiedad el significado de los coeficientes en una ecuación química y el 25.9% no conoce su significado. Además, se observa que en la pregunta 6, el 87% sabe calcular la masa molar de un compuesto y el 13% no sabe realizar dicho procedimiento. Con respecto a la relación de moléculas, moles y masa en una ecuación química, en la pregunta 7, el 40.7% establece relaciones de moléculas a moléculas en una ecuación química, mientras que el 59.3% no establece las relaciones moleculares. En la pregunta 8, el 29.6% establece relaciones de moles a moles en una ecuación química, mientras que el 70.4% no las establece. En la pregunta 9, el 27.8% establece relaciones de masa- masa en una ecuación química, mientras que el 72.2% no logra hacerlo. En la pregunta 10 que hace referencia a la determinación de las relaciones molares a partir de una ecuación química balanceada, encontramos que el 40.7% establece la correcta proporción en la ecuación química propuesta mientras que el 59.3% no acierta a establecer este tipo de relaciones. También, al solicitarle a los estudiantes que realicen cálculos

masa-moles, en la pregunta 11, se observa que el 24.1%, lo hace correctamente, y el 75.9% no lo hace. Siguiendo con los cálculos estequiométricos de tipo moles-moles, en la pregunta 12, se encontró que el 9.3% hace uso de la relación moles- moles a partir de una ecuación química balanceada y el 90.7% no lo logra. Con relación a la pregunta 13, la respuesta de los estudiantes al realizar cálculos estequiométricos, identificando el reactivo límite a partir de una ecuación química balanceada se observa que el 44.4% establece cálculos estequiométricos, e identifica el reactivo limitante y el 55.6% no lo logra.

Además, puede apreciarse que el 59.3% presenta dificultades en establecer relaciones molécula- molécula; el 70.4% no establece relaciones moles- moles y el 72.2% no establece relaciones masa-masa, el 76% no relaciona moles- masa y el 90.7% no relaciona moles- moles en la realización de cálculos químicos y el 55.6% no identifica el reactivo límite a partir de una ecuación química balanceada.

## **6.2. ANÁLISIS DE RESULTADOS DEL CUESTIONARIO INICIAL (Ver anexo 15- Gráfico 2)**

Con relación a la pregunta 1 que se refiere a establecer la mínima expresión de una proporción, se observa que el 66.7% si lo sabe y el 33.3% no lo sabe. Teniendo en cuenta la pregunta 2 y los datos obtenidos en los tres casos planteados y al realizar el promedio entre los tres, podemos observar que el 73.5% alcanza a identificar la cantidad de sustancia en las figuras y el 26.5% no lo logra.

Se puede apreciar que en la pregunta 3, el 42.6% establece las proporciones entre las dos sustancias y el 57.4% no. De acuerdo con la pregunta 4, se observa que el 29.7% identifica correctamente que sin importar la sustancia, en un mol siempre habrá la misma cantidad de moléculas, y el 70.3% no logra identificar la cantidad de moléculas en un mol. A partir de una ecuación química balanceada en la pregunta 5 y con el fin de que los estudiantes interpreten las relaciones molares, se encontró que el 31.4% interpreta y establece correctamente las relaciones moles- moles, reconociendo los reactivos y los productos y el 68.6% no diferencia entre reactivos y productos, y por lo tanto no interpreta ni establece las relaciones molares que se pueden presentar a partir de una ecuación química balanceada. Con respecto a establecer relaciones molares entre reactivos y productos a partir de una ecuación química en la pregunta 6 se puede observar que el 40.7% sabe relacionar las moles entre reactivos y el 59.3% no establece dichas relaciones. En la pregunta 7, el 35% sabe relacionar las moles entre productos y el 65% no. En la pregunta 8, el 48.1% sabe relacionar las moles entre reactivos y productos y el 51.9% no.

Se puede apreciar en la pregunta 9 que el 31.5% es capaz de establecer las relaciones molares a partir de una ecuación química y el 68.5% no lo es.

Puede observarse también, en la pregunta 10, que el 26.1% sabe establecer las relaciones masa-masa a partir de una ecuación química, afirmando que es necesario duplicar las cantidades de  $H_2$  y  $O_2$  y el 73.9% no establece las

relaciones masa-masa. Por otro lado, en la pregunta 11, se evidenció que el 20.4% sabe establecer relaciones moles-moles y el 79.6% no lo sabe. Por otra parte, en la pregunta 12, el 48.1% sabe establecer relaciones molécula-molécula y el 51.9% no. Además, en la pregunta 13, se encontró que el 16.7% sabe establecer relaciones masa-masa y el 83.3% no. En la pregunta 14, al solicitar a los estudiantes que determinen cómo se puede calcular el rendimiento teórico, se encontró que el 40.7% sabe que a partir del reactivo límite se puede calcular el rendimiento teórico y el 59.3% no lo sabe.

### **6.3. ANÁLISIS DE RESULTADOS DEL CUESTIONARIO FINAL**

A continuación se hace un análisis de los resultados (Ver anexo 16-Gráfico 3) obtenidos después de implementar la “PROPUESTA DE ENSEÑANZA-APRENDIZAJE PARA LA INTERPRETACIÓN DE LAS RELACIONES ESTEQUIOMÉTRICAS A PARTIR DE UNA ECUACIÓN QUÍMICA BALANCEADA”

De acuerdo con la pregunta 1, la cual trata sobre la identificación de la cantidad de moléculas en un mol, se observa que el 77.8% identifica correctamente que sin importar la sustancia en un mol siempre habrá la misma cantidad de moléculas, y el 22.2% no lo logra. Con respecto a la pregunta 2, al establecer relaciones molares entre reactivos y productos a partir de una ecuación química balanceada, puede observarse que el 90.7% sabe establecer las relaciones molares entre reactivos y el 9.3% no establece dichas relaciones. En la pregunta 3, el 87% sabe establecer las relaciones molares entre productos y el 13% no establece dichas

relaciones. En la pregunta 4, el 74.1% sabe establecer las relaciones molares entre reactivos y productos y el 25.9% no. A partir de una ecuación química balanceada con el fin de establecer relaciones entre un reactivo y un producto, en la pregunta 5, pudimos darnos cuenta que el 92.6% sabe establecer relaciones moles-moles y el 7.4% no lo sabe. Por otra parte, en la pregunta 6, el 90.7% sabe establecer relaciones molécula-molécula y el 9.3% no lo sabe. Además, en la pregunta 7, el 42.6% sabe establecer relaciones masa-masa y el 57.4% no. Teniendo en cuenta la pregunta 8, y a partir de una ecuación química balanceada con el fin de que los estudiantes interpreten las relaciones molares, encontramos que el 68.5% interpreta y establece correctamente las relaciones moles- moles, reconociendo los reactivos y los productos y el 31.5% no diferencia entre reactivos y productos, y por lo tanto no interpreta ni establece las relaciones molares que se pueden presentar a partir de una ecuación química balanceada. Con base en la pregunta 9, en la cual se les solicita a los estudiantes que establezcan relaciones molécula-molécula, se encontró que el 88.9% sabe establecer relaciones molécula-molécula y el 11.1% no sabe establecer dichas relaciones. Por otra parte, en la pregunta 10, el 87% sabe establecer relaciones moles-moles y el 13% no. Además, en la pregunta 11, el 53.7% sabe establecer relaciones masa-masa y el 46.3% no lo sabe. En cuanto a los conceptos utilizados en estequiometría como reactivo límite, estequiometría, coeficientes, subíndices, consumo de reactivos y porcentaje de rendimiento, solicitado en la pregunta 12, se observó que el 80.4% tiene claro dichos conceptos y el 19.6% no los identifica con claridad. Con respecto a la pregunta 13 se puede observar que el 81.5% sabe establecer

relaciones mol- masa a partir de una ecuación química balanceada realizando cálculos estequiométricos y el 18.5% no lo sabe. En la pregunta 14, al solicitar a los estudiantes que realicen cálculos estequiométricos moles- moles a partir de una ecuación química balanceada se evidenció que el 85.2% realiza cálculos estequiométricos y el 14.8% no logra realizarlos. En la pregunta 15, al determinar el reactivo límite se encontró que el 77.8% sabe calcular y determinar el reactivo límite y el 22.2% no sabe realizar dichos cálculos. Con relación a la pregunta 16, al solicitar a los estudiantes que realicen cálculos estequiométricos masa- masa con el fin de determinar el rendimiento teórico para calcular el porcentaje de rendimiento, se encontró que el 65% sabe calcular y determinar el porcentaje de rendimiento y el 35% no lo sabe.

#### **6.4 ANÁLISIS COMPARATIVO DE RESULTADOS ENTRE LA ENCUESTA DE SABER ESPECÍFICO Y EL CUESTIONARIO INICIAL CON EL CUESTIONARIO FINAL.**

Al realizar el análisis comparativo entre los resultados iniciales y los resultados finales del proceso (Ver anexo 17- Gráfico 4) y teniendo en cuenta que los estudiantes saben balancear una ecuación química, reconocen los reactivos y los productos, comprenden el significado de los coeficientes y los subíndices y saben calcular la masa molar de un compuesto, los siguientes análisis representan los logros alcanzados durante todo el proceso de Enseñanza-Aprendizaje de las relaciones estequiométricas a partir de una ecuación química balanceada.

Al final del proceso un 77.8% de la muestra, identifica la cantidad de moléculas en un mol de cualquier sustancia, presentándose un avance con respecto al inicio del proceso donde, sólo un 29.7% lo hace.

Al momento de establecer relaciones molares, evidenciamos que al final del proceso un 68.5% interpreta las relaciones estequiométricas a partir de una ecuación química balanceada en comparación con un 31.5% observado al inicio del proceso.

En cuanto, a establecer relaciones molares entre reactivos, al final del proceso se logró que un 90.7% lo realizara satisfactoriamente, teniendo en cuenta que hubo una gran mejoría con respecto al 40.7% encontrado al inicio.

Con respecto a establecer las relaciones molares en los productos, se encontró que al final un 87% logra establecer dichas relaciones alcanzando un avance significativo en comparación con un 35% obtenido en el proceso inicial.

Por otro lado y haciendo referencia a establecer relaciones molares entre los productos y los reactivos, también se produjeron resultados satisfactorios evidenciados por un 74% alcanzado al final del proceso con relación a un 48.1% hallado inicialmente

Inicialmente un 20.4% establece relaciones mol-mol, y al final del proceso se obtuvo que un 92.5% alcanza un mejor desempeño. Además, Un 48.1% establece relaciones molécula-molécula, y al final del proceso un 90.7% alcanza un mayor progreso.

Por otro lado, se observó que inicialmente un 16.7% establece relaciones masa-masa y al final del proceso un 42.5% obtuvo buenos resultados.

Con respecto a realizar cálculos estequiométricos de diferentes tipos como moles-masa y moles-moles, se presentó que al final de este proceso un 81.5% establece relaciones moles-masa y al inicio sólo un 24.1% lo hace.

También puede observarse una excelente mejoría al realizar cálculos moles-moles puesto que al final del proceso se presentó que un 85.2% establece este tipo de relaciones y al inicio sólo un 9.3% lo hacía.

Con relación a identificar el reactivo límite a partir de una relación molar se presentó un gran avance ya que al inicio del proceso, se encontró que un 44.4% lo identifica con propiedad y al final del proceso un 77.8% lo hace y calcula el reactivo límite a partir de relaciones estequiométricas.

Por último, en cuanto al rendimiento teórico a partir de una ecuación química balanceada, se aprecia que los estudiantes alcanzaron una mayor habilidad para

realizar cálculos químicos, observándose que al inicio del proceso un 40.7% lo identifica con propiedad y al final del proceso un 65% lo logra calculando el rendimiento teórico a partir de relaciones estequiométricas.

Una de las dificultades más relevantes en la implementación de la propuesta, para los estudiantes, fue el establecer e interpretar las relaciones estequiométricas masa-masa a partir de una ecuación química balanceada, debido a que no relacionaban la masa molar de un compuesto con su respectiva cantidad de moles.

## CONCLUSIONES

- ◆ La propuesta puede considerarse efectiva, ya que se observó en los estudiantes un progreso significativo en cuanto a la comprensión de conceptos estequiométricos y a la interpretación de las relaciones estequiométricas.
- ◆ En la propuesta hay una mayor tendencia a valorizar el protagonismo del estudiante dentro del proceso educativo, así como un reconocimiento de las necesidades sociales como medio para iniciar los aprendizajes.
- ◆ La implementación de la propuesta demostró que sí es posible obtener un aprendizaje significativo en los estudiantes, ya que al final del proceso los estudiantes mostraron un manejo adecuado de los conceptos y su aplicación en las relaciones y los cálculos estequiométricos.
- ◆ Los talleres y los mapas conceptuales son una buena estrategia metodológica que permite a los estudiantes la reflexión, interiorización y asimilación de nuevos conocimientos y su “evolución conceptual” respecto a conceptos y relaciones estequiométricas.

- ◆ En los talleres, el trabajo en equipo se hace indispensable para poder comprender la complejidad de los fenómenos científicos.
- ◆ El análisis histórico y epistemológico de las diferentes teorías científicas es fundamental al momento de introducir un nuevo conocimiento científico.
- ◆ La evaluación debe considerarse como un medio para lograr el aprendizaje, un instrumento de transformación de la práctica pedagógica, como un proceso que permite el aprendizaje significativo de la química, implicando aspectos conceptuales, metodológicos y actitudinales. Además, como un proceso permanente e integrado a todo el proceso de enseñanza y aprendizaje.

## RECOMENDACIONES

- ◆ No todo conocimiento previo es un material apto para la adquisición de nuevos conocimientos, debe distinguirse dentro del cuerpo de conocimientos con que cuenta el estudiante aquellos más relevantes, y que se encuentran aptos para ser interrelacionados con los conocimientos a adquirir. Por lo tanto, será menester del docente diagnosticar su presencia para detectar la posibilidad de anclaje de los nuevos conocimientos a las ideas previas.
- ◆ Consideramos que es necesario que los docentes de ciencias conozcan la historia de las ciencias, las orientaciones metodológicas utilizadas en la construcción de los conocimientos científicos, los planteamientos epistemológicos, y las características centrales de la actividad científica y las relaciones entre las ciencias, la técnica y el contexto social de las mismas. Asimismo, deben tener cierto conocimiento de los desarrollos científicos recientes y sus perspectivas para poder seleccionar contenidos adecuados a la visión actual de la ciencia y a los intereses y necesidades de los estudiantes.
- ◆ La necesidad de formular cambios en el área educativa incluye varios aspectos a tener en cuenta tales como la inclusión de otros conocimientos, la revisión de las estrategias de enseñanza que se usan, la incorporación de resultados de la

- ◆ investigación educativa, el empleo de nuevos recursos y, sobre todo, una reflexión profunda del profesorado, tanto a nivel personal como colectivo.
  
- ◆ Se recomienda la utilización de mapas conceptuales y talleres como herramientas de regulación de los aprendizajes y como estrategias de estructuración del conocimiento con el fin de lograr un aprendizaje más significativo en los estudiantes.

## BIBLIOGRAFIA

Constitución Política de Colombia. 1991. Capítulo 2: Derechos sociales, económicos y culturales. Artículo 67. p. 27

AUSUBEL, D.P.; NOVAK, J.D.; HANESIAN, H. (1997) Psicología Educativa. Un punto de vista cognoscitivo. Décima reimpresión. Editorial Trillas, México.

AUSUBEL, NOVAK Y HANESIAN. (1983) Psicología Educativa: Un punto de vista cognoscitivo. Segunda Edición. Trillas. México. P. 275.

AUSUBEL P. David. (2002). Adquisición y Retención del Conocimientos: Una Perspectiva Cognitiva. Ediciones Paidós Ibérica S.A. Barcelona. P 325

BENSAUDE, B. 1997. Citado en: Revista Enseñanza de las Ciencias. 1997. La Cantidad de Sustancia y el Equivalente Químico una aproximación Histórica y Didáctica. Implicaciones para la enseñanza de la química de bachillerato.

CAMPANARIO, Juan M. (1998). Preguntas y Respuestas sobre los alumnos en la enseñanza de las ciencias. En: Tarbiya. Revista de investigación e innovación educativa. No 19. p 69- 84.

CASTRO, A. Margarita; PEREZ, R. Doris, et al. (1993). Ministerio de Educación Nacional, Dirección General de Educación. La enseñanza de la lengua escrita y de la lectura. Desde el preescolar hasta el tercer grado de educación básica primaria. Orientaciones teóricas y prácticas. Serie: pedagogía y currículo-6. Santa fe de Bogotá. 96p.

CHANG, Raymond (1999). Química. Sexta Edición. Ed. Mc Graw Hill. México.  
P. 993

COOPER, James.2003. Estrategias de Enseñanza (Guía para una mejor instrucción). Ed. Limusa. México.

DAUB, William. SEESE, William.1996. Química. Séptima edición. Ed. Prentice-Hall Hispanoamericana S.A. P. 652.

DIAZ Barriga, F.; Fernández, G.: Estrategias docentes para un aprendizaje significativo. Una interpretación constructivista; Editorial McGraw Hill, México, 1997.

DÍAZ BARRIGA, F; HERNÁNDEZ. R, G. (2001) Docentes del Siglo XXI. Cómo desarrollar una Práctica Docente Competitiva. Estrategias docentes para un aprendizaje significativo. Editorial McGraw Hill, Bogotá.

Enciclopedia de la Psicopedagogía Pedagogía y Psicología. Océano/ Centrum. Grupo Editorial S.A. 1981. España. Pp. 271

Gutiérrez, R.: "Psicología y aprendizaje de las ciencias. El modelo de Ausubel". En: Enseñanza de las Ciencias, 5, 2, 118-128, 1987.

<http://www.librys.com/mol>

JORBA, Jaume y SANMARTÍ, Neus. (1994). Enseñar, Aprender y Evaluar: Un Proceso de Regulación Continua. Propuesta Didáctica para el Área de Ciencias Naturales y Matemáticas. Barcelona: Ministerio de educación y cultura. P. 319

LACUEVA, Aurora. (1997). La evaluación en la escuela: Una ayuda para seguir aprendiendo. En: Revista da Faculdade de Educação. Vol. 23 No. 1-2. Sao Paulo. Ene/Dic.

Lineamientos Curriculares para el área de Ciencias Naturales y Educación Ambiental. Colombia: Ministerio de Educación Nacional MEN.1998. p 78-79.

MARTINEZ, F. Y REPETTO, E. 1997. Citado en: Revista Enseñanza de las Ciencias. La Cantidad de Sustancia y el Equivalente Químico una aproximación Histórica y Didáctica. Implicaciones para la enseñanza de la química de bachillerato.

MAYA BETANCUR, Arnudio. (1996). El taller educativo: ¿Qué es? Fundamentos, cómo organizarlo y dirigirlo, cómo evaluarlo. Bogotá: Aula abierta magisterio, p. 228.

*MONDRAGÓN. M. Cesar. Et al. (2000). Química I. Ed. Santillana. Bogotá. P. 289*

MOREIRA, Marco A. (2003). Aprendizaje Significativo: Fundamentación teórica y estrategias facilitadoras. Universidad Federal de río grande do Sul (UFRGS). Porto Alegre, Brasil.

NOVAK, J.D. y GOWIN, B.D. (1988). Aprendiendo a aprender. Barcelona. Ed. Martínez Roca. P.228

ONTORIA P. Antonio; Molina R. Ana. (1995). Los Mapas Conceptuales y su Aplicación en el Aula. Editorial Magisterio del Río de la Plata. Buenos Aires. P. 62

POZO, Juan I. (1994). Teorías Cognitivas del Aprendizaje. Tercera Edición. Ediciones Morata, S.L. Madrid.

POZO, Juan Ignacio. MONEREO, Carles. (2002). El Aprendizaje Estratégico. Aula XXI/ Santillana. España. P. 402

QUIROZ, R. y Diaz, A. (1999). Teoría Psicopedagógica: un enfoque cognitivo. Aula Abierta Colección Educativa. Colombia. Medellín. P. 136

TOULMIN, Stephen. (1977). La Comprensión Humana: El uso colectivo y la Evolución de los Conceptos. Alianza Editorial. Madrid. P. 523

# ANEXOS

## ANEXO 1

### ENCUESTA PSICOSOCIAL

**GRADO** \_\_\_\_\_ **SEXO** \_\_\_\_\_ **EDAD** \_\_\_\_\_

**Joven Estudiante:** Con el fin de complementar la realización de nuestro trabajo de grado, solicitamos tu colaboración al responder las siguientes preguntas con la mayor sinceridad posible.

Señale con una X la(s) respuestas

#### I. UBICACIÓN ESPACIAL

1. ¿Vives cerca del colegio?

Si \_\_\_\_\_ No \_\_\_\_\_ Donde \_\_\_\_\_

#### II. INFORMACIÓN FAMILIAR

2. Con quién vives:

Papá y mamá \_\_\_\_\_ Hermanos (as) \_\_\_\_\_ Otros \_\_\_\_\_ Quiénes \_\_\_\_\_

Papá \_\_\_\_\_ Hermanos (as) \_\_\_\_\_ Otros \_\_\_\_\_ Quiénes \_\_\_\_\_

Mamá \_\_\_\_\_ Hermanos (as) \_\_\_\_\_ Otros \_\_\_\_\_ Quiénes \_\_\_\_\_

3. Cuántos hermanos tienes \_\_\_\_\_

4.Cuál es el lugar que ocupas entre ellos, ordénalo de mayor a menor \_\_\_\_\_

5.Cuál es el grado de escolaridad de:

Papá: a) primaria \_\_\_ b) secundaria \_\_\_ c) tecnológico \_\_\_ d) universitarios \_\_\_

Mamá: a) primaria \_\_\_ b) secundaria \_\_\_ c) tecnológico \_\_\_ d) universitarios \_\_\_

6. Ocupación de tus padres

Papá \_\_\_\_\_

Mamá \_\_\_\_\_

7. De quién dependes económicamente

Papá \_\_\_\_\_ Mamá \_\_\_\_\_ Hermanos(as) \_\_\_\_\_ Otros \_\_\_\_\_ Quienes \_\_\_\_\_

8. Quién sostiene económicamente a tu familia

Papá \_\_\_\_\_ Mamá \_\_\_\_\_ Hermanos(as) \_\_\_\_\_ Otros \_\_\_\_\_ Quienes \_\_\_\_\_

### III. INFORMACIÓN PERSONAL

9. Cómo es la relación con las personas que vives

	EXCELENTE	BUENA	REGULAR	MALA
PAPA				
MAMÁ				
HERMANOS(AS)				
OTROS-QUIENES				

10. Cuándo tienes problemas personales a quién acudes con mayor frecuencia

Padres \_\_\_ Hermanos \_\_\_ Amigos \_\_\_ Profesores \_\_\_ Otros \_\_\_ Quienes \_\_\_\_\_

11. Qué haces en tu tiempo libre

Deporte \_\_\_\_\_ Escuchar música \_\_\_\_\_ Ver T.V \_\_\_\_\_ Leer \_\_\_\_\_ Otros \_\_\_\_\_

Cuál \_\_\_\_\_

### IV. INFORMACIÓN SOCIAL

12. Te entiendes mejor con amigos:

De tu edad \_\_\_\_\_ Mayores \_\_\_\_\_ Menores \_\_\_\_\_

13. Cuántos amigos tienes en el barrio \_\_\_\_\_

## V. INFORMACIÓN ESCOLAR

14. Cómo es tu relación con:

	EXCELENTE	BUENA	REGULAR	MALA
PROFESORES				
COMPANEROS				

15. Cuando tienes dudas a nivel académico a quien acudes.

Papá \_\_\_\_\_ Mamá \_\_\_\_\_ Profesores \_\_\_\_\_ Compañeros \_\_\_\_\_ Otros \_\_\_\_\_

Quienes \_\_\_\_\_

16. En tu casa cuál es tu sitio preferido para estudiar \_\_\_\_\_

17. Quién te ayuda con tus tareas

Papá \_\_\_\_\_ Mamá \_\_\_\_\_ Profesores \_\_\_\_\_ Compañeros \_\_\_\_\_ Otros \_\_\_\_\_

Quienes \_\_\_\_\_

18. Donde buscas la información para tus tareas

Biblioteca \_\_\_\_\_ Casa \_\_\_\_\_ Internet \_\_\_\_\_ otros \_\_\_\_\_ Cuáles \_\_\_\_\_

19. Califica de 1 a 5 tus preferencias las siguientes materias

Matemáticas \_\_\_\_\_

Física \_\_\_\_\_

Biología \_\_\_\_\_

Química \_\_\_\_\_

Humanidades \_\_\_\_\_

Sociales \_\_\_\_\_

## ANEXO 2

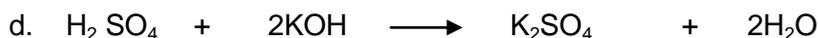
### ENCUESTA DE SABER ESPECÍFICO

GRADO \_\_\_\_\_ SEXO \_\_\_\_\_ EDAD \_\_\_\_\_

**Joven Estudiante:** con el fin de complementar la realización de nuestro trabajo de grado, solicitamos tu colaboración al responder las siguientes preguntas con la mayor sinceridad posible.

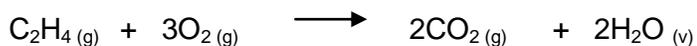
Ten en cuenta que la información dada no afecta para nada tus notas del periodo.

1. Cuáles de las siguientes ecuaciones **No** están balanceadas:



2. El Etileno  $\text{C}_2\text{H}_4$ , al ponerse en contacto con el aire forma  $\text{CO}_2$  y  $\text{H}_2\text{O}$ .

Según lo indica la siguiente ecuación:



Con base en la información anterior:

- Identifica los reactivos con un (R) y los productos con un (P)
- Señala con un triángulo los coeficientes y con un círculo los subíndices.

3. ¿Qué indican los Subíndices?

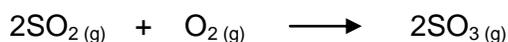
- Cantidad de materia
- Relación de elementos en el compuesto
- Cantidad de átomos en la ecuación
- Número de moles

4. Los coeficientes indican:
- La forma de modifican el estado de la sustancia
  - La forma como se efectúa una relación estequiométrica
  - Las moles de las sustancias que intervienen en el proceso
  - Átomos sin reaccionar

5. La masa molar del  $N_2H_4$  es:

- 72 g/mol
- 92 g/mol
- 82 g/mol
- 32 g/mol

6. Según la siguiente ecuación completa el cuadro:



CADA	PUEDE RELACIONARSE CON	PARA DAR
2 moléculas de $SO_2$		2 moléculas de $SO_3$
	1 mol de $O_2$	
128 g de $SO_2$	32 g de $O_2$	

7. En la ecuación:  $2N_2H_4(g) + N_2O_4(g) \longrightarrow 3N_2(g) + 4H_2O(v)$

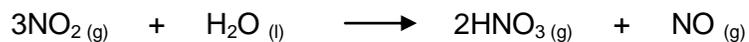
Determine la proporción en moles entre el  $N_2H_4$  y el  $H_2O$

- 3 moles de  $N_2H_4$  y 4 moles de  $H_2O$
- 4 moles de  $N_2H_4$  y 3 moles de  $H_2O$
- 2 moles de  $N_2H_4$  y 4 moles de  $H_2O$
- 3 moles de  $N_2H_4$  y 2 moles de  $H_2O$

8. Las moles de  $H_2O$  que se producen a partir de 80 gramos de  $N_2H_4$  son:

- 25 moles de  $H_2O$
- 10 moles de  $H_2O$
- 12 moles de  $H_2O$
- 5 moles de  $H_2O$

9. La síntesis industrial del ácido nítrico se representa por la siguiente ecuación:



De acuerdo con lo anterior, 2.5 moles de  $\text{NO}_2$ , reacciona con suficiente agua para producir:

- a. 1.5 moles de  $\text{HNO}_3$
- b. 1.33 moles de  $\text{HNO}_3$
- c. 2.5 moles de  $\text{HNO}_3$
- d. 1.66 moles de  $\text{HNO}_3$

10. De acuerdo a la siguiente ecuación:



Si 1 mol de Ca reacciona con 2 moles de  $\text{H}_2\text{O}$

- a. Los reactivos reaccionarán por completo sin que sobre masa de alguno
- b. Se formarán tres moles de hidróxido de calcio
- c. El calcio reaccionará completamente y permanecerá agua en exceso
- d. Se formarán 13 moles de hidrógeno

### ANEXO 3

#### CUESTIONARIO INICIAL

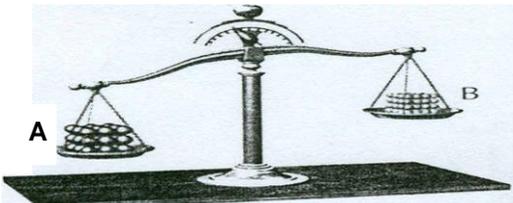
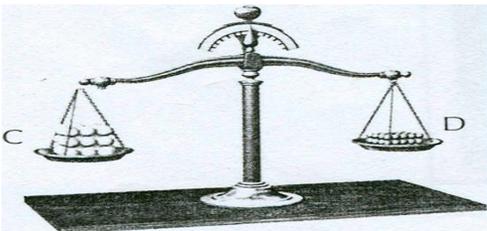
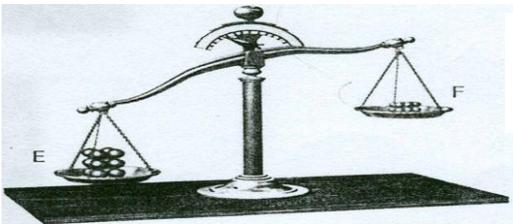
GRADO \_\_\_\_\_ SEXO \_\_\_\_\_ EDAD \_\_\_\_\_

**Joven Estudiante:** con el fin de complementar la realización de nuestro trabajo de grado, solicitamos tu colaboración al responder el siguiente cuestionario con la mayor sinceridad posible.

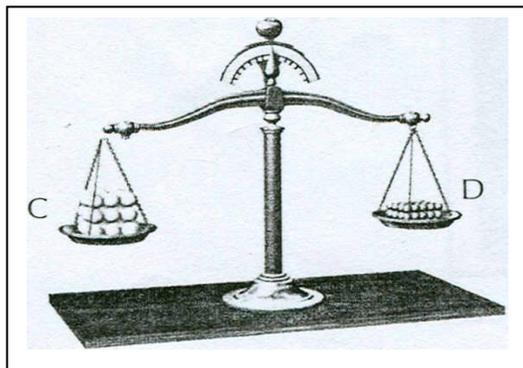
1. Tengo en una canasta: 4 naranjas, 3 peras y un limón. Sabiendo que la proporción de frutas es 4 : 3 : 1. ¿Cuál sería la mínima expresión de la proporción si en otra canasta tengo: 40 naranjas, 20 limones y 10 peras?

\_\_\_\_\_

2. En las siguientes figuras aparecen representaciones de sustancias puras. La idea es que compares las cantidades de las sustancias, con el fin de que indiques parra cada caso, ¿en cuál de ellas es mayor la cantidad de sustancia? Selecciona con una X la respuesta correcta y explica razonadamente el por qué de tu opinión.

<p style="text-align: center;"><b>Primer caso</b></p>  <p>A. es mayor la cantidad de sustancia en A B. es mayor la cantidad de sustancia en B C. es igual en las dos</p>	<p style="text-align: center;"><b>Segundo caso</b></p>  <p>A. es mayor la cantidad de sustancia en C B. es mayor la cantidad de sustancia en D C. es igual en las dos</p>
<p style="text-align: center;"><b>Tercer caso</b></p>  <p>A. es mayor la cantidad de sustancia en E B. es mayor la cantidad de sustancia en F C. es igual en las dos.</p>	

3. En la siguiente balanza, colocamos un borrador que pesa 6 gramos. Responde:



A. ¿Cuántas tizas de 2 gramos debes colocar en el otro plato para que estos queden en equilibrio?

\_\_\_\_\_

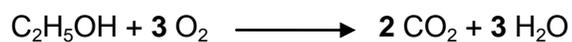
B. establece la proporción entre el borrador y el número de tizas, cuando los platillos estén en equilibrio.

\_\_\_\_\_

4. La cantidad de moléculas en un mol de Oxígeno (O<sub>2</sub>), en un mol de dióxido de azufre (SO<sub>2</sub>), en un mol de agua (H<sub>2</sub>O) o en un mol de cualquier otra sustancia molecular es:

- a) Igual en todas las sustancias
- b) Mayor en el O<sub>2</sub> que en el SO<sub>2</sub>
- c) Menor en el H<sub>2</sub>O que en el O<sub>2</sub>
- d) Diferente en todas las sustancias

5. La siguiente ecuación balanceada, representa la combustión del alcohol metílico.



Indica qué proporción molar hay entre:

a) Reactivos \_\_\_\_\_

b) Productos \_\_\_\_\_

c) Reactivos y productos \_\_\_\_\_  $\longrightarrow$  \_\_\_\_\_

6. Con base en la siguiente reacción:



Indican si las afirmaciones son correctas y justifica tus respuestas.

- a) 3 moles de Sulfuro de dihidrógeno reaccionan con  $6.02 \times 10^{23}$  moléculas de NO
- b) 2 moles de ácido nítrico producen 3 moles de Azufre
- c) 2 moles de ácido nítrico producen 102 g de Sulfuro de dihidrógeno
- d) 3 moles Sulfuro de dihidrógeno producen 4 moles de Agua

7. Establece una relación molar de todas las posibles, a partir de la siguiente ecuación química:



8. El hidrógeno reacciona con el oxígeno, por medio de electrólisis para producir agua, de acuerdo con la siguiente reacción química:



Si para formar 36 gramos de agua requiero 32 gramos de oxígeno y 4 gramos de hidrógeno. Para producir 72 gramos de agua requiero:

- a) Duplicar las cantidades de hidrógeno y de oxígeno
- b) Duplicar solamente el hidrógeno
- c) Duplicar solamente el oxígeno
- d) No duplicar ninguna

9. De acuerdo con la siguiente ecuación:  $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$ .

Indica la proporción de los reactivos y los productos en términos de moles, moléculas y masa; llenando la tabla que aparece a continuación.

<b>Elemento químico en la ecuación</b>	<b>Moles</b>	<b>Moléculas</b>	<b>Masa</b>
Hidrógeno ( $\text{H}_2$ )			
Oxígeno ( $\text{O}_2$ )			

10. El rendimiento teórico se puede calcular a partir de:

- a) El rendimiento real
- b) El reactivo límite
- c) El reactivo en exceso
- d) El número de Avogadro.

**ANEXO 4**  
**PROPUESTA METODOLÓGICA**  
**UNIDAD DIDÁCTICA DE ESTEQUIOMETRÍA**

**DESCRIPCIÓN**

**ÁREA:** Química

**NIVEL:** 11°

**TEMA:** Estequiometría

**SESIONES:** 15

**PERIODO:** primer semestre del 2005

**OBJETIVOS**

**GENERAL**

Una vez terminados los contenidos de la Unidad Didáctica de Estequiometría, los estudiantes del grado 11 estarán en capacidad de reconocer, interpretar y aplicar, a partir de una ecuación química balanceada, los diferentes tipos de relaciones estequiométricas que en ella se puedan establecer.

## **ESPECIFICOS**

- ◆ Conocer y discutir por parte del estudiante, los cuestionamientos y aportes que originaron la construcción del concepto de mol, como unidad de medida de la cantidad de sustancia, desde una perspectiva epistemológica para el desarrollo de un nuevo conocimiento.
- ◆ Aplicar en los cálculos estequiométricos, los conceptos de masa atómica, masa molecular, masa molar, y las leyes ponderales.
- ◆ Por medio de talleres y actividades experimentales en el aula de clase, establecer e interpretar las relaciones estequiométricas a partir de una ecuación química balanceada.
- ◆ Adquirir habilidades para la realización de mapas conceptuales como medio de fijación del conocimiento.

## **LOGROS**

- ◆ Argumentar con propiedad la evolución histórica del concepto de mol como unidad de medida de la cantidad de sustancia.
- ◆ Identificar y aplicar los conceptos de masa atómica, masa molecular, masa molar y las relaciones derivadas de las leyes ponderales en ejercicios propuestos a partir de una ecuación química.
- ◆ Establecer relaciones estequiométricas realizando talleres y actividades experimentales.
- ◆ Construir mapas conceptuales con el fin de relacionar conceptos relevantes de estequiometría.

## **INDICADORES DE LOGROS**

- ◆ Comprende la evolución del concepto de mol como unidad de medida de la cantidad de sustancia.
- ◆ Realiza ejercicios, aplicando los conceptos de masa atómica, masa molecular, masa molar y las relaciones derivadas de las leyes ponderales en una ecuación química.
- ◆ Realiza actividades experimentales, con el fin de establecer relaciones estequiométricas en una ecuación química.
- ◆ Construye mapas conceptuales con el fin de lograr un mejor entendimiento de los conceptos claves de estequiometría.

## **SESIONES DE LA UNIDAD DIDÁCTICA DE ESTEQUIOMETRÍA**

### **SESIÓN 1**

#### **PRESENTACIÓN DE LA UNIDAD DE ESTEQUIOMETRÍA Y EXPLORACIÓN DE IDEAS PREVIAS**

#### **OBJETIVOS**

- ◆ Recordar las ideas previas acerca del concepto de mol como unidad de medida de la cantidad de sustancia y las relaciones estequiométricas.
- ◆ Diseñar y construir mapas conceptuales como herramienta de aprendizaje.

#### **LOGROS**

- ◆ Recordar los conocimientos adquiridos en los años anteriores, con relación al concepto de mol como unidad de medida de la cantidad de sustancia y las relaciones estequiométricas.
- ◆ Aprender a construir mapas conceptuales como herramienta de aprendizaje para la relación y jerarquización de conceptos.

#### **INDICADOR DE LOGRO**

Construye mapas conceptuales con el fin de relacionar términos claves de la estequiometría.

## **ACTIVIDADES**

- ◆ Presentación por parte de los docentes en formación de los objetivos y la metodología de trabajo de la unidad de estequiometría.
- ◆ Aplicación de un cuestionario de ideas previas relacionadas con el tema (Ver anexo 4)
- ◆ Explicación de forma clara y concisa del diseño y la construcción de un mapa conceptual, dejando a los estudiantes un documento guía (Ver anexo 5).

## **SESIONES 2 Y 3**

### **LECTURA “LLEGANDO AL CONCEPTO DE MOL”**

#### **OBJETIVO**

Comprender la evolución y construcción del concepto de mol como unidad de medida de la cantidad de sustancia.

#### **LOGROS**

- ◆ Comprender que la construcción de la ciencia requiere múltiples investigaciones y análisis por parte de distintos miembros de la comunidad científica.
- ◆ Identificar el concepto de mol como unidad de medida de la cantidad de sustancia y su importancia en las relaciones estequiométricas.

## **INDICADORES DE LOGROS**

- ◆ Analiza y comprende las diferentes teorías que han contribuido a la construcción de la ciencia y la estequiometría, especialmente el concepto de mol como unidad de medida de la cantidad de sustancia.
- ◆ Identifica el concepto de mol como unidad de medida de la cantidad de sustancia y su relevancia en la estequiometría.

## **ACTIVIDADES**

- ◆ Los estudiantes, reunidos en grupo, realizan la lectura “Llegando al concepto de mol” la cual hace referencia a las contribuciones de algunos científicos a la construcción del concepto de mol como unidad de medida de la cantidad de sustancia. (Ver anexo 6).
- ◆ Socialización de la lectura “Llegando al concepto de mol”.
- ◆ Construcción de los primeros mapas conceptuales por parte de los estudiantes.

## **SESIÓN 4**

### **VISIÓN EPISTEMOLÓGICA DEL CONCEPTO DE MOL COMO UNIDAD DE MEDIDA DE LA CANTIDAD DE SUSTANCIA.**

#### **OBJETIVO**

Conocer y argumentar la importancia de los hechos históricos en la construcción de las teorías científicas del concepto de mol como unidad de medida de la cantidad de sustancia.

#### **LOGROS**

- ◆ Comprender que la ciencia es una construcción humana y por lo tanto ha requerido de múltiples investigaciones y experiencias prácticas para lograr su desarrollo.
- ◆ Identificar el concepto de mol como unidad de medida de la cantidad de sustancia como base para establecer relaciones estequiométricas.

#### **INDICADOR DE LOGRO**

- ◆ Analiza y comprende las diferentes teorías que han contribuido al desarrollo de la ciencia, especialmente el concepto de mol como unidad de medida de la cantidad de sustancia.
- ◆ Identificar el concepto de mol como unidad de medida de la cantidad de sustancia como base para establecer relaciones estequiométricas.

## **CONTENIDO**

- ◆ Aportes de diferentes científicos a la construcción del concepto de mol como unidad de medida de la cantidad de sustancia.
- ◆ Leyes ponderales

## **ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE**

- ◆ Los estudiantes traerán de sus casas diferentes tipos de granos (lentejas, fríjol, arroz, maíz, etc.). Se reunirán por parejas y se les solicitará que agrupen los granos en la forma que deseen, buscando un patrón de medida propio de cada grupo y así realizar ejercicios de conversiones con las medidas inventadas por ellos.
- ◆ El docente en formación explica la evolución, desarrollo histórico y epistemológico del concepto de mol como unidad de medida de la cantidad de sustancia y las leyes ponderales como contribución a la construcción de la estequiometría.

## **ACTIVIDADES DE SEGUIMIENTO**

- ◆ Los estudiantes construirán su segundo mapa conceptual que relacione los conceptos más relevantes de la explicación de los docentes en formación y de la lectura realizada por grupos.
- ◆ Los mapas conceptuales inicialmente, serán calificados por los mismos alumnos con el fin de comparar las distintas formas de realizarlos, y elegir la más apropiada.
- ◆ Discusión de las actividades realizadas en clase.

## ASPECTOS TEÓRICOS

### LA EVOLUCIÓN DEL CONCEPTO DE MOL COMO UNIDAD DE MEDIDA DE LA CANTIDAD DE SUSTANCIA.

La importancia de una revisión sobre el origen y la evolución histórica de estos conceptos<sup>10</sup>, se justifica no sólo por su interés epistemológico, sino porque muchas de las dificultades presentadas en el pasado reaparecen hoy en día en los estudiantes, por lo que dicho conocimiento adquiere una gran importancia para su enseñanza y aprendizaje<sup>11</sup>.

El químico necesita establecer una relación entre las propiedades macroscópicas, masa y volumen, y la variable microscópica, número de partículas que intervienen en el proceso. El problema que se nos plantea a la hora de establecer las distintas relaciones cuantitativas, es que las partículas son muy pequeñas por lo que su masa y tamaño no puede medirse y seleccionarse en pequeñas cantidades. Es necesario medir de una vez un número muy grande de ellas (la constante de Avogadro). Por ello se introduce el concepto de mol, un concepto tan fundamental para la química como las ideas de átomo y de molécula.

---

<sup>10</sup> BENSAUDE, B. 1997. Citado en: Revista Enseñanza de las Ciencias. La Cantidad de Sustancia y el Equivalente Químico una aproximación Histórica y Didáctica. Implicaciones para la enseñanza de la química de bachillerato.

<sup>11</sup> MARTINEZ, F. Y REPETTO, E. 1997. Citado en: Revista Enseñanza de las Ciencias. La Cantidad de Sustancia y el Equivalente Químico una aproximación Histórica y Didáctica. Implicaciones para la enseñanza de la química de bachillerato.

Aunque en la actualidad el mol es considerado por la comunidad científica como la unidad de una de las siete magnitudes físicas fundamentales, *la cantidad de sustancia*, esto no siempre ha sido así. En 1900, Ostwald, estableció por primera vez la idea de mol, y con posterioridad la comunidad científica (IUPAP) introdujo la magnitud cantidad de sustancia.

Ostwald introduce el concepto de “mol” como el peso de combinación expresado en gramos, resultando de este modo que el mol era una masa grande que se comportaba como si contuviera un cierto número de partículas. Es decir, *“la mol es el peso normal o molecular expresado en gramos, identificándolo por tanto con la magnitud de masa”*.

Esta terminología utilizada por Ostwald favorecía su propósito, ya que la palabra mol significa en Latín *masa grande* (mole), lo opuesto de molécula *masa pequeña*, resultado de este modo que la mol era una masa que se comportaba como si contuviera un cierto número de moléculas.

El problema de las cantidades en los cambios de los materiales de la Química, no se solucionaría de forma definitiva, hasta la introducción de la magnitud “cantidad de sustancia” y su unidad el mol, lo cual tiene que ver con la consolidación de la teoría atómico molecular, ya que el punto de vista atomista se preocupa más de establecer la relación entre cantidades de partículas que intervienen en la reacción. Ahora bien, de esta relación microscópica de entidades elementales que

se combinan puede derivarse, en el ámbito macroscópico, la relación de masas o volúmenes de combinación de las sustancias reaccionantes. Por tanto, la introducción de la magnitud “cantidad de sustancia” obedece a razones de comodidad a la hora de contar entidades elementales. La imposibilidad de contar directamente las partículas obliga a efectuarlo de un modo indirecto: estableciendo comparaciones de masas y/o volúmenes.

El mol como unidad en el Sistema Internacional de la magnitud, cantidad de sustancia, fue oficialmente definido por la IUPAP (Unión Internacional de Física Pura y Aplicada) y formalizó el concepto cantidad de sustancia, como una magnitud fundamental, y para 1971 la IUPAC (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada) la definió así:

“El mol es la cantidad de sustancia de un sistema que contiene tantas entidades elementales como átomos hay en una 12 partes del isótopo carbono 12. Cuando se utiliza el mol, las entidades elementales deben especificarse y pueden ser átomos, moléculas, iones, electrones, u otras partículas, o grupos específicos de tales partículas.

Para 1993 la IUPAC, asume que la cantidad de sustancia (simbolizada “n”) se denomina también cantidad química diciendo: “la Unidad del S.I. de cantidad de sustancia es la mol. La magnitud física ‘cantidad de sustancia’ no debería

denominarse por más tiempo 'número de moles', así como la magnitud física 'masa' no debería denominarse número de kilogramos.

El concepto de mol es sin duda uno de los conceptos integradores en la historia de la química, conduce a una simplificación de los cálculos y permite un progresivo abandono de algunos conceptos. Este concepto es imprescindible para el desarrollo de las relaciones cuantitativas en la mayoría de los temas de química.

PARTICULA  $\Leftrightarrow$  MOL

- \* Nro. de átomos, moléculas, etc.
- \* Medidas de los gases
- \* Concentración de las Soluciones
- \* Cálculos estequiométricos

## **LEYES PONDERALES<sup>12</sup>**

Se puede decir que el desarrollo de la química se inicia cuando los científicos logran establecer en el laboratorio, métodos para medir las cantidades de reactivos y productos que participan en una reacción. De estas mediciones se llega a muchas conclusiones y al establecimiento de leyes que resumen los hechos en un enunciado.

## **LA LEY DE CONSERVACIÓN DE LA MASA**

Antoine Lavoisier es considerado el padre de la química por la forma cuidadosa con que realizó sus experimentos y por el uso de sus mediciones cuantitativas,

---

<sup>12</sup> CHANG, Raymond (1999). Química. Sexta Edición. Ed. Mc Graw Hill. México. P. 993

mediante las cuales determinó que las masas permanecen constantes en una reacción. Establece que cualquier cambio de la materia o en cualquier transformación (reacción), la masa no se crea ni se destruye. Una manera fácil de comprobar esta ley es pesando un frasco de vidrio con agua, tapado y encima una tableta soluble (Alka seltzer) luego se echa la tableta en el frasco, se tapa y se pesa nuevamente y así se comprueba que en toda reacción química la masa total de las sustancias reaccionantes es igual a la masa total de los productos.

### **LEY DE PROPORCIONES DEFINIDAS O PROPORCIONES CONSTANTES**

En 1799, Joseph Louis Proust demostró que una sustancia llamada carbonato de cobre preparada en el laboratorio u obtenida de fuentes naturales, contenía los mismos elementos (cobre, carbono y oxígeno) y siempre en las mismas proporciones en masa: 5.3 partes de cobre, 4.0 partes de oxígeno y 1.0 partes de carbono. Por lo tanto afirmó que: “Las proporciones en las que se encuentran los distintos elementos que forman un compuesto son constantes e independientes del proceso seguido para su formación”.

### **LEY DE PROPORCIONES MÚLTIPLES**

John Dalton en 1808, encontró que ciertos elementos se pueden combinar en más de un conjunto de proporciones. Afirma que si dos elementos forman más de un compuesto, las diferentes masas de un elemento que se combinan con una masa fija del segundo elemento guardan entre sí una proporción sencilla, de números enteros. Por ejemplo: Dalton encontró que tres partes de carbono en

masa pueden combinarse con ocho partes de oxígeno o con cuatro partes del mismo elemento en masa, para formar dos compuestos distintos. Dalton explicó que el primer compuesto tendrá que tener dos veces más átomos de oxígeno que los que están presentes en el segundo compuesto.

Dalton explica esta ley basándose en la hipótesis atómica:

1. Todos los elementos están formados por partículas diminutas e indivisibles llamadas átomos. No es posible crear ni destruir los átomos durante las reacciones químicas.
2. todos los átomos de un elemento dado son idénticos, poco difieren de los átomos de los demás elementos.
3. los átomos de elementos distintos forman compuestos combinados en proporciones fijas de números enteros pequeños, por ejemplo un átomo de A con un átomo de B, dos átomos de A con un átomo de B, o tres átomos de A con dos átomos de B.
4. Si los mismos elementos forman más de un compuesto hay una proporción diferente, pero definida, y de un número entero pequeño, en masa y en átomos para cada compuesto.
5. una reacción química implica un cambio, no en los átomos mismos, sino en la forma en que se combinan los átomos para formar compuestos.

## **SESIÓN 5**

### **MASA ATÓMICA, MASA MOLECULAR Y MASA MOLAR.**

#### **OBJETIVO**

Explicar los conceptos de masa atómica, masa molecular y masa molar con el fin de que los estudiantes diferencien el nivel macroscópico y microscópico de la materia.

#### **LOGROS**

- ◆ Comprender y aplicar los conceptos de masa atómica, masa molecular y masa molar.
- ◆ Construir un mapa conceptual con los conceptos de masa atómica, masa molecular y masa molar.

#### **INDICADORES DE LOGROS**

- ◆ Realiza ejercicios aplicando los conceptos de masa atómica, masa molecular y masa molar.
- ◆ Construye mapas conceptuales con conceptos claves relacionados con el tema.

#### **ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE**

- ◆ Los docentes en formación darán una clase magistral en donde se les explicará a los estudiantes los conceptos de masa atómica, masa molecular y masa molar.

## ACTIVIDADES DE SEGUIMIENTO

- ◆ Los estudiantes utilizarán los conceptos de masa atómica, masa molecular y masa molar en la realización de problemas y ejercicios en un taller propuesto por los docentes en formación.

## CONCEPTOS CLAVES EN LA ENSEÑANZA DEL CONCEPTO DE MOL Y CANTIDAD DE SUSTANCIA<sup>13</sup>

**ISÓTOPOS:** Son átomos de un mismo elemento, cuyos núcleos tienen el mismo número atómico (Z), pero diferentes números de masa (A). Esto es, los núcleos tienen el mismo número de protones y de electrones, pero difieren en el número de neutrones.

Ejemplo: El oxígeno en su estado natural es una mezcla de isótopos, en la cual, el 98% corresponde a átomos con  $A = 16$ ; el 0.037% poseen  $A = 17$ ; el 0.024% poseen

átomos con  $A = 18$ . Se representan de la siguiente manera:

Átomo de Oxígeno (16, 17,18)  ${}^{16}_8\text{O}$ ,  ${}^{17}_8\text{O}$ ,  ${}^{18}_8\text{O}$

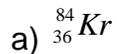
Ejemplo explicativo.

Obtener el número de electrones, protones y neutrones en los isótopos de los

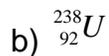
---

<sup>13</sup> MONDRAGÓN. M. Cesar. Et al. (2000). Química I. Ed. Santillana. Bogotá. P. 289

siguientes elementos:



Como  $Z = 36$ , se tienen 36 protones y 36 electrones.  $A$ , número de masa, es igual a 84 y como  $A = N + Z$ , entonces,  $N = A - Z$ , reemplazando tenemos que  $N = 84 - 36$  Y  $N = 48$  neutrones.



De la misma forma como resolvimos el punto anterior:  $Z = 92$ ,  $A = 238$ , por lo tanto,

$N = 238 - 92 = 146$ , de donde concluimos que el Uranio tiene 146 neutrones, 92 protones y 92 electrones.

## Ejercicios

1. Calcula el número de neutrones, protones y el número de masa, de acuerdo con la información suministrada en cada caso:

a) El átomo de Silicio (Si) posee 14 neutrones y su número de masa es 28

b) El átomo de Plata (Ag) posee 47 protones y 60 neutrones

c) El átomo de Oro (Au) tiene un número atómico igual a 79 y  $A$  es igual a 197.

2. El núcleo del átomo de Aluminio contiene 13 protones y 14 neutrones. Indica su número atómico y su número de masa.

**MASA ATÓMICA:** la masa de un átomo depende del número de electrones, protones y neutrones que contiene. Los átomos son partículas extremadamente pequeñas, y se puede determinar la masa de uno de estos en relación con la masa de otro. El primer paso consiste en asignar un valor a la masa de un átomo de un elemento determinado para utilizarlo como referencia. La masa atómica (algunas veces conocida como peso atómico) es *la masa de un átomo, en unidades de masa atómica (uma)*. Una **unidad de masa atómica** se define como una masa exactamente igual a un doceavo de la masa de un átomo de carbono - 12. El carbono -12 es el isótopo del carbono que tiene seis protones seis neutrones. Al fijar la masa del carbono -12 como 12 uma, este átomo se utiliza como referencia para medir la masa atómica de los demás elementos.

Es posible obtener la masa atómica para un elemento, multiplicando la masa atómica exacta de cada isótopo por el decimal de su porcentaje de abundancia en la naturaleza y considerando luego la suma de los valores obtenidos.

Ejemplo explicativo:

Calcula la masa atómica del Carbono, de acuerdo con los siguientes datos:

Isótopo	Masa atómica exacta (uma)	Abundancia en la naturaleza (%)
<sup>12</sup> C	12.00000	98.89
<sup>13</sup> C	13.00335	1.110

Los porcentajes, se convierten a decimales dividiendo entre 100 para obtener 0.9889 y 0.01110, respectivamente, por tanto,

$$12.00000 \text{ uma} (0.9889) + 13.00335 \text{ uma} (0.01110) = 12.01 \text{ umas.}$$

## Ejercicios

1. Calcule la masa atómica del Cloro, de acuerdo con los siguientes datos:

Isótopo	Masa atómica exacta (uma)	Abundancia en la naturaleza (%)
$^{35}\text{Cl}$	34.96885	75.53
$^{37}\text{Cl}$	36.96590	24.47

2. Calcule la masa atómica del Bromo, de acuerdo con los siguientes datos:

Isótopo	Masa atómica exacta (uma)	Abundancia en la naturaleza (%)
$^{79}\text{Br}$	78.9183	50.44
$^{81}\text{Br}$	80.9163	49.46

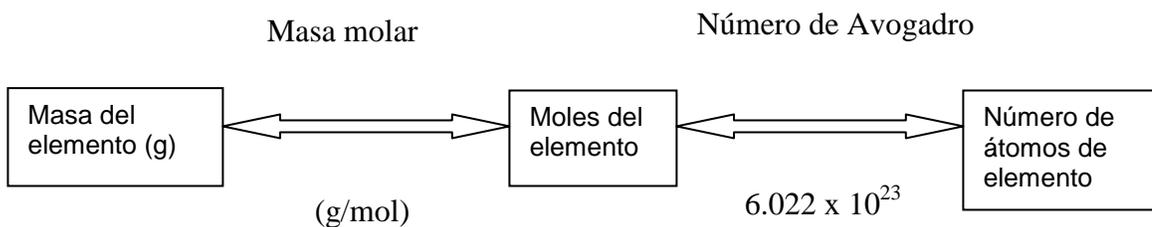
**MASA MOLAR:** las unidades de masa atómica constituyen una escala relativa para las masas de los elementos. Pero, debido a que los átomos tienen masas muy pequeñas, no es posible diseñar una balanza para pesarlos utilizando unidades calibradas de unidades de masa atómica. En realidad se trabaja con muestras macroscópicas que contienen una gran cantidad de átomos. En consecuencia, es conveniente contar con una unidad especial para describir una gran cantidad de átomos. Los químicos miden los átomos y las moléculas en moles. En el Sistema Internacional, el **mol** es la cantidad de una sustancia que

contiene tantas unidades elementales (átomos, moléculas y otras partículas) como átomos hay exactamente en 12 gramos (o 0.012 kilogramos) del isótopo de carbono 12. El valor aceptado en la actualidad es:

1 mol =  $6.022045 \times 10^{23}$  partículas. Este número se denomina **número de Avogadro**, en honor al científico italiano Amadeo Avogadro.

Se ha visto que un mol de átomos de carbono -12 tiene exactamente una masa de 12 g y contiene  $6.022 \times 10^{23}$  átomos. Esta masa del carbono -12 es su **masa molar**, que se define como la masa (en gramos o kilogramos) de 1 mol de unidades (como átomos o moléculas) de una sustancia. Obsérvese que la masa molar del carbono -12 (en gramos) y su masa atómica en una son iguales. De igual modo la masa atómica del sodio (Na) es 22.99 una y su masa molar es 22.99 gramos. Si se conoce la masa atómica de un elemento, también se conoce su masa molar.

Relaciones entre la masa de un elemento y número de moles del mismo y entre moles de un elemento y número de átomos del mismo.



En una mol de agua ( $\text{H}_2\text{O}$ ) hay una masa de 18.0 g. ( $2 \times 1.0 + 1 \times 16.0 = 18.0$  umas), que es igual a la masa molecular del agua expresada en gramos.

La masa molar es la masa expresada en gramos de un mol de cualquier sustancia, elemento o compuesto.

Ejemplo explicativo:

Calcula la masa molar del etano ( $\text{C}_2\text{H}_6$ )

$$2 \times 12.0 \text{ uma} = 24 \text{ umas}$$

$$6 \times 1.008 \text{ uma} = 6.0 \text{ uma}$$

$$\text{Masa molecular de } \text{C}_2\text{H}_6 = 30.0 \text{ umas}$$

$$\text{Masa molar de } \text{C}_2\text{H}_6 = 30.0 \text{ gramos.}$$

Ejercicios:

Calcule la masa molar de:

- a)  $\text{SO}_2$
- b) ( $\text{C}_6 \text{H}_{12} \text{O}_6$ )
- c)  $\text{CaCl}_2$
- d)  $\text{K}_2\text{CO}_3$

**MASA MOLECULAR:** es posible calcular la masa de las moléculas si se conocen las masas atómicas de los átomos que las forman, **la masa molecular** (algunas veces de denomina también *peso molecular*) es la suma de las masas atómicas (en uma) en una molécula. Por ejemplo la masa molecular de  $\text{H}_2\text{O}$  es:

2 (masas atómicas Del H) + masa atómica del O

$$2 (1.008 \text{ uma}) + 1(16.00 \text{ uma}) = 18.02 \text{ uma}$$

A partir de la masa molecular se puede determinar la masa molar de una molécula o un compuesto. La masa molar de un compuesto (en gramos) es numéricamente igual a su masa molecular (en uma). Por ejemplo, la masa molecular del agua es 18.02 uma, de modo que su masa molar es 18.02 g.

Ejemplo explicativo:

Calcula la masa molecular del ácido sulfúrico ( $\text{H}_2 \text{SO}_4$ )

Elemento	Masa atómica	No. átomos	Total
H	1	2	2
S	32	1	32
O	16	4	64

$$\text{H} = 1 \times 2 = 2$$

$$\text{S} = 32 \times 1 = 32$$

$$\text{O} = 16 \times 4 = 64, \text{ luego } 2 + 32 + 64 = 98$$

La masa molecular del  $\text{H}_2 \text{SO}_4$  es 98 umas.

Ejercicios:

a) Calcular la masa molecular del sulfato de sodio ( $\text{Na}_2\text{SO}_4$ )

b) Calcular la masa molecular de la sacarosa ( $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ )

c) Calcular la masa molecular del etano ( $C_2H_6$ )

d) Calcular la masa molecular de  $Ca(OH)_2$

## **SESIÓN 6**

### **TALLER DE MASA ATÓMICA, MASA MOLECULAR Y MASA MOLAR**

#### **OBJETIVO**

Por medio de la realización de un taller, los estudiantes estarán en capacidad de aplicar los conceptos de masa atómica, masa molecular y masa molar en la solución de ejercicios.

#### **LOGRO**

Interpretar y aplicar los conceptos de masa atómica, masa molecular y masa molar en la solución de ejercicios.

#### **INDICADOR DE LOGRO**

Interpreta y aplica los conceptos de masa atómica, masa molecular y masa molar en la solución de ejercicios.

#### **ACTIVIDAD**

Los estudiantes realizarán el taller de masa atómica, masa molecular y masa molar con el apoyo de los docentes en formación. (Ver anexo 7)

## **SESIÓN 7**

### **EVALUACIÓN DE LOS CONCEPTOS DE MASAS**

#### **OBJETIVO**

Evaluar los conceptos de masa atómica, masa molecular y masa molar a partir de un mapa conceptual.

#### **LOGRO**

Afianzar los conceptos de masa atómica, masa molecular y masa molar a partir de un mapa conceptual.

#### **INDICADOR DE LOGRO**

Comprende y aplica los conceptos de masa atómica, masa molecular y masa molar a partir de un mapa conceptual.

#### **ACTIVIDAD DE SEGUIMIENTO**

Los estudiantes presentan una evaluación sobre los conceptos de masa atómica, masa molecular y masa molar a partir de un mapa conceptual

## **SESIÓN 8**

### **ECUACIONES QUÍMICAS**

#### **OBJETIVO**

Comprender la información que proporciona una ecuación química balanceada a partir de experiencias demostrativas con reacciones sencillas.

#### **LOGROS**

Interpretar la información que proporciona una ecuación química balanceada y las reacciones que se pueden obtener a partir de experiencias sencillas.

#### **INDICADORES DE LOGROS**

Representa diversos tipos de reacciones por medio de ecuaciones químicas.

#### **CONTENIDO**

Ecuaciones químicas

#### **ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE**

- ◆ Los docentes en formación explicarán la información que puede obtenerse de una ecuación química balanceada.
- ◆ Los docentes en formación realizarán un experimento demostrativo para explicar como se da una reacción y como se representa por medio de una ecuación química y la información que se puede obtener de ésta.

## ECUACIONES QUIMICAS<sup>14</sup>

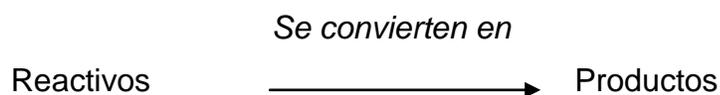
Los cambios químicos que observamos en la materia se relacionan siempre con reacciones químicas. A continuación se analizarán los diferentes tipos de reacciones químicas que se pueden presentar en la naturaleza, así como la manera de representarlas por medio de ecuaciones químicas.

### REPRESENTACIÓN DE LOS FENÓMENOS QUÍMICOS

Una reacción química es un proceso en el cual una o más sustancias denominadas reactivos, se transforman en otra u otras sustancias llamadas productos. Las reacciones químicas se representan mediante ecuaciones químicas, en las cuales se emplean diversidad de símbolos para indicar los procesos y sustancias involucrados.

Toda ecuación química consta de dos miembros separados por una flecha, que indica el sentido de la reacción. Las fórmulas correspondientes a los reactivos se escriben a la izquierda de la flecha, mientras que las fórmulas de los productos se escriben a la derecha.

La flecha se interpreta como "se convierte(n) en...".

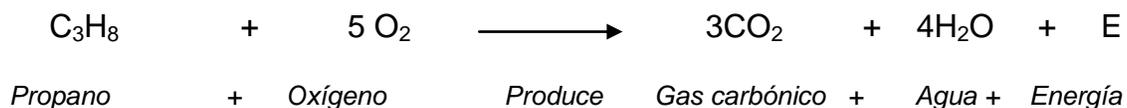


Si hay más de un reactivo o se forma más de un producto, las fórmulas de cada

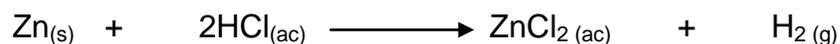
---

<sup>14</sup> Ibid. P. 120

miembro de la ecuación irán separadas por signos de adición ejemplo,



En algunas ocasiones es necesario especificar en la ecuación el estado de agregación en el que se encuentran tanto los reactivos como los productos. Así, si se trata de un gas se usa (g), un líquido (l), un sólido (s), una solución (sol) y una disolución acuosa (ac). Por ejemplo,

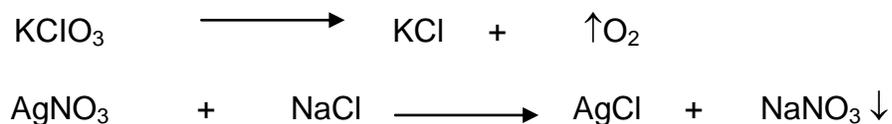


El número que va antes de la fórmula química se llama **coeficiente estequiométrico**, y nos indica la proporción en la que se combinan las sustancias, es decir, el número de moles de ese elemento o compuesto que intervienen en la reacción y multiplican a todos los subíndices de la fórmula que acompañe. En la reacción anterior, un mol de zinc, sólido, reacciona con 2 moles de ácido clorhídrico, en solución acuosa, para producir 1 mol de cloruro de zinc, en solución, y 1 mol de hidrógeno, gaseoso. Los números pequeños que están situados en la parte inferior del símbolo químico, se llaman **subíndices** y nos indican la composición de las sustancias, es decir, el número de átomos de un elemento en la molécula y afectan solamente al elemento o grupo de elementos que acompañe.

En ocasiones también, es necesario especificar que ha ocurrido un cambio de estado, para lo cual se emplean flechas. Así, una flecha hacia arriba ( $\uparrow$ ) junto al

elemento o al compuesto, indica desprendimiento de gas, una flecha hacia abajo

(↓), simboliza formación de un precipitado. Por ejemplo,



## EXPERIENCIA DEMOSTRATIVA (REACCIONES)

### Materiales:

Cinta de Magnesio

Un tubo de ensayo con tapón

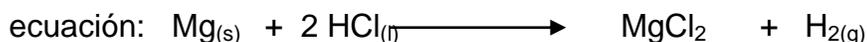
100 ml de HCl

Mechero

### Procedimiento:

1. Se introduce un trozo de cinta de Magnesio en el tubo de ensayo, se le agregan los 100 ml de HCl, y se coloca el tapón. (Salen burbujas)

Esta reacción entre el Magnesio y el HCl, se representa mediante la siguiente



2. Se toma otro trozo de Magnesio, se quema en la llama y se observa que adquiere una capa de óxido (El Magnesio se autoprotege autooxidándose), para comprobarlo se lija, quedando como residuo un polvo blanco. La anterior experiencia se representa mediante la siguiente ecuación:



## **SESIÓN 9**

### **RELACIONES ESTEQUIOMÉTRICAS**

#### **OBJETIVO**

Establecer los diferentes tipos de relaciones estequiométricas (moles- moles, masa- moles y masa- masa) a partir de una ecuación química balanceada.

#### **LOGROS**

- ◆ Interpretar los diferentes tipos de relaciones estequiométricas a partir de una ecuación química balanceada.
- ◆ Resolver problemas aplicando los diversos tipos de relaciones estequiométricas.

#### **INDICADORES DE LOGROS**

- ◆ Conoce y aplica la información que proporciona una ecuación química balanceada en la resolución de problemas estequiométricos.
- ◆ Resuelve problemas aplicando las relaciones estequiométricas

#### **CONTENIDO**

Relaciones estequiométricas.

## **ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE**

- ◆ Los docentes en formación darán clases magistrales para explicar los tipos de relaciones estequiométricas a partir de una ecuación química balanceada.
- ◆ Los estudiantes realizarán un taller en clase sobre las relaciones estequiométricas.

## **ACTIVIDAD DE SEGUIMIENTO**

- ◆ Los estudiantes resolverán ejercicios propuestos en clase estableciendo los diferentes tipos de relaciones estequiométricas (Ver anexo 8)

## **ASPECTOS TEÓRICOS**

### **RELACIONES ENTRE ÁTOMOS, MOLÉCULAS, MOLES Y MASAS.**

Las relaciones de una ecuación química pueden expresarse como relaciones de átomos moléculas, moles, y masas, así como de volúmenes cuando están implicados los gases. Una ecuación química, contiene la información necesaria para predecir cuál será la cantidad de reactivo que se necesita para preparar una cierta cantidad de producto, o bien, cuánto producto se obtiene a partir de cierta cantidad de reactivo.

1 mol =  $6.022 \times 10^{23}$  partículas.

1 mol = número de átomos de un elemento en su masa atómica medida en gramos.

1 mol = número de moléculas de una sustancia en su masa molecular medida en gramos.

1 mol = número de partículas de gas que hay en 22.4 litros, a 1 atmósfera de presión y 0° de temperatura.

1 mol =  $6.022 \times 10^{23}$  iones.

Ejemplo:

De acuerdo con la siguiente ecuación:  $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$ .

Elemento químico en la ecuación	Moles	Moléculas	Masa (g)
Hidrógeno (H <sub>2</sub> )	2	$2 \times 6.02 \times 10^{23}$	2.0
Oxígeno (O <sub>2</sub> )	1	$1 \times 6.02 \times 10^{23}$	16.0
Agua (H <sub>2</sub> O)	2	$2 \times 6.02 \times 10^{23}$	36.0

Antes de comenzar con cálculos más complejos, es necesario conocer los diversos tipos de problemas estequiométricos que pueden presentarse, éstos son:

- ♦ **Masa-Masa:** En estos problemas las cantidades que se conocen y las que se desconocen están en unidades de masa (en gramos).

Ejemplo:

¿Cuántos gramos de oxígeno se necesitan para quemar 72.0 gramos de etano hasta gas carbónico y agua?



$$72.0 \text{ g C}_2\text{H}_6 \times \frac{7(32 \text{ g O}_2)}{2(30 \text{ g C}_2\text{H}_6)} = 269 \text{ g O}_2$$

- ◆ **Masa-Moles y Moles-Masa:** En estos problemas las cantidades que se van a determinar se deben expresar en moles y no será necesario calcular la masa en gramos. Otras veces, la información está expresada en moles y no es necesario calcularlas.

Ejemplo:

Calcule el número de moles de oxígeno que se producen al calentar 1.65 gramos de clorato de potasio.

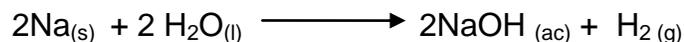


$$1.65 \text{ g KClO}_3 \times \frac{3 \text{ moles O}_2}{2(122.6 \text{ g KClO}_3)} = 0.020 \text{ moles O}_2$$

- ◆ **Moles-Moles:** En estos problemas las cantidades que se conocen y las que se desconocen están en moles.

Ejemplo:

Consideremos la siguiente ecuación balanceada:



Si reaccionan 0.15 moles de agua, calcule el número de moles de hidrógeno que se producen.

$$0.15 \text{ moles Na} \times \frac{1 \text{ mol Na}}{2 \text{ moles Na}} = 0.075 \text{ moles H}_2$$

## **SESIÓN 10**

### **CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS**

#### **OBJETIVO**

Explicar los conceptos de reactivo límite, rendimiento y pureza, y aplicarlos en la realización de cálculos estequiométricos.

#### **LOGRO**

Resolver problemas estequiométricos aplicando los conceptos de reactivo límite, rendimiento y pureza.

#### **INDICADOR DE LOGRO**

Conoce y aplica la información que proporciona una ecuación química balanceada en la resolución de problemas estequiométricos.

#### **ACTIVIDAD**

Explicación por parte de los docentes en formación de los conceptos de reactivo límite, rendimiento y pureza.

## **ASPECTOS TEÓRICOS**

### **CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS**

La estequiometría es la medición de las cantidades relativas de los reactivos y productos en una reacción química.

Los cálculos estequiométricos son aquellos que se realizan para conocer con precisión la cantidad que se va a obtener de un determinado producto, conocidas las cantidades de los reactivos o, por el contrario, las cantidades de reactivo que se han de utilizar para obtener una determinada cantidad de producto. La expresión “cantidad estequiométrica” indica la cantidad exacta que se necesita de una sustancia de acuerdo con una ecuación química. (DAUB, 1996)

Para resolver problemas que impliquen cálculos estequiométricos se precisan cuatro etapas: primero, se verifica si la ecuación química está balanceada, en caso contrario se procede a balancearla, luego se convierte a moles la información suministrada en el problema, a continuación se analizan las relaciones molares en la ecuación química y finalmente se pasa de moles a la unidad deseada.

#### **REACTIVO LÍMITE**

Es el reactivo que se consume totalmente en una reacción química, también llamado reactivo limitante; de él depende la cantidad máxima de producto que se

forma. Cuando la reacción cesa es porque el reactivo limitante ha reaccionado por completo, es decir, limita la cantidad de los nuevos compuestos que se forman. El reactivo que sobra se llama reactivo en exceso o reactivo excedente.

Para explicar estos conceptos, analicemos el siguiente ejemplo. Supongamos que disponemos de cuatro rebanadas de jamón y seis trozos de pan y deseamos hacer tantos emparedados como sea posible, utilizando dos trozos de pan y una rebanada de jamón para cada uno. Un cálculo rápido deja ver que solo se pueden hacer tres emparedados, pues solamente se tienen seis trozos de pan y no alcanza para utilizar todo el jamón disponible. El pan representa el reactivo límite y la rebanada de jamón sobrante representa el reactivo en exceso. Por lo tanto, la cantidad de producto (emparedados) se calcula con base en el reactivo límite, para nuestro ejemplo, el pan.

Ejemplo:

¿Cuántos moles de Dicloruro de plomo,  $\text{PbCl}_2$ , puede obtenerse a partir de la reacción entre 20 g de tricloruro de fósforo,  $\text{PCl}_3$  y 45 g de difluoruro de plomo,  $\text{PbF}_2$ ?

Primero escribimos la ecuación:



Luego balanceamos la ecuación.



Después calculamos las masas molares de las sustancias que nos interesan.

$$Mm \text{ PbF}_2 = 245,18 \text{ g/mol}$$

$$Mm \text{ PCl}_3 = 137,32 \text{ g/mol}$$

A continuación transformamos en moles las masas del fluoruro de plomo y el cloruro de fósforo.

$$x \text{ mol de PbF}_2 \text{ iniciales} = 45,0 \text{ g PbF}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol PbF}_2}{245,18 \text{ g PbF}_2} = 0,184 \text{ mol de PbF}_2$$

$$x \text{ mol de PCl}_3 = 20,0 \text{ g de PCl}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol PCl}_3}{137,32 \text{ g PCl}_3} = 0,146 \text{ moles de PCl}_3$$

De los dos reactivos, ¿cuál reaccionará completamente y será el reactivo límite?

Si observamos la ecuación balanceada vemos que 2 moles de  $\text{PCl}_3$  necesitan 3 moles de  $\text{PbF}_2$ , luego 0,146 moles de  $\text{PCl}_3$  necesitarán:

$$x \text{ mol PbF}_2 = 0,146 \text{ mol de PCl}_3 \cdot \frac{3 \text{ mol PbF}_2}{2 \text{ mol PCl}_3} = 0,219 \text{ moles de PbF}_2$$

Si nos fijamos en los moles iniciales de  $\text{PbF}_2$ , 0,184, vemos que son menores que 0,219 que es la cantidad que se necesita para que reaccione todo el cloruro de fósforo ( $\text{PCl}_3$ ). Calculemos ahora los moles de  $\text{PCl}_3$  que se necesitan para que reaccionen completamente 0,184 mol de  $\text{PbF}_2$ :

$$x \text{ mol PCl}_3 = 0,184 \text{ mol PbF}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol PCl}_3}{3 \text{ mol PbF}_2}$$

$$x = 0,123 \text{ mol PCl}_3$$

Como inicialmente disponemos de 0,146 moles de  $\text{PCl}_3$ , significa que el reactivo límite es el  $\text{PbF}_2$  Y el reactivo en exceso, el cloruro de fósforo.

**NOTA:** Otra forma de hallar el reactivo límite, es dividiendo el número de moles de las sustancias entre su respectivo coeficiente estequiométrico, obtenido de la ecuación química balanceada y el de menor valor es el reactivo límite, Así:

$$\frac{0.184 \text{ mol PbF}_2}{3} = 0.061 \text{ moles de PbF}_2 \text{ Este es el Reactivo límite}$$

$$\frac{0.146 \text{ mol PCl}_3}{2} = 0.073 \text{ moles de PCl}_3$$

Otra pregunta que debemos responder es ¿cuántos moles quedan después de la reacción?

Del difluoruro de plomo ninguna, ya que es el reactivo límite y por lo tanto reacciona completamente. De tricloruro de fósforo quedará la diferencia entre las moles iniciales y los moles que han reaccionado:

$$0,146 - 0,123 = 0,023 \text{ mol.}$$

Del difluoruro de fósforo, calculados a partir del reactivo límite, teniendo en cuenta la proporción de la reacción:

$$x \text{ mol de PF}_3 = 0,184 \text{ mol de PbF}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol PF}_3}{2 \text{ mol PbF}_2} = 0,123 \text{ mol PF}_3$$

Se obtienen los mismos moles de difluoruro de fósforo que los que reaccionan de tricloruro de fósforo como se suponía que iba a ocurrir observando la ecuación balanceada.

De Dicloruro de plomo, calculados a partir del reactivo límite tenemos:

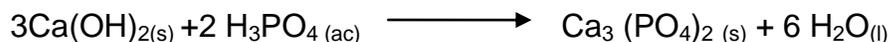
$$x \text{ mol de PbCl}_2 = 0,184 \text{ mol de PbF}_2 \cdot \frac{3 \text{ mol PbCl}_2}{3 \text{ mol PbF}_2} = 0.184 \text{ moles}$$

Ejercicios:

1. Una muestra de 50.0 g de carbonato de calcio se deja reaccionar con 35.0 g de Ácido fosfórico ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ ).

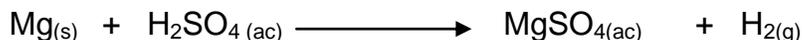


- ¿Cuántos gramos de fosfato de calcio pueden producirse?
  - Calcule la cantidad de moles de reactivos en exceso al final de la reacción.
3. Una muestra de 36.0 gramos de hidróxido de calcio  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  se deja reaccionar con una muestra de 40.5 gramos de ácido fosfórico.



¿Cuántos gramos de difosfato de tricalcio  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  pueden producirse?

4. Se trata una muestra de 1.4 g de Magnesio con 8.1 gramos de ácido sulfúrico.



¿Cuántos gramos de hidrógeno pueden producirse?

## RENDIMIENTO DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

La cantidad máxima de producto que puede obtenerse de acuerdo con la ecuación química, a partir de una cantidad de reaccionantes, se denomina **rendimiento teórico**. Por muchas razones, la cantidad de producto que se obtiene en el laboratorio o en la industria, en una reacción química, puede ser menor que la cantidad teóricamente posible. Algunas de las razones son las siguientes:

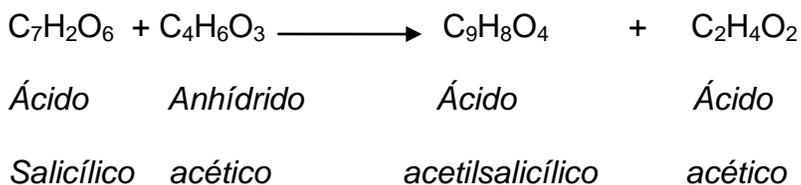
- Falta de cuidado al manipular el producto obtenido.
- Las condiciones de la reacción no son adecuadas, por ejemplo, la temperatura o presión del sistema de reacción no son las ideales para el proceso.
- La separación del producto deseado de la mezcla de reacción es muy difícil y no todo el producto logra aislarse.
- En algunos casos, un conjunto particular de reactivo da lugar a dos o más reacciones simultáneas, formando productos indeseables además de los deseados.
- La calidad o pureza de las materias primas no es óptima.

La cantidad real de producto que se obtiene se denomina **rendimiento real**. El rendimiento real de una reacción se expresa en términos de porcentaje; mediante la siguiente expresión:

$$\% \text{ de rendimiento} = \frac{\text{masa del producto real}}{\text{masa producta teórica}} \times 100$$

Ejemplo:

La etapa final en la obtención de la aspirina, es la reacción del ácido salicílico con el anhídrido acético de acuerdo con la siguiente ecuación:



Para ensayar un nuevo método de manipulación de los materiales, un químico realizó la reacción a escala de laboratorio con 25.0 g de ácido salicílico y un exceso de anhídrido acético (más de 30.0 g). Obtuvo 24.3 g de aspirina. ¿Cuál es el rendimiento en porcentaje de la reacción?

El reactivo límite es el ácido salicílico, ya que el anhídrido acético se encuentra en exceso. Como la reacción de obtención de la aspirina se encuentra balanceada, podemos relacionar las relaciones molares que corresponden al ácido salicílico y a la aspirina: por cada mol de ácido salicílico se obtiene un mol de aspirina.

Por tanto:

$$\text{Moles de ácido salicílico} = 25.0 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{138 \text{ g ácido salicílico}} \times 100 = 0.181 \text{ mol}$$

Moles de aspirina = moles de ácido salicílico, o sea 0.181 por la relación molar que se observa en la ecuación.

$$\text{g de aspirina} = 0.181 \text{ mol de aspirina} \times \frac{180 \text{ g aspirina}}{1 \text{ mol aspirina}} = 32.6 \text{ g}$$

Esta cantidad de aspirina sería la que se debería obtener si el rendimiento hubiera sido del 100%.

Como experimentalmente solo se obtuvieron 24.3 g de aspirina, entonces el rendimiento será:

$$\text{Rendimiento} = \frac{\text{masa productora real}}{\text{masa productora teórica}} \times 100$$

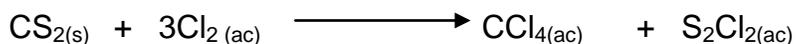
Reemplazando tenemos:

$$\text{Rendimiento} = \frac{24.3 \text{ g}}{32.6} \times 100 = 74.5\%$$

Esto significa que mediante el procedimiento de laboratorio empleado solo fue posible obtener el 74.5 de lo que teóricamente se esperaba.

Ejercicios:

1. Se preparó tetracloruro de carbono  $\text{CCl}_4$  haciendo reaccionar 100 gramos de disulfuro de carbono  $\text{CS}_2$  con 100 gramos de cloro.



Calcule el porcentaje de rendimiento si se obtuvieron 65.0 gramos de  $\text{CCl}_4$ .

2. Se preparó bromuro de plata  $\text{AgBr}$  haciendo reaccionar 200 gramos de dibromuro de magnesio  $\text{MgBr}_2$  con la cantidad adecuada de nitrato de plata.



Calcule el porcentaje de rendimiento si se obtuvieron 375.0 gramos de bromuro de plata.

3. Se preparó trióxido de dialuminio calentando 225 gramos de óxido de cromo con 125 gramos de aluminio.



Calcule el porcentaje de rendimiento si se obtuvieron 100.0 gramos trióxido de dialuminio.

## PUREZA DE REACTIVOS Y PRODUCTOS

Por lo general, las sustancias que intervienen en los procesos químicos contienen impurezas. Estas impurezas representan un peso adicional que aumenta el peso de la sustancia pura, lo que afecta la calidad del producto.

Debido a lo anterior, es importante cuantificar las impurezas antes de hacer el cálculo estequiométrico, para conocer así, la cantidad real de reactivo puro a partir del cual debemos realizar el cálculo.

Ejemplo:

1. ¿Cuántos g de óxido de magnesio se obtienen cuando se hacen reaccionar 150 g de magnesio del 80% de pureza en presencia de oxígeno?

Escribimos la ecuación balanceada del proceso.



Antes de establecer la relación estequiométrica, calculamos la cantidad real de magnesio sabiendo que aquel del que disponemos tiene una pureza del 80%.

$$\text{g Mg puro} = 150 \text{ g Mg} \times \frac{80}{100} \times 100 = 120 \text{ g de Mg}$$

Esto significa que de los 150 g iniciales, solamente 120 g son de magnesio puro. A partir de esta cantidad, debemos hacer el cálculo estequiométrico.

Vamos a utilizar la relación molar, para ello es necesario transformar los gramos de magnesio en moles.

$$\text{Moles Mg} = 120 \text{ g Mg} \times \frac{1 \text{ mol Mg}}{24 \text{ g Mg}} = 5 \text{ moles de Mg}$$

De acuerdo con la ecuación, 2 mol de Mg producen 2 mol de MgO, por lo tanto, 5 moles de Mg producirán 5 moles de MgO.

Otra manera de obtenerlos es la siguiente:

$$\text{Moles MgO} = 5 \text{ moles de Mg} = \frac{2 \text{ mol MgO}}{2 \text{ mol Mg}} = 5 \text{ moles de MgO}$$

Finalmente debemos establecer la cantidad en gramos de MgO obtenido.

Procedemos así:

$$\text{g de MgO} = 5 \text{ moles de MgO} \times \frac{40.3 \text{ g MgO}}{1 \text{ mol MgO}} = 201.5 \text{ g Mg}$$

## **SESIÓN 11**

### **TALLER DE ESTRUCTURACIÓN DE CÁLCULOS ESTEQUIMÉTRICOS.**

#### **OBJETIVOS**

- ◆ Interpretar y aplicar en ejercicios propuestos las relaciones estequiométricas a partir de una ecuación química balanceada.
- ◆ Aplicar los conceptos de reactivo límite, rendimiento y pureza en la resolución de problemas estequiométricos.

## **LOGROS**

- ◆ Interpretar las relaciones estequiométricas que se presentan a partir de una ecuación química balanceada.
- ◆ Resolver problemas basados en los diversos tipos de relaciones estequiométricas.

## **INDICADORES DE LOGROS**

Resuelve ejercicios aplicando los diversos tipos de relaciones estequiométricas.

## **ACTIVIDAD DE SEGUIMIENTO**

- ◆ Los estudiantes resolverán un taller de estructuración en clase, aplicando las relaciones estequiométricas y los conceptos de reactivo límite, rendimiento y pureza (Ver anexo 9).

## SESIÓN 12

### EVALUACIÓN DE CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

#### OBJETIVO

Evaluar los diferentes tipos de cálculos estequiométricos por medio de ejercicios.

#### LOGRO

Afianzar los conocimientos adquiridos en clase con respecto a los cálculos estequiométricos.

#### INDICADOR DE LOGRO

Comprende y aplica los cálculos estequiométricos en la solución de ejercicios.

#### ACTIVIDAD DE SEGUIMIENTO

Los estudiantes presentan una evaluación sobre diferentes tipos de cálculos estequiométricos que se pueden establecer a partir de una ecuación química.

#### EVALUACIÓN

1. Se preparó Tetracloruro de carbono haciendo reaccionar 100 gramos de Disulfuro de carbono con 100 gramos de Cloro. Calcula el porcentaje de rendimiento si se obtuvieron 65.0 gramos de Tetracloruro de carbono.



2. Se preparó Bromuro de plata haciendo reaccionar 200 gramos de Bromuro de magnesio con la cantidad adecuada de Nitrato de plata. Calcula el rendimiento porcentual si se obtuvieron 375 gramos de Bromuro de plata.



## **SESIÓN 13**

### **ACTIVIDAD EXPERIMENTAL RELACIÓN MOL-MASA**

#### **OBJETIVO**

Interpretar las relaciones estequiométricas por medio de una actividad experimental.

#### **LOGRO**

Aplicar las relaciones estequiométricas por medio de una actividad experimental.

#### **INDICADORES DE LOGROS**

Realiza cálculos estequiométricos, teniendo en cuenta observaciones y datos experimentales.

#### **CONTENIDO**

Relaciones estequiométricas.

## **ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE.**

Los estudiantes realizarán una actividad experimental en donde interpretarán las relaciones estequiométricas presentadas.

## **ACTIVIDAD DE SEGUIMIENTO**

- ◆ Realización de una actividad experimental denominada relación entre mol y masa (Ver anexo 10 )
- ◆ Informe escrito de la actividad experimental.

## **SESIÓN 14**

### **ACTIVIDAD DE APLICACIÓN DE CONOCIMIENTOS**

#### **OBJETIVO**

Retomar y argumentar aspectos teóricos importantes para el estudio de la estequiometría

#### **LOGRO**

Interpretar y analizar situaciones cotidianas en las cuales se requiere el uso de la estequiometría.

#### **INDICADOR DE LOGRO**

Analiza y argumenta situaciones utilizando conceptos estequiométricos.

## **ACTIVIDAD DE SEGUIMIENTO**

Los estudiantes reunidos en parejas, resolverán la actividad I de aplicación de conocimientos denominada “La fábrica de agua” (Ver anexo 11)

## **SESIÓN 15**

### **CUESTIONARIO FINAL DE ESTEQUIOMETRÍA**

#### **OBJETIVO**

Aplicar todos los conocimientos adquiridos en la unidad de estequiometría por medio de un cuestionario final.

#### **LOGROS**

- ◆ Interpretar y aplicar la información que proporciona una ecuación química balanceada.
- ◆ Realizar cálculos estequiométricos estableciendo relaciones a partir una ecuación química balanceada.

#### **INDICADOR DE LOGRO**

- ◆ Interpreta y aplica la información que proporciona una ecuación química balanceada.
- ◆ Realiza cálculos estequiométricos teniendo en cuenta la información que proporciona una ecuación química balanceada.

## **ACTIVIDAD DE SEGUIMIENTO**

Los estudiantes resuelven el cuestionario final de estequiometría con el fin de evaluar todo lo aprendido en la unidad de estequiometría. (Ver anexo 12)

## ANEXO 5

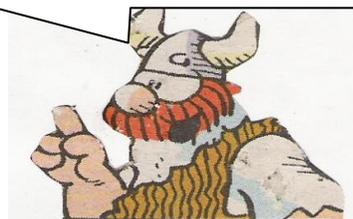
### CUESTIONARIO EXPLORACIÓN IDEAS PREVIAS SOBRE CONCEPTO DE MOL Y RELACIONES ESTEQUIOMÉTRICAS

**Joven estudiante:** ésta actividad te permitirá recordar conocimientos de años anteriores que serán útiles en el desarrollo de ésta unidad de estequiometría  
Olafo y Helga están dialogando sobre la importancia que tiene el agua para la naturaleza y los seres vivos.

Helga pensativa, le pregunta a Olafo, porque es tan importante el agua.



El agua es un maravilloso líquido que proviene de la combinación de hidrógeno y oxígeno cuya presencia hizo posible la aparición de la vida en la tierra y la continua evolución de los seres vivos. Por ejemplo la sangre es principalmente agua, que transporta las sustancias nutritivas y el oxígeno a los diferentes tejidos del cuerpo, también controla la temperatura del cuerpo, y es fundamental para el crecimiento de las plantas.



Pero y ¿Cómo se forma el agua?



Mediante operaciones muy complejas, ocurre una reacción entre el  $O_2$  y el  $H_2$ , ambos en estado gaseoso para producir agua también en estado gaseoso y mediante otro proceso también complejo denominado condensación, pasa al estado líquido. La formación del agua está representada con la siguiente ecuación química.



**Ayúdales a estos amigos a verificar si la ecuación está balanceada.**

Pero, ¿Por qué es necesario explicar la formación del agua con una ecuación química?



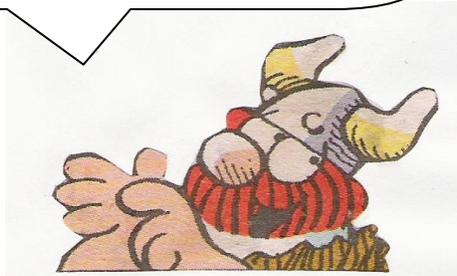
**Explícale a Helga por qué es importante explicar los procesos químicos con base en una ecuación.**

Helga por lo que veo no entiendes nada de química.

Tú tienes razón no entiendo nada, y estoy aún más confundida con los números que están antes de las letras y los números pequeños que están en la parte inferior de las letras.



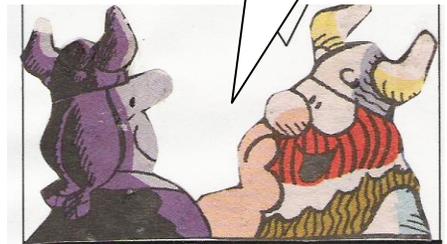
Los números que están antes de las letras se llaman coeficientes y representan el número de moles de cada elemento en la ecuación



**Completa la explicación de Olafo. ¿Cuál es el significado de los números pequeños y que representan en la ecuación química?**

Cada vez me confundes más y ¿qué es un mol?

Olafo no está muy seguro del significado de una mol y le dice que como tener un bulto de naranjas o algo muy grande.



**Explícales con tus propias palabras ¿qué es un mol?**

Además, las moles se relacionan unas con otras en una ecuación química.

Pero, ¿qué otros tipos de relaciones se pueden establecer a partir de una ecuación química?



---

***Cuéntale a Helga qué otros tipos de relaciones se pueden establecer a partir de una ecuación química.***


Gracias Olafy ahora he comprendido mejor como se forma el agua y su importancia en la naturaleza, y voy a contárselo a mis amiguitos.



## ANEXO 6

### ELEMENTOS DE LOS MAPAS CONCEPTUALES

**Joven estudiante:** En este documento podrás encontrar información sobre todos los elementos que debe contener un buen mapa conceptual. Esto te ayudará a no confundirlo con un esquema u otro tipo de diagrama.

El mapa conceptual es un recurso gráfico esquemático que, por su forma constitutiva, sirve para representar un conjunto de significados conceptuales incluidos en una estructura de proposiciones.

Los mapas conceptuales contienen tres elementos fundamentales: concepto, proposición y palabras de enlace. Los conceptos son palabras o signos con los que se expresan regularidades; las proposiciones son dos o más términos conceptuales unidos por palabras de enlace para formar una unidad semántica; y las palabras de enlace, por tanto, sirven para relacionar los conceptos.

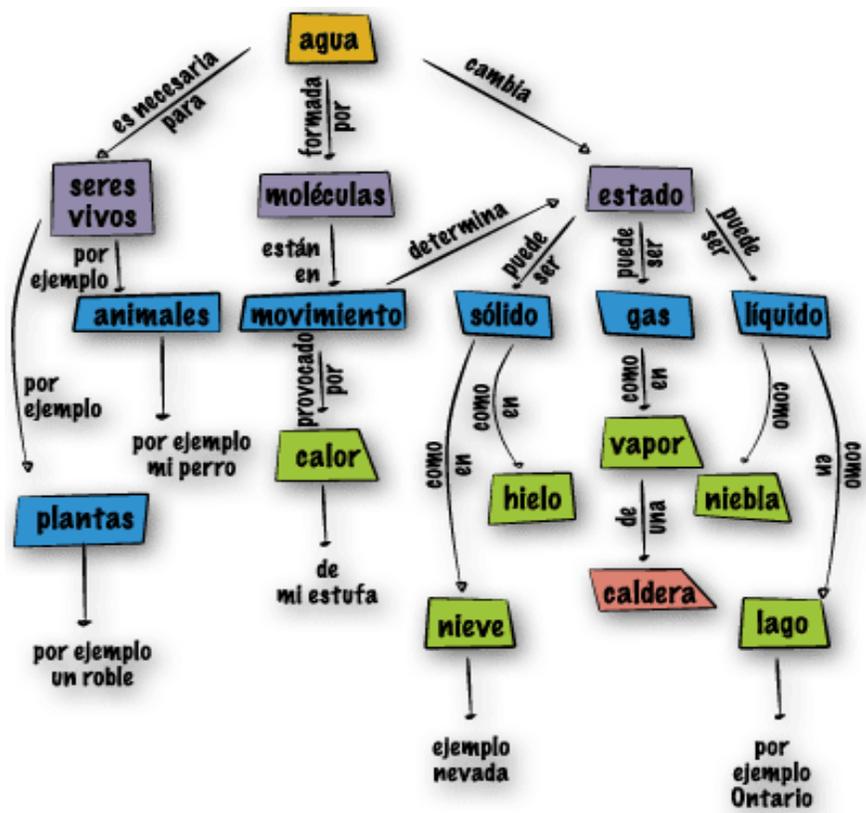
- **Los conceptos:** Regularidad en los acontecimientos o en los objetos que se designa a través de un término.
- **Palabras de enlace:** Que se utilizan para unir los conceptos y para indicar el tipo de relación que se establece entre ellos. Por ejemplo, si relacionamos los conceptos «edad» y «experiencia», mediante las palabras de enlace «proporciona» o «modifica», las proposiciones que genera son parecidas pero no idénticas.
- **Las proposiciones:** Dos o más términos conceptuales unidos por palabras para formar una unidad semántica. «La ciudad tiene una zona industrial» o «el ser humano necesita oxígeno» son ejemplos de proposiciones.
- **La elipse u óvalo:** Los conceptos se colocan dentro de la elipse y las palabras de enlace se escriben sobre o junto a la línea que une los conceptos. Pueden

utilizarse también: rectángulos, cuadrados, círculos, etc.

## **PROCEDIMIENTO PARA LA REALIZACIÓN DE UN MAPA CONCEPTUAL**

- Elige uno o dos párrafos especialmente significativos de un libro o de cualquier material impreso, léelo y selecciona los conceptos más importantes; es decir aquellos conceptos necesarios para entender el significado del texto. Haz una lista con estos conceptos. Identifica cuál de ellos es el concepto más importante, cuál es la idea más inclusiva del texto.
- Coloca el concepto más inclusivo al principio de una nueva lista ordenada de conceptos y vaya disponiendo en ella los restantes conceptos de la primera lista hasta que todos los conceptos queden ordenados de mayor a menor generalidad e inclusividad.
- Una vez que se ha llegado a este punto, se puede empezar a elaborar un mapa conceptual empleando la lista ordenada como guía para construir la jerarquía conceptual.
- Busca a continuación relaciones cruzadas entre los conceptos de una sección del mapa y los de otra parte del "árbol" conceptual.
- La mayor parte de las veces, en los primeros intentos los mapas tienen una mala simetría o presentan grupos de conceptos con una localización deficiente con respecto a otros conceptos o grupos de conceptos con los que están estrechamente relacionados. Muchas veces hay que rehacer los mapas para clarificar los conceptos y sus relaciones.

Las figuras muestran un ejemplo de mapas conceptuales sobre el agua y otros conceptos relacionados. Tal como se aprecia en la figura, a veces es útil incluir en la base del mapa conceptual objetos o hechos específicos que ilustren el origen del significado del concepto.



## ANEXO 7

### LECTURA “LLEGANDO AL CONCEPTO DE MOL”<sup>15</sup>

**Joven estudiante:** ésta lectura te permitirá comprender la evolución y construcción del concepto de mol como unidad de medida de la cantidad de sustancia.

Con la existencia de varias teorías para tratar de solucionar el problema de las cantidades materiales, surge la necesidad de determinar exactamente cómo estaban formados los compuestos, así como la de una nomenclatura única y consensuada por toda la comunidad científica.

Por tal razón se hicieron múltiples mediciones de distintas cantidades de sustancia, podríamos asegurar que en éstas habría igual número de partículas. Sin embargo, los átomos de un elemento tienen tamaño y masa diferente de los de otro, por lo que para saber cuántas partículas tenemos necesitamos algo más que una balanza.

Cuando queremos contabilizar cantidades grandes de algún objeto, podemos hacer conjuntos por decenas, docenas, centenas o millares. De esta misma forma, para poder contar partículas del tamaño de átomos o moléculas se inventó el concepto de mol, idea que incluye una cantidad bien determinada de partículas.

Se define mol, como cantidad de sustancia fundamental del Sistema Internacional de unidades, como la cantidad de partículas (átomos, iones o moléculas) que hay en 12 gramos de carbono 12 (el isótopo que tiene 6 protones y 6 neutrones). Nadie puede contar esas partículas, pero si pesamos 12 gramos de carbono, sabemos que ahí hay un mol de átomos.

---

<sup>15</sup> <http://www.librys.com/mol>

Antes de llegar a una definición como la anterior, pasaron muchos decenios de reacciones químicas y cálculos realizados por científicos renombrados. Por ejemplo, después de llevar a cabo cientos de veces varias reacciones de síntesis y descomposición, el francés Joseph L. Proust (1754- 1826) encontró que cada compuesto estaba formado siempre por los mismos elementos y las mismas proporciones (Ley de las proporciones definidas). Esto sirvió a John Dalton (1766- 1844) para analizar las cantidades de distintos elementos que necesitaba para formar un compuesto sin que sobrara ni faltara nada de ninguno de ellos y, suponiendo como se realizaban esas reacciones a nivel atómico, calculó por primera vez las masas relativas de los elementos que conocía entonces. Con estos datos, por primera vez, podía comparar las masas de átomos de diferentes elementos, aunque no supiera cual era la de alguna en particular, y podía medir masas de sustancias y relacionarlas con la cantidad de partículas que contenían.

Esta relación de masa y cantidad de partículas permitió definir el concepto de molécula- gramo, antecedente del mol (actualmente no se utiliza).

Con las masas atómicas relativas que se fueron conociendo en 1962 se decidió definir la unidad de masa atómica como la doceava parte de la masa relativa del carbono, con lo cual al elemento más pequeño, el hidrógeno, le corresponde aproximadamente el 1. Además, por métodos indirectos y con la ayuda de varias aproximaciones, se determinó que en la masa relativa de esos elementos medida en gramos, había  $6.022 \times 10^{23}$  átomos, valor conocido como número de Avogadro.

La incorporación de la idea de mol como unidad fundamental de cantidad de sustancia del Sistema Internacional de Unidades, aunque ocurrió en el último cuarto del siglo XX, permite que todos los químicos en la actualidad cuenten con una base de cálculo para relacionar la masa de cualquier sustancia con el número

de partículas que hay en ella, lo cual resulta fundamental para realizar cualquier cálculo químico.

1 mol =  $6.022 \times 10^{23}$  partículas.

1 mol = número de átomos de un elemento en su masa atómica medida en gramos.

1 mol = número de moléculas de una sustancia en su masa molecular medida en gramos.

1 mol = número de partículas de gas que hay en 22.4 litros, a 1 atmósfera de presión y 0° de temperatura.

### **PREGUNTAS DE COMPRENSIÓN.**

1. ¿Qué es un mol y da algunos ejemplos?
2. ¿Has pensado alguna vez qué tamaño tiene un átomo o una molécula?
3. ¿Cómo podría saber cuántas partículas hay en un puñado de sal?
4. ¿Piensas que todos los átomos de los distintos elementos químicos tienen el mismo tamaño? Explica.
5. ¿Crees que en un compuesto químico, como el agua (H<sub>2</sub>O) varían las proporciones atómicas de cada uno de sus elementos? Explica.
6. Realiza un mapa conceptual con los conceptos centrales que te permitan una mejor comprensión de la lectura.

## ANEXO 8

### TALLER: MASA ATÓMICA, MOLECULAR Y MOLAR.

**Joven estudiante:** el presente taller pretende afianzar los conocimientos que obtuviste en este tema y te permitirá aplicarlos en ejercicios sencillos.

1. Tenemos una muestra de glucosa pura ( $C_6H_{12}O_6$ ), cuya masa es de 18.0 gramos.

Halla:

- El número de moles
- El número de moléculas de glucosa
- El número de átomos de Carbono
- El número de átomos de oxígeno
- El número de átomos de hidrógeno
- La masa molar de una molécula de glucosa
- La masa atómica de una molécula de glucosa
- La masa molecular de la glucosa

2. ¿Cuál es la masa en gramos de un átomo de Carbono?

3. Calcule la masa molar del Hidróxido de Calcio ( $Ca(OH)_2$ ).

4. ¿Cuántas moléculas hay en una masa molar de ácido sulfúrico ( $H_2SO_4$ )? ¿Cuántos átomos hay en ella?

5. Llene los espacios en blanco, con la cantidad adecuada que complete la afirmación.

- Un mol de átomos de  $O_2$  contiene \_\_\_\_\_ átomos
- Un mol de moléculas de  $O_2$  contiene \_\_\_\_\_ moléculas
- Un mol de moléculas de  $O_2$  contiene \_\_\_\_\_ átomos
- Un mol de átomos de  $O_2$  tiene \_\_\_\_\_ gramos de masa
- Un mol de moléculas de  $O_2$  tiene \_\_\_\_\_ gramos de masa

5. Construye un mapa conceptual con los siguientes conceptos: Materia, átomo, elemento, molécula, compuesto, mol, masa molar, masa molecular y masa atómica

## ANEXO 9

### TALLER DE RELACIONES ESTEQUIOMÉTRICAS

1. ¿Cuántos gramos de Dicloruro de Zinc ( $\text{ZnCl}_2$ ) se preparan a partir de 26 gramos de Zinc?.



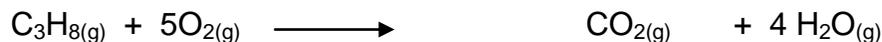
2. ¿Cuántos gramos de Trióxido de dihierro, se pueden obtener calcinando 865 gramos de Sulfuro de hierro con oxígeno en exceso?



3. Calcule el número de moles de Sulfato de bario que pueden prepararse a partir de 42 gramos de Dicloruro de bario.



4. Calcule el número de gramos de Dióxido de carbono que se pueden producir a partir de la combustión de 1.25 moles de propano.



5. Se dejan reaccionar 0.325 moles de de Cloruro de sodio con ácido sulfúrico en exceso. ¿Cuántos moles de Cloruro de hidrógeno, pueden formarse?



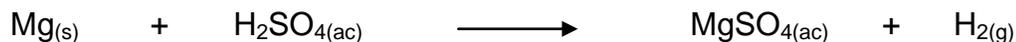
6. ¿Cuántos moles de hidrógeno, pueden formarse al reaccionar 2.1 moles de Sodio con agua?



7. Una muestra de 36.0 gramos de Dihidróxido de calcio se deja reaccionar con una muestra de 40.5 gramos de Ácido fosfórico. ¿Cuántos de Difosfato de tricalcio pueden producirse ?



8. Se trata una muestra de 1.4 gramos de Magnesio con 8.1 gramos de ácido sulfúrico. ¿Cuántos gramos de hidrógeno, pueden producirse?



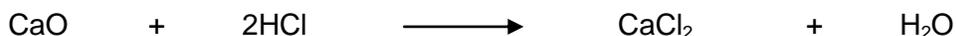
## ANEXO 10

### TALLER DE ESTRUCTURACIÓN CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

El presente taller tiene el propósito de ayudarte a recordar y aplicar tus conocimientos en estequiometría, resolviendo ejercicios relacionados con todos los temas vistos.

Recuerda que para resolver problemas que impliquen cálculos estequiométricos se precisan cuatro etapas: primero, se verifica si la ecuación química está balanceada, en caso contrario se procede a balancearla, luego se convierte a moles la información suministrada en el problema, a continuación se analizan las relaciones molares en la ecuación química y finalmente se pasa de moles a la unidad deseada.

1. La reacción del Óxido de Calcio produce Cloruro de Calcio y agua, como lo indica la siguiente ecuación:



- a) Calcule los gramos de  $\text{CaCl}_2$  que se producen a partir de 500 g. de  $\text{CaO}$
  - b) ¿Cuántos gramos de  $\text{HCl}$  se requieren para reaccionar con los 500 g. de  $\text{CaO}$ ?
  - c) Cuántos gramos de  $\text{CaCl}_2$  se producen a partir de 80 g. de  $\text{HCl}$ ?
  - d) Cuántos gramos de  $\text{HCl}$  se requieren para producir 320 gramos de  $\text{CaCl}_2$ ?
2. El hidrógeno se puede obtener por la reacción del Hidruro de Calcio y el agua, según esta reacción:



- a) Cuántos gramos de  $\text{H}_2$  se pueden producir a partir de 140 g. de  $\text{CaH}_2$ ?
- b) Cuántos gramos de Hidróxido de Calcio se producen a partir de ese Hidruro?
- c) Cuánto Hidruro se requiere para producir 300 g. de Hidróxido de Calcio?
- d) Cuántos gramos de agua se requieren para producir 30 gramos de  $\text{H}_2$ ?

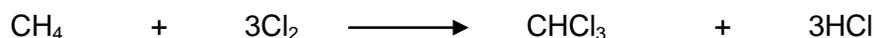
3. La combustión del Etano en exceso de  $O_2$  se presenta por la siguiente ecuación:



- Cuántos gramos de  $CO_2$  se pueden producir a partir de 180 gramos de  $C_2H_6$ ?
- Cuántas moles de Agua se producen a partir de esa cantidad de Etano?
- Cuántas moles de Oxígeno se requieren para producir 4 moles de  $CO_2$ ?
- Cuántas moles de Etano se requieren para producir 12 moles de agua?

### REACTIVO LÍMITE

1. El Cloro y el Metano reaccionan para formar el Cloroformo, según la siguiente reacción:



Para cada uno de los siguientes casos establezca cuál es el reactivo límite.

- 1.5 moles de  $Cl_2$  y 1.5 moles de  $CH_4$
  - 2.0 moles de  $Cl_2$  y 3.0 moles de  $CH_4$
  - 0.5 moles de  $Cl_2$  y 0.20 moles de  $CH_4$
  - 0.2 moles de  $Cl_2$  y 0.3 moles de  $CH_4$
2. Dada la siguiente ecuación estequiométrica:
- $$CaH_2 + 2H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2 + 2H_2$$
- Establezca, en cada caso, cuál es el reactante límite:
- 10 gramos de  $CaH_2$  y 50 gramos de  $H_2O$
  - 0.1 gramos de  $CaH_2$  y 0.5 gramos de  $H_2O$
  - 500 gramos de  $CaH_2$  y 200 gramos de  $H_2O$
  - 1 Kilogramos de  $CaH_2$  y 3 Kilogramos de  $H_2O$
3. Calcule la máxima cantidad de Cloroformo,  $CHCl_3$  que se puede producir en las 3 primeras combinaciones del ejercicio 1. Cuál es el reactivo que está en exceso y cuánto sobra en cada caso.

4. Cuál es la cantidad máxima de H<sub>2</sub> que puede obtenerse en las 3 primeras combinaciones del ejercicio 2. Cuál es el reactivo que está en exceso y cuánto queda en cada caso.
5. El Nitruro de Magnesio se produce mediante la siguiente reacción:



¿Cuánto Nitruro se produce a partir de 126 gramos de Mg y 82 gramos de N<sub>2</sub>?

¿Cuál es el reactivo en exceso y cuánto queda?

6. Cuando se calienta Cu en presencia de S, se produce Cu<sub>2</sub>S. ¿Cuánto Sulfuro de Cobre (Cu<sub>2</sub>S), se produce a partir de 100 gramos de Cu y 50 gramos de S?



¿Cuál es el reactante límite y cuánto queda de reactivo en exceso?.

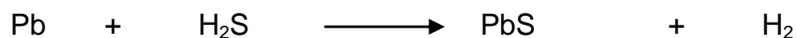
### RENDIMIENTO TEÓRICO Y RENDIMIENTO REAL

1. Analice la siguiente información y conteste las preguntas que se formulan a continuación:

1	RENDIMIENTO TEÓRICO	2	ESTEQUIOMETRÍA	3	100
4	RAZON MOLAR	5		6	% RENDIMIENTO

- a) ¿Qué información falta en la casilla 5 para que, junto con la de las casillas 1,3 y 6 se obtenga la expresión matemática de porcentaje de rendimiento?
- b) ¿Cómo se define la expresión de la casilla 4?
- c) Escriba una frase con sentido químico en el término de la casilla 2.
- d) ¿Qué diferencia hay entre la expresión de la casilla 1 y de la 6?

2. El Plomo y el Ácido Sulfhídrico reaccionan para producir Sulfuro de Plomo e Hidrógeno, según la siguiente reacción:



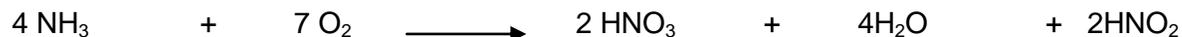
¿Cuál es rendimiento teórico del PbS al hacer reaccionar 0.4 gramos de H<sub>2</sub>S y 2.0 gramos de Pb?

3. El Sulfuro de Plomo se descompone en presencia del Peróxido de Hidrógeno, para producir Sulfato de Plomo y Agua, según la reacción:



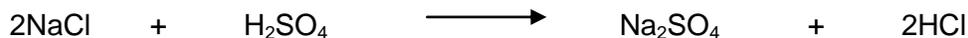
¿Cuál es el rendimiento teórico de PbSO<sub>4</sub>, a partir de 0.16 gramos de H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>?

4. En un proceso de Oxidación del NH<sub>3</sub> para obtener Ácido Nítrico, se produjeron 1.5 moles de ácido a partir de 3.75 moles de NH<sub>3</sub> y 6.0 moles de O<sub>2</sub>. Calcule la cantidad máxima de HNO<sub>3</sub> que podría producirse y el rendimiento real de la reacción:



## RENDIMIENTO Y PUREZA

1. ¿Cuántos gramos de Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> se pueden producir a partir de 750 gramos de NaCl de 88% de pureza?



2. Un mineral de Zinc, ZnS, contiene 80% de Zn. Calcule cuántos gramos de oxígeno se requieren para reaccionar con 450 gramos de mineral. Cuántas moles de SO<sub>2</sub> se forman?



## ANEXO 11

### ACTIVIDAD EXPERIMENTAL DE APLICACIÓN

#### RELACIÓN ENTRE MOL Y MASA

Muchas de las reacciones químicas, en casi todos los procesos biológicos ocurren en medio acuoso; además de existir muchas reacciones como de precipitación, doble desplazamiento, oxidación, ácido base, entre otras. En este caso hallaremos el número de moles de una sustancia conocida a partir de una reacción de doble desplazamiento, en medio acuoso.

Por tanto, una vez que has estudiado y comprendido el concepto de mol como cantidad de sustancia puedes establecer relaciones con todos los modelos descriptivos de la materia, a partir de una ecuación química y una reacción entre reactivos para formar productos.

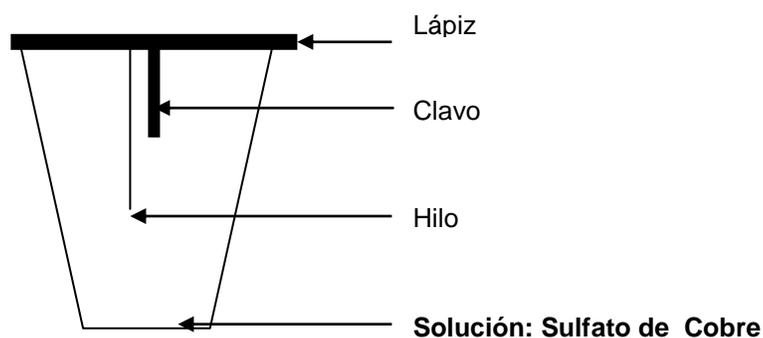
#### 1. MONTAJE EXPERIMENTAL

##### MATERIALES

- 100 ml de agua
- 15 g  $\text{CuSO}_4$  (Sulfato de Cobre)
- 1 clavo de hierro
- 1 mechero
- Una hebra de hilo
- Lápiz
- Palillo
- 1 balanza

## PROCEDIMIENTO

- Pesar el clavo
- Poner a calentar los 100 ml de agua con los 15 g de  $\text{CuSO}_4$  hasta que se diluya completamente.
- Atar el clavo con el hilo. Posteriormente ata el otro extremo del hilo al lápiz o lápiz como lo muestra la siguiente figura y sumérgelo en la solución de Sulfato de Cobre y agua.
- Déjalo en reposo durante 20 minutos
- Finalmente pesa nuevamente el clavo.



### 1.3 OBSERVACIONES

Anota tus observaciones, es decir, los cambios en las sustancias.

### 1.4 ANÁLISIS Y RESULTADOS

Describir los resultados, teniendo en cuenta un cuidadoso proceso de observación. Anotando los datos obtenidos en el transcurso del procedimiento.

## 2. PREGUNTAS

Teniendo en cuenta la siguiente ecuación química:



- 2.1. ¿Explique con sus propias palabras que ocurrió con la masa del clavo, aumentó o disminuyó? ¿Por qué?
- 2.2. Determinar las moles de  $\text{FeSO}_4$  que se formaron a partir de 15 g de  $\text{CuSO}_4$
- 2.3. Calcular los gramos de  $\text{FeSO}_4$  que se producen a partir de 4 moles de Fe.

## 3. CONCLUSIONES

## ANEXO 12

### ACTIVIDAD DE APLICACIÓN DE CONOCIMIENTOS

#### “LA FÁBRICA DE AGUA”

Calvin y Hobbes son amigos. Hobbes es dueño de una fábrica de agua, y le hace una invitación a Calvin para explicarle algunos procesos químicos utilizados en su empresa y así recordar algunos conceptos de estequiometría.

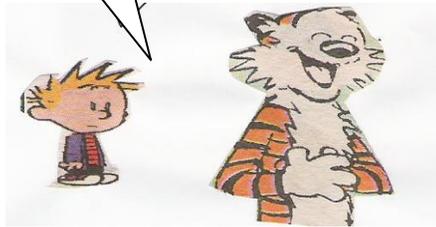
<p>Hobbes, ¡que buena fábrica de agua tienes!</p> <p>Sí, aplique todo lo que aprendí en química.</p> 	<p>Cuéntame eso.</p> <p>Sólo debo tener en cuenta algunos cálculos de materiales, eso que en el colegio llamábamos relaciones molares y cantidad de sustancia.</p> 					
<p>Mira Calvin, lo importante son las leyes ponderales, esas que tienen en cuenta la masa. Recuerdas Calvin, la conservación de la masa; las proporciones definidas y múltiples.</p> 	<p>Hobbes, ¿Y cómo haces para saber cuánto mezclar?</p> <p>Eso lo hago desde mi escritorio, calculando en moles y después lo convertimos en g o Kg. según lo que necesitamos.</p> 					
<p><b>Tú podrías ayudarle a Calvin a entender las leyes ponderales. Describe y explícalas con tus propias palabras.</b></p> <table border="1"><tr><td> </td></tr><tr><td> </td></tr><tr><td> </td></tr><tr><td> </td></tr><tr><td> </td></tr></table>						

¿Hobbes, qué es eso de MOLES y de dónde proviene éste concepto?



¡Ah, será el mismo número de Abrogado!

Avogadro, Calvin, Avogadro.



**Explica tú mismo el concepto y su evolución y da algunos ejemplos en las siguientes líneas para que Calvin pueda comprender.**

**Ayudale a Hobbes a explicar la constante de Avogadro y su relación con la mol.**

Hobbes ¿De dónde sacaste la fórmula para producir el agua?

Calvin, Lo importante no es la fórmula, sino saber utilizar las relaciones que hay en ella. Después de balancearla realizó los cálculos para producir cantidades abundantes de agua.



**Realiza tú también las relaciones necesarias para producir grandes cantidades de agua, a partir de la ecuación.**

Bueno, Hobbes te felicito por tu fábrica. Si tan solo hubiera aprendido todo eso en química.



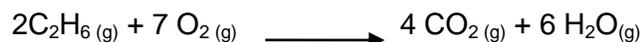
**ANEXO 13**  
**CUESTIONARIO FINAL ESTEQUIOMETRÍA**

**Joven Estudiante:** este cuestionario te permitirá afianzar los conceptos estequiométricos trabajados en esta unidad.

1. La cantidad de moléculas en un mol de Cloro (Cl<sub>2</sub>), en un mol de dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>), en un mol de agua (H<sub>2</sub>O) o en un mol de cualquier otra sustancia molecular es:

- a) Igual en todas las sustancias
- b) Mayor en el Cl<sub>2</sub> que en el CO<sub>2</sub>
- c) Menor en el H<sub>2</sub>O que en el Cl<sub>2</sub>
- d) Diferente en todas las sustancias

2. La siguiente ecuación balanceada, representa la combustión del alcohol etílico.



Indica qué relación molar hay entre:

- d) Reactivos \_\_\_\_\_
- e) Productos \_\_\_\_\_
- f) Reactivos y productos \_\_\_\_\_  $\longrightarrow$  \_\_\_\_\_

3. De acuerdo con la siguiente ecuación:



Indica la proporción de los reactivos y los productos en términos de moles, moléculas y masa; llenando la tabla que aparece a continuación.

Elemento químico en la ecuación	Moles	Moléculas	Masa
Agua (H <sub>2</sub> O)			
Hidróxido de Sodio (NaOH)			

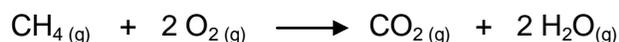
4. Con base en la siguiente reacción:



Indica si las afirmaciones son correctas y justifica tus respuestas.

- e) 3 moles de plata reaccionan con  $6.02 \times 10^{23}$  moléculas de NO
- f) 4 moles de ácido nítrico producen 3 moles de nitrato de plata
- g) 3 moles de plata producen 252 g de HNO<sub>3</sub>
- h) 3 moles de plata producen 5 moles de nitrato de plata

5. Según la siguiente ecuación completa el cuadro:

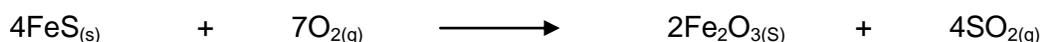


CADA	PUEDE RELACIONARSE CON	PARA PRODUCIR	
1 molécula de CH <sub>4</sub>		1 molécula de CO <sub>2</sub>	
	2 moles de O <sub>2</sub>		2 moles de H <sub>2</sub> O
16 g de CH <sub>4</sub>		44 g de CO <sub>2</sub>	

6. Establece si son verdaderos o falsos los siguientes enunciados:

- \_\_\_ a) En una reacción química el reactivo límite es el que se encuentra en menor cantidad.
- \_\_\_ b) El rendimiento teórico de una reacción se define como la cantidad de producto obtenido, calculado a partir del reactivo límite.
- \_\_\_ c) La estequiometría es la parte de la química que se ocupa de las relaciones cuantitativas entre los átomos que constituyen una sustancia.
- \_\_\_ d) Sólo se pueden realizar cálculos estequiométricos a partir de una ecuación química balanceada.
- \_\_\_ e) Los coeficientes en una reacción química indican el número de átomos de un elemento.
- \_\_\_ f) los subíndices en una reacción indican el número de átomos de un elemento en la molécula.
- \_\_\_ g) En un proceso químico los reactivos se pueden consumir en su totalidad.

De acuerdo a la siguiente reacción, contesta las preguntas 7 a 10



7. Las moles de  $\text{SO}_2$  que se producen a partir de 45 g de FeS son:

- a) 2.55 moles de  $\text{SO}_2$
- b) 1.25 moles de  $\text{SO}_2$
- c) 0.51 moles de  $\text{SO}_2$
- d) 5.6 moles de  $\text{SO}_2$

8. Cuántas moles de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  se producen a partir de 10 moles de  $\text{O}_2$

- a) 2.85 moles de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$
- b) 1.69 moles de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$
- c) 0.63 moles de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$
- d) 4.56 moles de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$

9. Sabiendo que reaccionan 25 g de FeS y 5 moles de  $\text{O}_2$ . Determine cuál es el reactivo que limita la reacción.

- a)  $\text{O}_2$
- b)  $\text{Fe}_2\text{O}_3$
- c) FeS
- d)  $\text{SO}_2$

10. Se dejan reaccionar 120 g FeS con la cantidad adecuada de oxígeno. Calcula el porcentaje de rendimiento si se obtuvieron 75 g de  $\text{SO}_2$

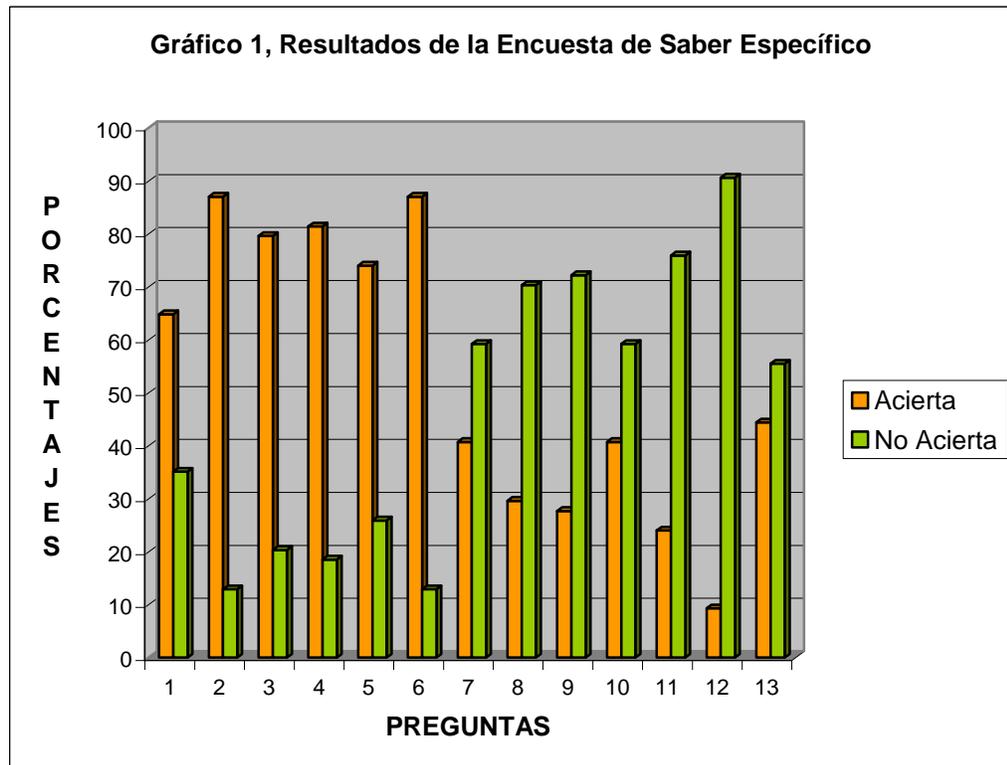
- a) 75.3 %
- b) 85.84 %
- c) 98 %
- d) 65 %

11. Realiza un mapa conceptual con las siguientes palabras: mol, ecuación química, reacción química, partículas, masa atómica, masa molecular, masa molar, átomos, moléculas, estequiometría.

## ANEXO 14

Tabla 1. Resultados de la Encuesta de Saber Específico

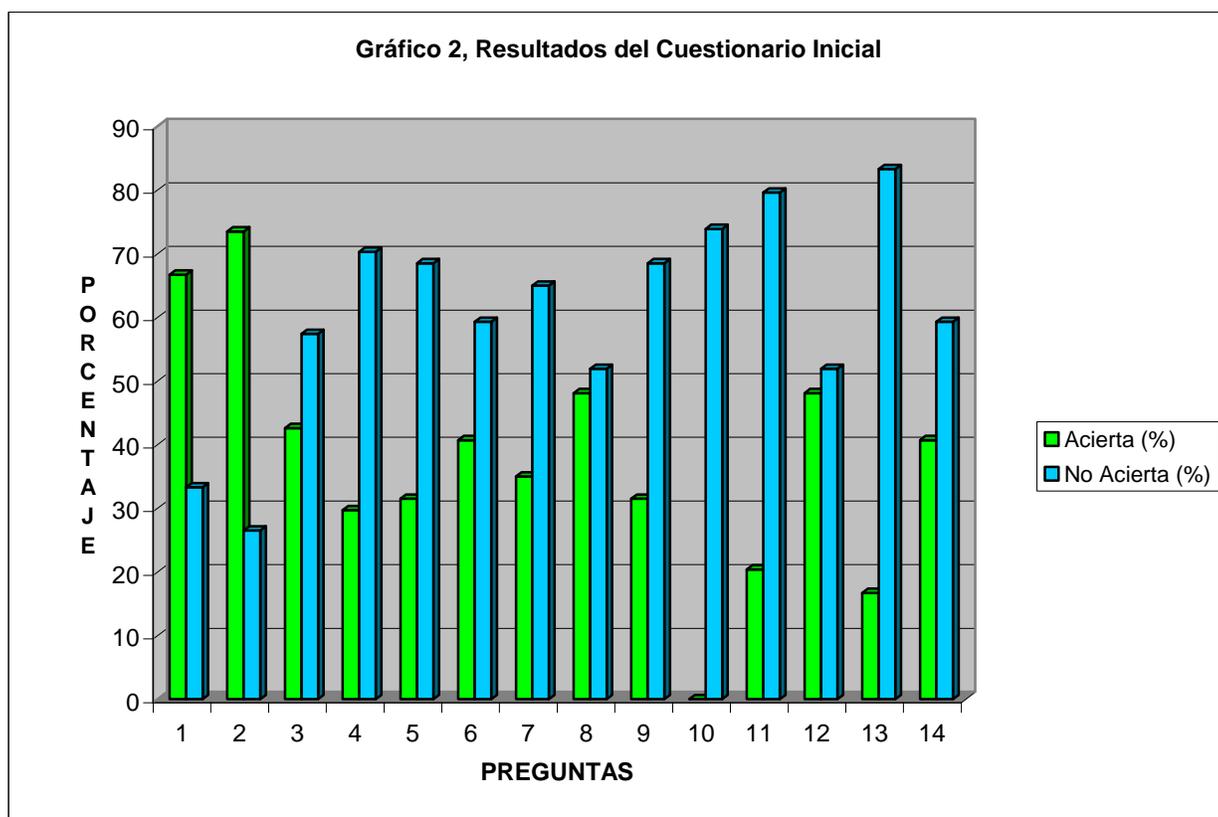
PREGUNTAS	Acierta (%)	No Acierta (%)
1 Balancea Ecuaciones	65	35
2 Identifica Reactivos y Productos	87	13
3 Reconoce Coeficientes y Subíndices	79,6	20,4
4 Conoce Significado Subíndices	81,5	18,5
5 Conoce Significado Coeficientes	74,1	25,9
6 Calcula Masa Molar	87	13
7 Establece relaciones entre moléculas	40,7	59,3
8 Establece relaciones entre moles	29,6	70,4
9 Establece relaciones entre masas	27,8	72,2
10 Establece relaciones molares	40,7	59,3
11 Realiza cálculos masa- moles	24,1	75,9
12 Realiza cálculos moles- moles	9,3	90,7
13 Identifica Reactivo Límite	44,4	55,6



## ANEXO 15

Tabla 2. Resultados del Cuestionario Inicial

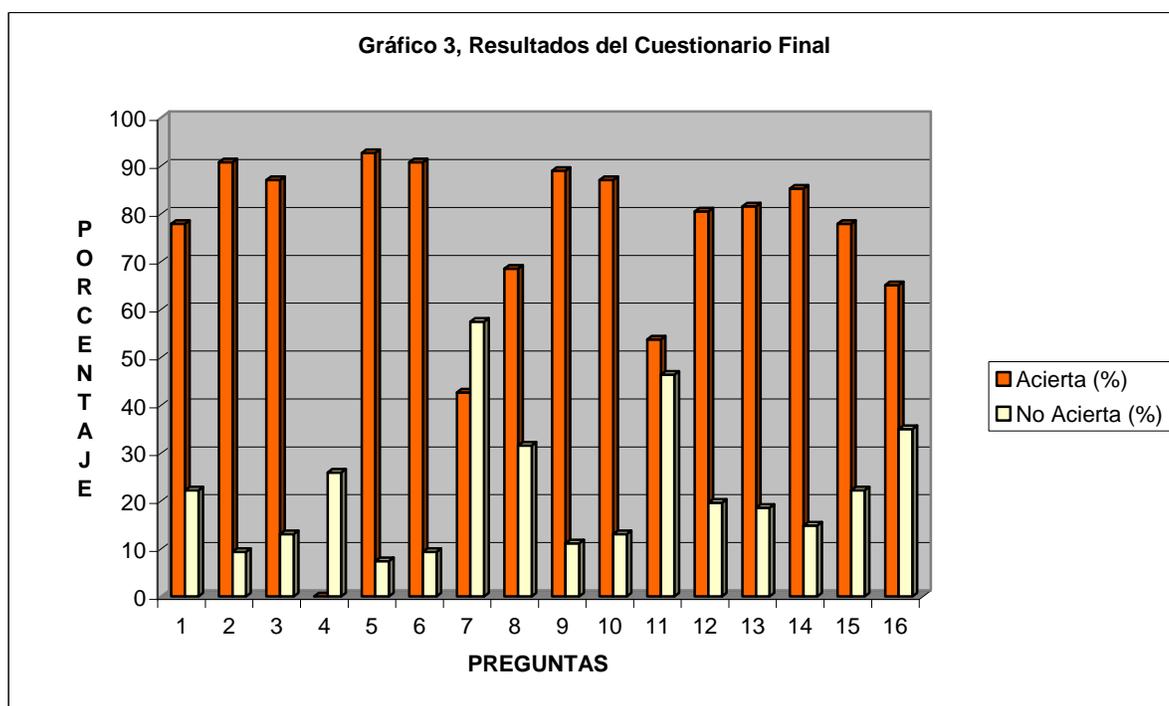
PREGUNTAS	Acierta (%)	No Acierta (%)
1 Establece mínima Expresión de la Proporción	66,7	33,3
2 Identifica Cantidad de Sustancia	73,5	26,5
3 Establece proporción entre dos sustancias	42,6	57,4
4 Identifica cantidad de moléculas en un mol	29,7	70,3
5 Interpreta relaciones en una ecuación química	31,5	68,5
6 Establece relaciones molares entre reactivos	40,7	59,3
7 Establece relaciones molares entre productos	35	65
8 Establece relaciones entre reactivos y productos	48,1	51,9
9 Establece relaciones molares	31,5	68,5
10 Establece relaciones masa- masa	26,1	73,9
11 Establece relaciones entre moles	20,4	79,6
12 Establece relaciones entre moléculas	48,1	51,9
13 Establece relaciones entre masas	16,7	83,3
14 Identifica Reactivo Límite	40,7	59,3



## ANEXO 16

Tabla 3. Resultados del Cuestionario Final

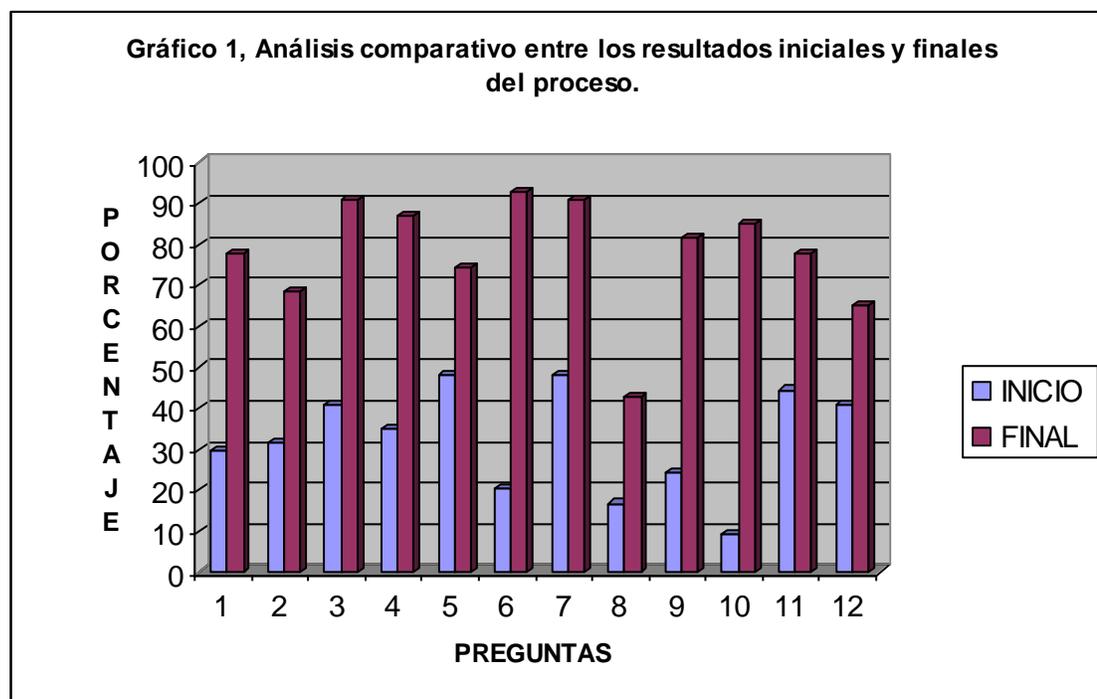
PREGUNTAS	Acierta (%)	No Acierta (%)
1 Identifica cantidad de moléculas en un mol	77,8	22,2
2 Establece relaciones molares entre reactivos	90,7	9,3
3 Establece relaciones molares entre productos	87	13
4 Establece relaciones entre reactivos y productos	74,1	25,9
5 Establece relaciones entre moles	92,6	7,4
6 Establece relaciones entre moléculas	90,7	9,3
7 Establece relaciones entre masas	42,6	57,4
8 Interpreta relaciones en una ecuación química	68,5	31,5
9 Establece relaciones molécula- molécula	88,9	11,1
10 Establece relaciones moles- moles	87	13
11 Establece relaciones masa- masa	53,7	46,3
12 Identifica conceptos estequiométricos	80,4	19,6
13 Realiza cálculos moles- masa	81,5	18,5
14 Realiza cálculos moles- moles	85,2	14,8
15 Calcula reactivo límite	77,8	22,2
16 Calculo porcentaje de rendimiento	65	35



## ANEXO 17

Tabla 4. Análisis comparativo entre los resultados iniciales y finales del proceso.

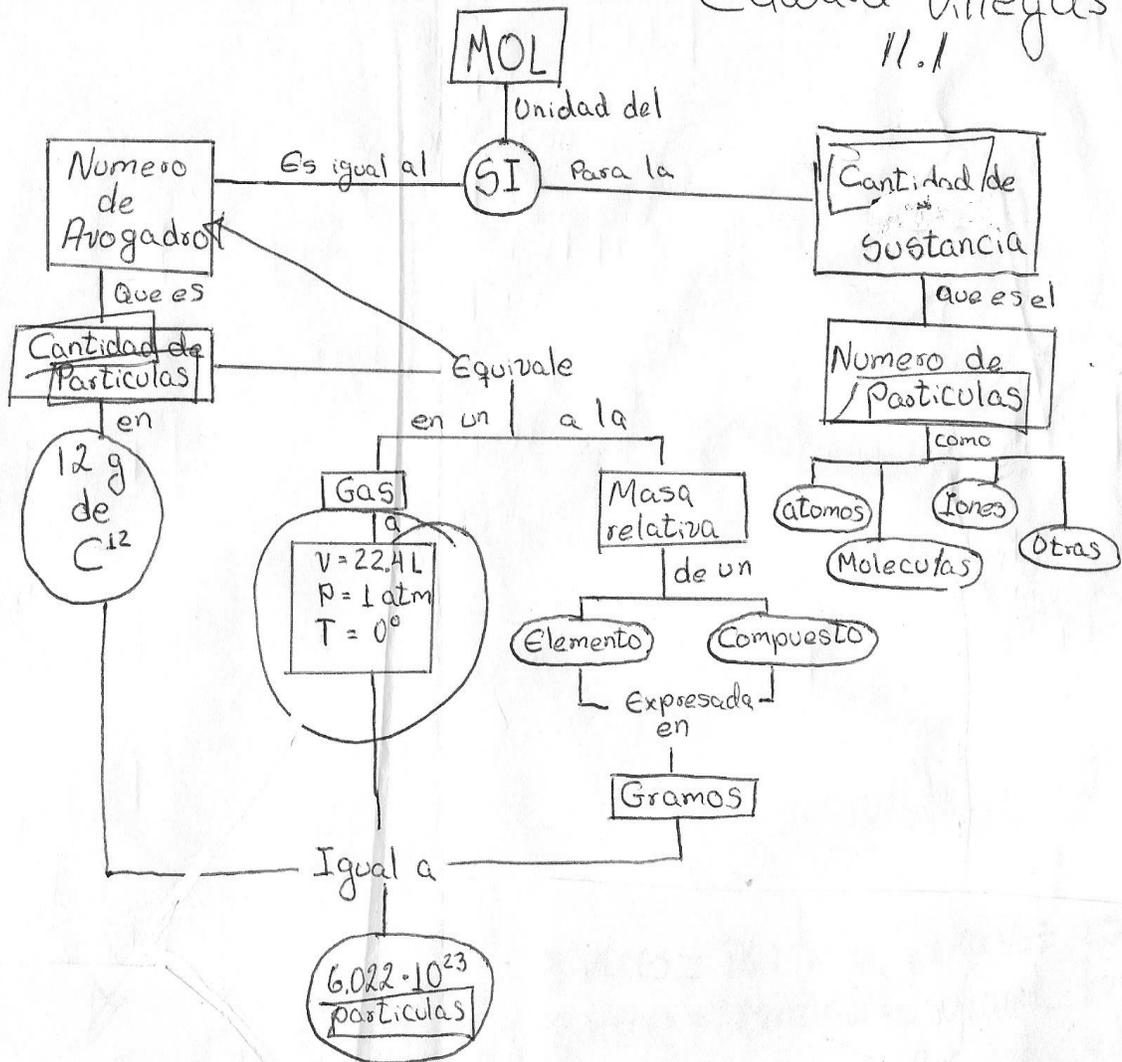
PREGUNTAS	INICIO (%)	FINAL (%)
1 Identifica cantidad de moléculas en un mol	29,7	77,8
2 Interpreta relaciones en una ecuación química	31,5	68,5
3 Establece relaciones molares entre reactivos	40,7	90,7
4 Establece relaciones molares entre productos	35	87
5 Establece relaciones entre reactivos y productos	48,1	74,1
6 Establece relaciones moles- moles	20,4	92,6
7 Establece relaciones molécula-molécula	48,1	90,7
8 Establece relaciones masa-masa	16,7	42,5
9 Realiza cálculos moles- masa	24,1	81,5
10 Realiza cálculos moles- moles	9,3	85,2
11 Identifica reactivo límite a partir de relaciones molares	44,4	77,8
12 Identifica y calcula el rendimiento teórico	40,7	65



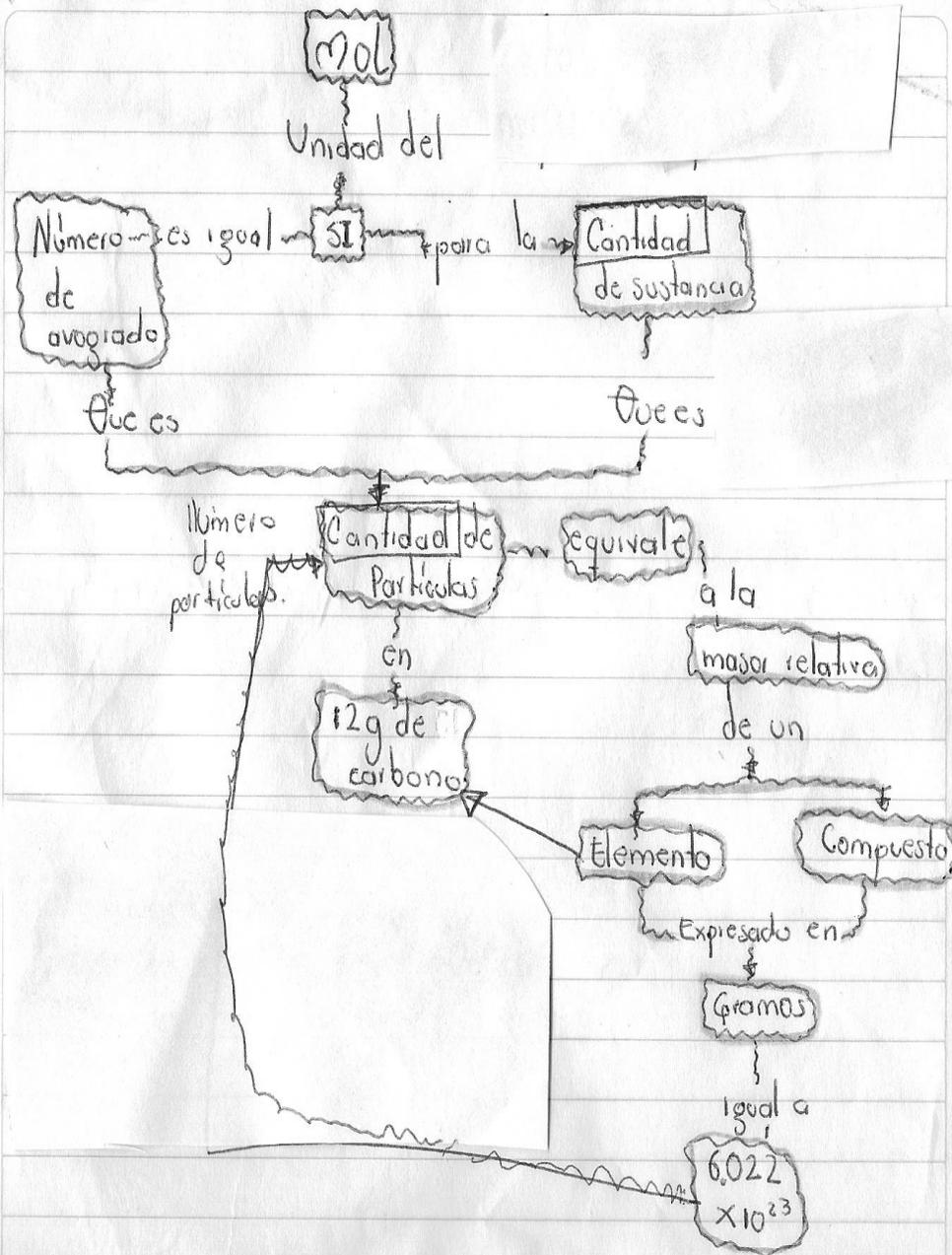
# EVIDENCIAS

# MAPAS CONCEPTUALES INICIALES SOBRE EL MOL

Edward Villegas  
11.1

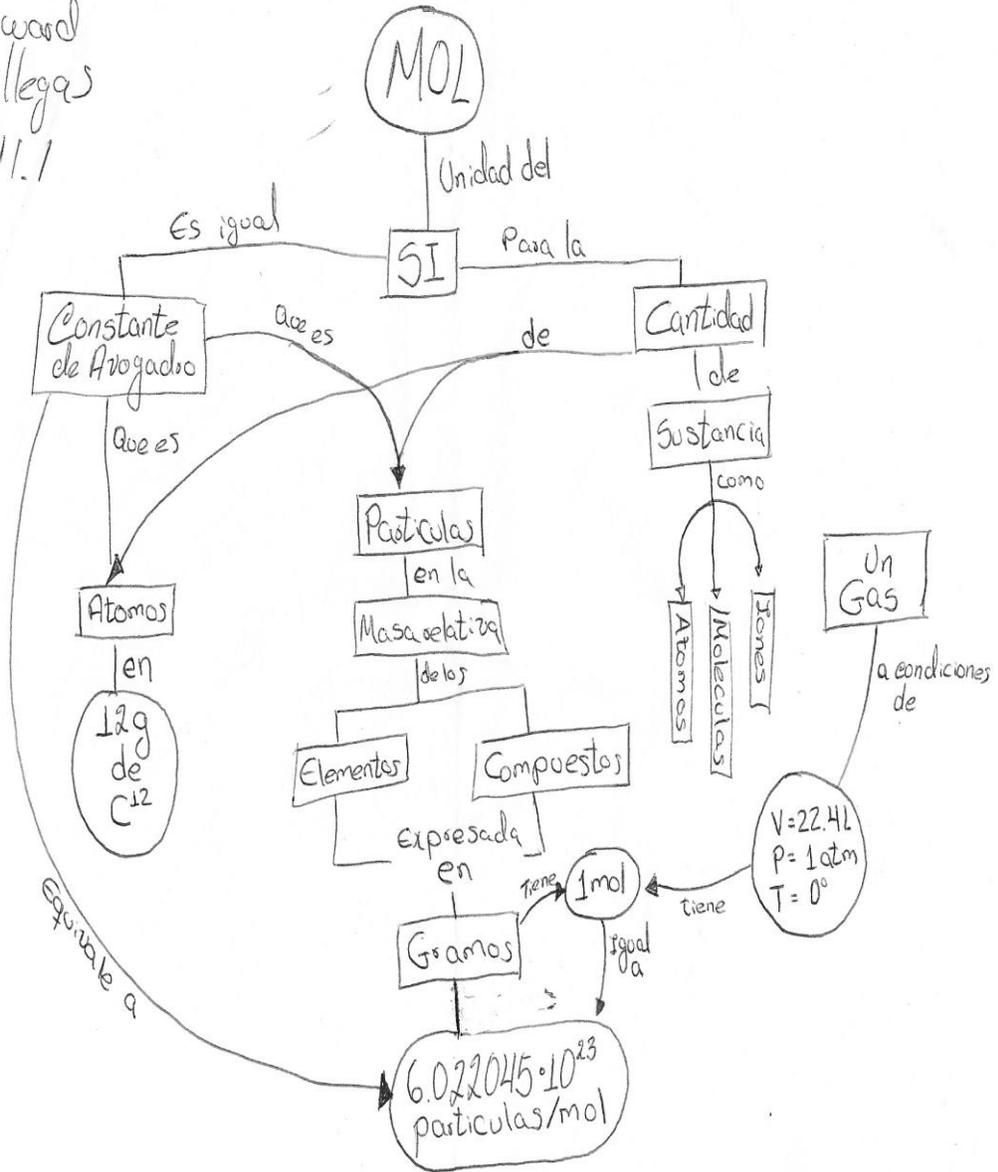


Tatiana Maria Colorado-Cristina Aviroz Henao.

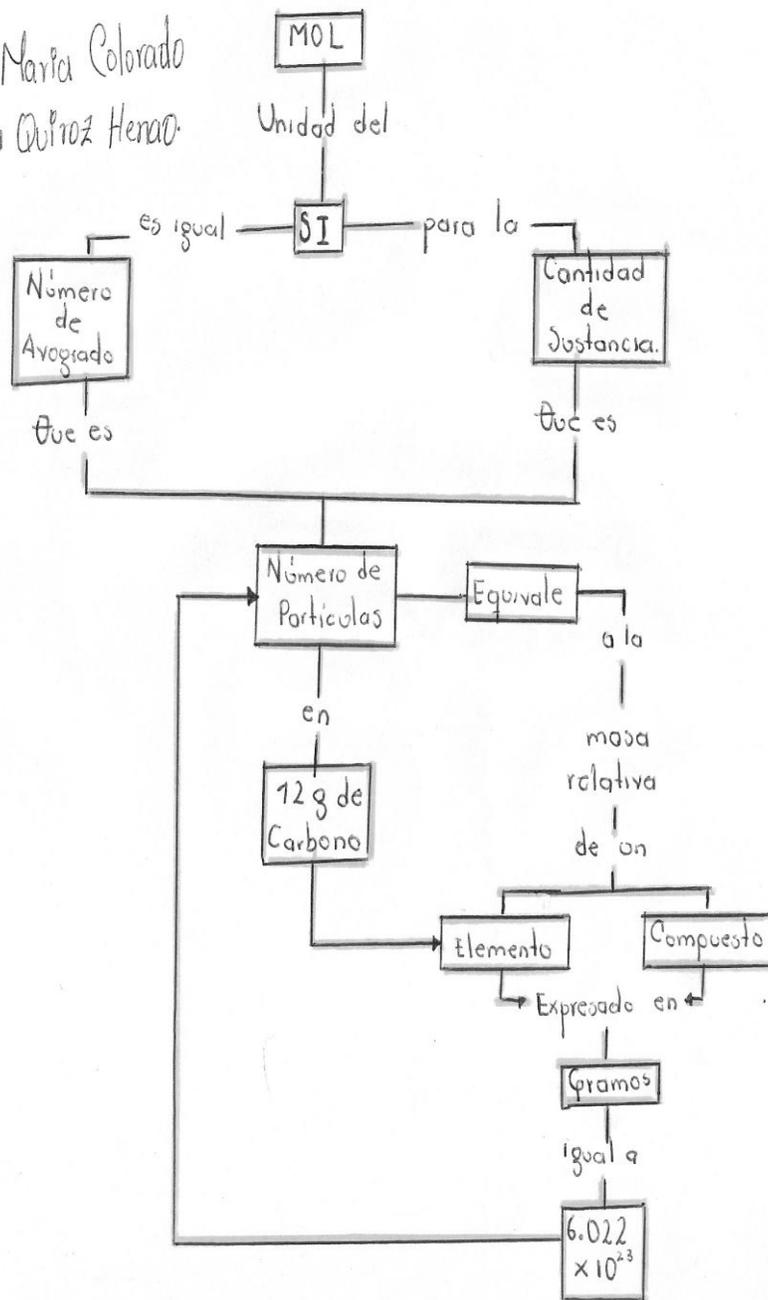


# MAPAS CONCEPTUALES FINALES SOBRE MOL

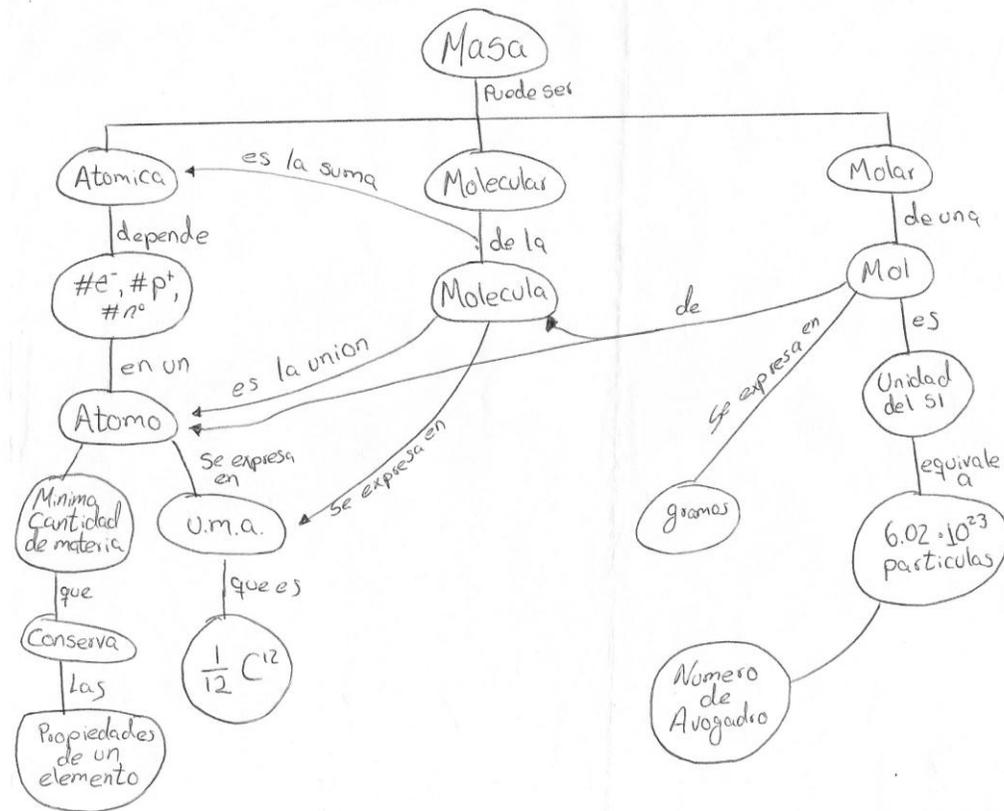
Edward  
Villegas  
11.1



Tatiana Maria Colorado  
Cristina Quiroz Henao



# EVALUACIONES: MAPAS CONCEPTUALES SOBRE MASAS

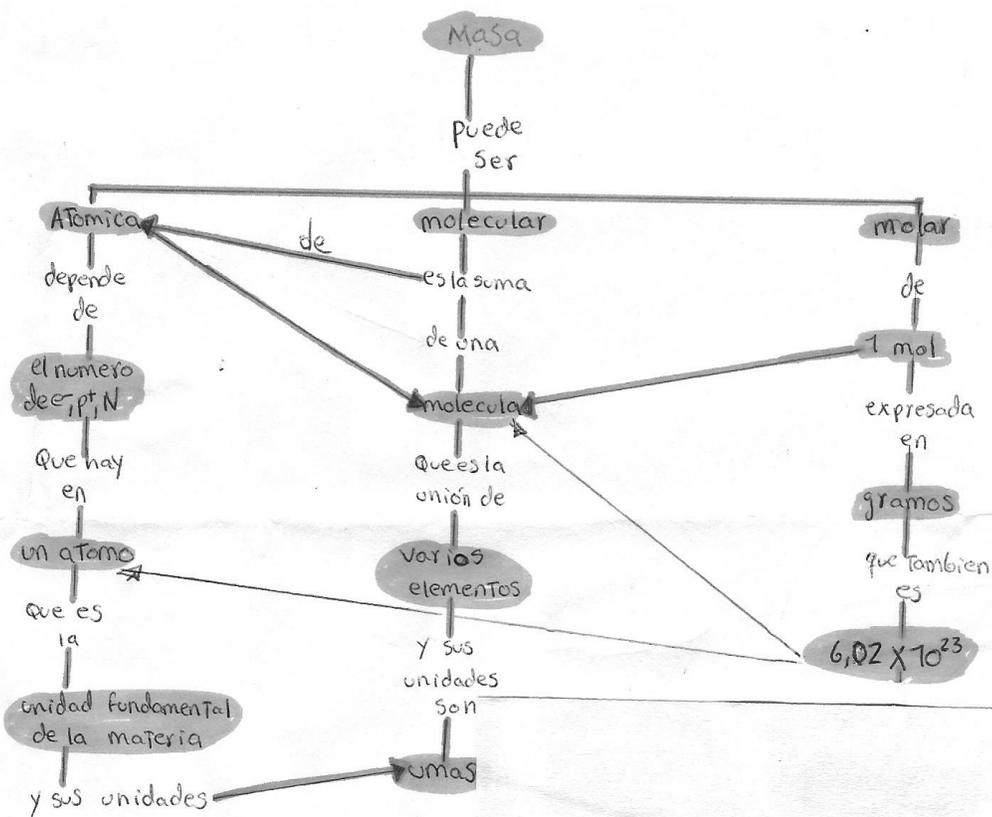


Edvard Villegas 11.1

Jubex Sneider Espinal Jaramillo

11<sup>o</sup>1

20/05/05



# MAPAS CONCEPTUALES FINALES

