



UNIVERSIDAD NACIONAL DE COLOMBIA

# **Diseño de una unidad didáctica desde la perspectiva histórica para la construcción del concepto de cambio químico en estudiantes de educación media**

**Sandra Patricia Herrera Herrera**

Universidad Nacional de Colombia

Facultad de Ciencias, Maestría en Enseñanza de las Ciencias Exactas y Naturales

Bogotá D.C., Colombia

2012



# **Diseño de una unidad didáctica desde la perspectiva histórica para la construcción del concepto de cambio químico en estudiantes de educación media**

**Sandra Patricia Herrera Herrera**

Trabajo de grado presentado como requisito parcial para optar al título de:

**Magister en Enseñanza de las Ciencias Exactas y Naturales**

Director:

Dr. Sc. Jesús Sigifredo Valencia Ríos

Profesor Titular

Departamento de Química

Línea de Investigación:

Didáctica de las Ciencias

Universidad Nacional de Colombia

Facultad de Ciencias, Maestría en Enseñanza de las Ciencias Exactas y Naturales

Bogotá D.C., Colombia

2012



*A Dios por permitirme continuar con el proceso de formación y brindarme el amor incondicional de Oscar, mi esposo, quien día a día me infunde fuerzas para continuar con el camino de la vida.*

*A mis hijas Ana María e Isabela que con su alegría llenan mi vida de entusiasmo y de motivos para hacer de este mundo un lugar mejor para vivir.*

*A mi gran amiga Zully... Sin palabras para expresar todo lo que significa para mí.*



# Agradecimientos

Agradezco al Profesor **JESUS SIGIFREDO VALENCIA** por su apoyo y orientación durante el desarrollo de este trabajo, por dedicar parte de su tiempo en la corrección y adaptación de este trabajo.

A la **Universidad Nacional de Colombia** quienes pensando en la educación de los jóvenes de educación básica y media promueven espacios de capacitación para los docentes permitiendo así la actualización en algunas de las temáticas y brindan herramientas para elevar la calidad del trabajo en el aula que es en última la razón de nuestra profesión.

A mis compañeros de estudio, a los que conozco de tiempo atrás y a los que conocí durante la maestría, gracias por toda su colaboración y por permitirme compartir esta experiencia con ustedes.



## Resumen

El presente trabajo está dirigido a exponer la importancia que tiene el concepto “**cambio químico**” en el proceso enseñanza – aprendizaje de la química. En el desarrollo de la presentación no solo se hace necesario hacer una revisión histórica del concepto, sino que debe abordarse desde la parte disciplinar haciendo referencia a todos los aspectos que están relacionados con las transformaciones que sufre la materia y las interpretaciones que se pueden hacer de las mismas. Una vez realizado este estudio y para consolidar el trabajo se diseña una unidad didáctica dentro de la planeación del área de química dirigida a los estudiantes de grado décimo, la cual debe afianzar el concepto de cambio químico, mediante la realización de experiencias sencillas de laboratorio. Dentro de la metodología, se sugiere aplicar los cuestionamientos para el análisis de los resultados de tal forma que se den respuestas claras y concretas a aquellos aspectos que identifican y diferencian un cambio químico de uno físico. La unidad didáctica es susceptible de cambios según el criterio del docente que desee aplicarla y los recursos con los que se cuente.

**Palabras clave:** (Transformación, cambio físico, cambio químico, materia, unidad didáctica).

## **Abstract**

The main goal of this work is directed to state the importance of the concept of “chemical change” in the chemistry teaching learning process.

In the development of the presentation is not only necessary to do an historical revision of the concept, but also it must be worked out from the disciplinary field emphasizing in all the facts which are linked with matter transformation and the possible interpretations which can be given. Once this study has been performed, in order to consolidate this work, it is designed a didactic unit in the chemistry lesson planning assignment directed to reinforce the chemical change concept through simple laboratory experiments with tenth grade students.

About the methodology it is suggested to apply questionnaires to analyze the results which are directed to conclude clearly and concretely the difference from a chemical change and a physical one. This didactic unit is up to be changed by the teachers who wanted to apply it depending on their judgment and the available resources.

**Keywords: (Transformation, physical change, chemical change, matter and didactic unit).**

# Contenido

	Pág.
<b>Agradecimientos</b> .....	<b>VII</b>
<b>Resumen</b> .....	<b>IX</b>
<b>Abstract</b> .....	<b>X</b>
<b>Lista de figuras</b> .....	<b>XIII</b>
<b>Lista de tablas</b> .....	<b>XIV</b>
<b>Introducción</b> .....	<b>XV</b>
<b>Metodología</b> .....	<b>XVII</b>
<b>Objetivos</b> .....	<b>XIX</b>
<b>1. CONTEXTUALIZACIÓN HISTÓRICA DEL CAMBIO QUÍMICO</b> .....	<b>1</b>
1.1 La alquimia.....	2
1.2 Teoría del flogisto.....	4
1.3 La primera revolución química .....	4
<b>2. LA TRANSFORMACIÓN QUÍMICA</b> .....	<b>9</b>
2.1 La ecuación química .....	9
2.2 Clasificación de las reacciones químicas.....	11
2.2.1 Reacciones de síntesis .....	11
2.2.2 Reacciones de descomposición.....	12
2.2.3 Reacciones de desplazamiento .....	12
2.2.4 Reacciones de desproporción.....	13
2.3 El papel de los coeficientes estequiométricos .....	14
2.4 Efecto de la pureza de los reactantes.....	17
2.5 Rendimiento de la reacción.....	18
2.6 Reactante límite y reactante en exceso .....	19
2.7 Balanceo de ecuaciones .....	19
2.7.1 Método de inspección .....	19
2.7.2 Método algebraico.....	20
2.7.3 Método del número de oxidación .....	21
2.7.4 Método del ión electrón.....	25
2.8 Reacciones en disolución .....	28
2.8.1 Disoluciones .....	28
2.8.2 Estequiometría con disoluciones.....	30

---

<b>3. MARCO DE REFERENCIA DIDACTICO</b> .....	<b>31</b>
3.1 El modelo constructivista y el aprendizaje significativo .....	33
3.2 Consideraciones finales .....	35
3.3 Unidad Didáctica.....	35
3.4 Mapa de diseño curricular.....	37
3.5 Caracterización de la población.....	37
3.6 La alquimia un camino para recorrer y construir el concepto de cambio químico .....	38
<b>4. CONCLUSIONES Y RECOMENDACIONES</b> .....	<b>81</b>
4.1 Conclusiones .....	81
4.2 Recomendaciones .....	82
<b>5. BIBLIOGRAFÍA</b> .....	<b>85</b>

## Lista de figuras

	<b>Pág.</b>
Figura 1-1: Metodología .....	XVII
Figura 3-1: Esquema de la cubeta hidroneumática de recogida de gases utilizada por S. Hales. ....	55
Figura 3-2: Montaje empleado para recoger un gas en agua .....	56
Figura 3-3: Montaje empleado para la Neutralización .....	59
Figura 3-4: Representación de una reacción química con modelos moleculares.....	70
Figura 3-5: Representación de una reacción de doble sustitución con modelos moleculares.....	71

## Lista de tablas

Tabla 2-1: Relación entre estado de oxidación y transferencia de electrones. ....	14
Tabla 2-2: Números de oxidación del carbono en compuestos de un solo carbono. ....	21
Tabla 2-3: Números de oxidación del nitrógeno en compuesto nitrogenados. ....	22
Tabla 2-4: Clases de disoluciones (T = 25 °C, P = 101,3 kPa).....	28

**Pág.**

# Introducción

Este trabajo nace de la reflexión, a partir de varios años de experiencia, en la que se evidencia que el proceso enseñanza aprendizaje de la química, se hace cada vez más complejo, tal vez porque los estudiantes de educación media, presentan vacíos cognitivos, que no les permiten relacionar los conceptos fundamentales y por lo tanto les impide entender y aprender conceptos mejor elaborados. La enseñanza de la química se mantiene aún en un nivel muy abstracto y formalizado, con lo cual presenta dificultades específicas que hacen muy difícil “poner en contexto” los temas a seguir en clase.

Siendo el concepto de cambio químico una idea estructurante dentro del conocimiento en el área de la química, se hace necesario encontrar estrategias que despierten en los estudiantes interés por aprender, y les permitan desarrollar habilidades de observación, interpretación, análisis, y la asimilación de los diferentes conceptos. Surge entonces, la idea de diseñar una unidad didáctica basada en el trabajo experimental, debido a que la gran mayoría de los estudiantes sienten agrado por este tipo de actividades y esto se puede utilizar como una herramienta pedagógica, que contribuya al alcance de los logros propuestos durante el proceso de aprendizaje.

Para la elaboración del presente trabajo, fue indispensable hacer una aproximación, a través de la historia, a algunos de los momentos cruciales en la estructuración del concepto (Cap.1) con el propósito de establecer una postura epistemológica, que permita relacionar el concepto con actividades de aula propuestas, desde la identificación de las ideas previas, hasta la aplicación de la misma, a diferentes situaciones de la vida cotidiana.

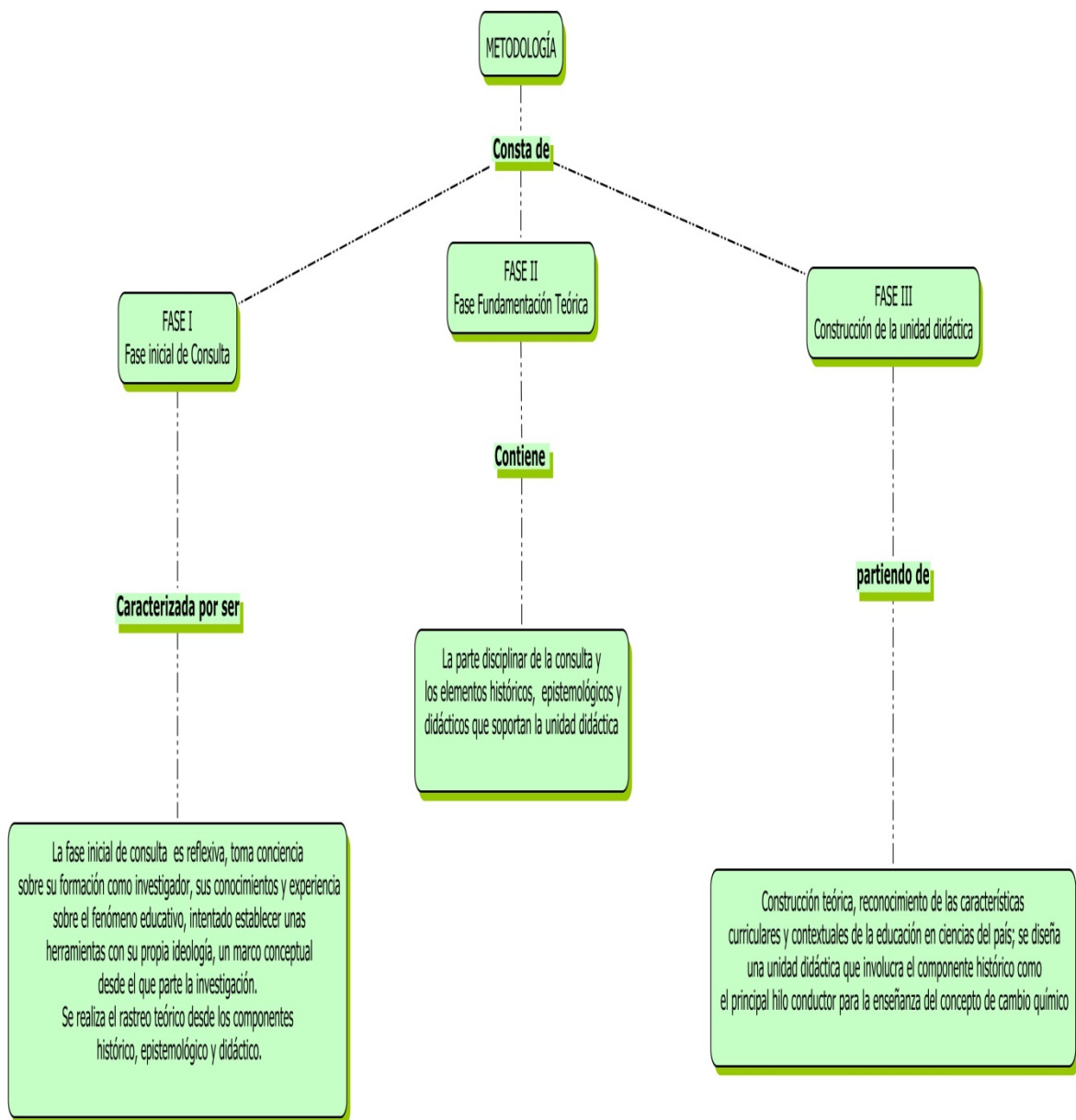
De igual manera, la propuesta está fundamentada en un componente disciplinar (Cap. 2), que se encuentra enmarcado desde la definición de reacción química, la manera como se representan mediante las ecuaciones químicas, hasta los tipos de reacción y factores que intervienen en ellas.

Es importante aclarar que, la unidad didáctica planteada (Cap. 3), se encuentra en etapa de implementación, con estudiantes de grado décimo del Colegio de Bachillerato Patria, y su aplicación puede ser el inicio de una futura investigación.



# Metodología del trabajo.

Figura 5-1: Metodología del trabajo





# Objetivos

## Objetivo general

Reconocer el desarrollo histórico del concepto de cambio químico y diseñar una unidad didáctica que permita identificar y relacionar los conceptos con procesos químicos para que los estudiantes establezcan la diferencia entre cambio físico y cambio químico y puedan realizar una argumentación de la misma.

## Objetivos específicos

Elaborar un texto monográfico en donde se profundice y reflexione sobre el concepto de cambio químico.

Por medio de una consulta, recopilar información, actualizada y de buen nivel sobre la evolución histórica del concepto “cambio químico”

Diseñar una unidad didáctica para abordar la enseñanza del concepto cambio químico en estudiantes de décimo grado del Colegio de Bachillerato Patria.



# 1. CONTEXTUALIZACIÓN HISTÓRICA DEL CAMBIO QUÍMICO

Al abordar el estudio de la materia y sus diferentes interacciones en la parte química, se presentan serias dificultades debido a la complejidad que representa para los estudiantes comprender la naturaleza abstracta de los conceptos químicos; particularmente, para los estudiantes el concepto del átomo resulta muy difícil de asimilar por ser intangible y por lo tanto comprender su interacción es aún más complejo, lo que dificulta entender la forma como estas partículas se relacionan entre sí provocando transformaciones que son apreciables de manera macroscópica. Así que los estudiantes desconociendo lo que sucede a nivel microscópico logran evidenciar cambios en lo observable, la mayoría de estos cambios dependen de la interacción de los electrones de valencia; es esta la razón por la cual el estudio histórico y epistemológico del cambio químico ha centrado el interés no solo de historiadores y epistemólogos sino particularmente de los docentes que son los que se enfrentan a desarrollar estos conceptos en el aula de clase. La revisión que se presenta a continuación desde la historia permite identificar algunos cambios en el pensamiento y desde allí reconocer cómo pueden enseñarse.

La química se consolidó como disciplina científica desde el siglo XVIII. Esta ciencia siempre ha pretendido estudiar con detalle la composición, la estructura y las cualidades de la materia, entendida ésta como una entidad física que hace parte del universo visible, ocupa un lugar en el espacio, tiene energía asociada, está sujeta a cambios con el tiempo, es medible y tiene formas que se conocen con el nombre de sustancias. Existen dos clases de sustancias; sustancias puras, como los elementos y los compuestos y, mezclas. La energía es una magnitud física medible que también tiene diversas formas, todas ellas relacionadas con la capacidad de actuar, modificar, transmitir o movilizar. Una reacción química (transformación química, cambio químico o fenómeno químico), es una ocurrencia, suceso, evento o proceso en el cual una o más sustancias puras interactúan entre sí, promovidas por un factor energético, para convertirse en otras sustancias con propiedades diferentes.

Lo anterior sugiere que **el cambio químico** es un fenómeno muy común en el universo, que tuvo lugar desde el mismo momento en que se formaron las primeras estrellas, ya que en la evolución estelar tienen lugar algunas reacciones como la fusión del hidrógeno para producir helio (PRIALNIK, 2000). En consecuencia, es factible admitir, partiendo de la hipótesis enunciada en 1755 por Emmanuel Kant (1724–1804) (KANT, 1755), que una vez iniciado el “disco de acrecentamiento” en el seno de la nebulosa protosolar, que incluyó la formación del sol y la tierra hace unos 4600 millones de años, es evidente que el proceso de enfriamiento, la formación de la luna, el bombardeo tardío con asteroides, las colisiones con cometas, la condensación del agua, la movilización de placas

tectónicas, el vulcanismo, la atmósfera de gas carbónico, el surgimiento de la fotosíntesis y el cambio a una atmósfera rica en oxígeno “el planeta ha sido un tubo de ensayo, crisol o reactor, permanente y natural, de transformaciones químicas” (RIGHTER, 2007). Para llegar a este tipo de aprendizajes a lo largo del tiempo la humanidad ha mostrado un alto grado de observación y análisis, características indispensables para el trabajo científico.

A lo largo de la existencia de la tierra han ocurrido hechos que ponen en evidencia los permanentes cambios químicos o reacciones químicas: El surgimiento de la vida, la evolución de las especies, la fijación y la desfijación mineral del gas carbónico, la fotosíntesis, la respiración, la fermentación, los incendios forestales, la génesis de la hulla y del petróleo y la formación de las arcillas, entre otras. Posteriormente, con el establecimiento de la especie humana y el dominio del fuego, hace un millón de años, llegaron las posibilidades de realizar “reacciones controladas” asociadas con la combustión (madera, grasa, carbón) y la cocción de los alimentos. Más recientemente el uso del fuego, confinado en ciertos dispositivos denominados hornos, está relacionado con transformaciones químicas vinculadas a la cerámica (alfarería), la separación de algunos metales (plata, cobre, hierro) por reducción a partir de sus respectivos minerales, a la fabricación de vidrios y esmaltes y por supuesto, al procesamiento de alimentos y tratamiento de excedentes agropecuarios (biomasa). En este sentido, es claro que desde hace mucho tiempo, la humanidad tiene conocimiento de diversos fenómenos que involucran cambios químicos de la materia, que tienen lugar aún sin la misma intervención del fuego, tales como la tinción de fibras con colorantes naturales y la fermentación de productos amiláceos. Sin embargo, la construcción de las explicaciones de la transformación química, ha tenido que esperar épocas más actuales ya que se tuvo que reconocer la existencia de la materia, elaborar la idea del átomo y del elemento, reconocer la existencia de los compuestos, admitir la significancia de la energía, formular las leyes ponderales de la química y adoptar la ley de la conservación de la masa para comprenderlos.

La adopción de la transformación de las sustancias como un objeto del conocimiento tiene una trayectoria que va desde el pensamiento atomista o corpuscular, la alquimia, la teoría atómica, la teoría del flogisto y la teoría vitalista, hasta la primera revolución química. Algunos de los eventos históricos son fundamentales para comprensión de las teorías que envuelven el concepto estructurante de cambio químico.

## 1.1 La alquimia

La alquimia es un momento histórico importante y trascendental para el desarrollo de las teorías de cambio químico, en ella se fundamentan nociones como la de transmutación, antecesor del término transformación y desde su estudio se empieza a consolidar la experimentación como un proceso fundamental para la comprensión de los estudios de la materia. Hablar históricamente de la alquimia puede implicar la consideración de 10 a 18 siglos dependiendo si se trata de la alquimia griega, mesopotámica, china, india, egipcia, entre otras. Las transformaciones “controladas” que se dieron a la materia fueron diversas y de la mano de la alquimia poco a poco tomaron fuerza las civilizaciones antiguas.

La alquimia se ha definido como una práctica de carácter filosófico, que mezcla química, metalurgia, física, medicina, astrología, semiótica, misticismo, espiritualismo y arte. En

este sentido, la alquimia es una disciplina espiritual y una forma de investigar la naturaleza, que se practicó desde hace unos 2700 años en Mesopotamia, Egipto, Persia, India, China, Grecia, Roma, el mundo Árabe y en Europa, hasta el siglo XIX, en una intrincada red de escuelas y sistemas de pensamiento (ELIADE, 1978). Pero, más allá del carácter filosófico, conviene dar una mirada a la alquimia como una práctica protocientífica en la cual se destacan numerosos aportes que han contribuido a construir la química; la alquimia fue una precursora de las ciencias modernas, y muchas de las sustancias, herramientas y procesos que se usaron en la alquimia, han servido como soporte de la industria química moderna y la metalurgia (READ, 1995).

Los romanos adoptaron el conocimiento, la filosofía, la metafísica y la alquimia, procedentes de Grecia y al final del imperio (año 476), como producto del crisol cultural de Alejandría, se había acogido el culto del hermetismo (NUMMEDAL, 2007). Con la caída del imperio romano, la alquimia se trasladó al islam (EBERLY, 2004). Al persa Jabir Ibn Hayyan Al-Azdi o Geber (721–815), se le considera el padre de la química por haberla estudiado de forma científica, toda vez que reconoció la importancia de la experimentación; ideó y construyó un gran número de instrumentos de laboratorio, preparó ácido clorhídrico, ácido nítrico, ácido sulfúrico, hidróxido de sodio (sosa cáustica) e hidróxido de potasio (potasa cáustica) (HOLMYARD & RUSELL, 1928). Gerber fue un autor influyente con respecto al hermetismo alquimista y su principal meta fue la creación de vida artificial en el laboratorio; analizó los elementos aristotélicos en función de las cualidades frío, calor, seco y húmedo; estos razonamientos introdujeron la búsqueda de la piedra filosofal (transmutación de objetos en oro) y del elixir de la vida (sustancia capaz de curar enfermedades y otorgar inmortalidad). El también persa, Zacariya Al-Razi (865–925) estudió el ácido sulfúrico, aisló el etanol, inventó el alambique y destiló petróleo para obtener querosene (HOLMYARD, 1990).

El sacerdote franciscano Roger Bacon (1214–1294), puso en crisis las ideas escolásticas, e hizo énfasis en el empirismo y es por lo anterior, que se considera un pensador que propuso el método científico (CLEGG, 2003). Se le tiene por el alquimista más importante de la época ya que experimentaba con sustancias químicas, hacía observaciones y construía teorías; a él se le atribuye el inicio de la búsqueda de la piedra filosofal y el elixir de la vida (MARTIN, 2006). En el siglo XIV la práctica de la alquimia en Europa y el ejercicio filosófico se vio fuertemente limitado por la peste negra, las guerras, la hambruna y los cambios climáticos (CHESTER, 2002); sin embargo, el trabajo de Nicholas Flamel (1330–1413) sobresalió por su persistente interés en la conversión de metales (mercurio, cobre y plomo) en oro y en la inmortalidad (PATTISON, 1902), (SCOTT, 2007). Entre 1300 y 1500, los alquimistas se dedicaron a la búsqueda de la piedra filosofal y al elixir de la vida; uno de tales personajes fue Heinrich Cornelius Agrippa (1486–1535) (AGRIPPA, 2009).

En los albores del renacimiento, el suizo Theophrastus Bombastus von Hohenheim o Paracelso (1493–1541), se conoció por sus trabajos en análisis de minas, en mineralogía, en la transmutación del plomo en oro y por haberle dado el nombre al zinc; promovió la observación y la experimentación como base del conocimiento; fue pionero en el uso de sustancias minerales en la medicina y se lo considera el fundador de la iatroquímica, una práctica popular entre 1525 y 1660, que buscaba explicaciones a la fisiología y patología humanas con el propósito de adoptar tratamientos de las enfermedades con sustancias químicas (WAITE, 2007). La iatroquímica bien podría ser la precursora de la bioquímica.

En 1610, Johannes Beguini (1550–1620) publicó unas notas de conferencias tituladas *Tyrocinium Chymicum* (BEGUIN, 2006), constituyendo así lo que se considera es uno de los primeros textos de química ya que en 1597, Andreas Libavius (1555–1616) (NEWMAN, 2006) ya había escrito *Alchemia*, el primer texto sistemático de química. En la edición de 1615, Beguini incluyó un diagrama de reacción que se supone es la primera ecuación química que se conoce.

## 1.2 Teoría del flogisto

Hacia el final de su vida, Johann Joachim Becher (1635–1682) propuso una versión modificada de la teoría de los cuatro elementos de Aristóteles según la cual el papel fundamental está reservado para la tierra y el agua mientras que el aire y el fuego son agentes del cambio. Para designar el carácter inflamable del azufre, Becher utilizó el término “flogisto” (MORAN, 2007), una palabra que gracias a la actividad de Georg Ernst Stahl (1659–1734) se usó para explicar la combustión y la oxidación de los metales (TUGNOLI, 1983). Según esta teoría toda sustancia combustible contiene flogisto y la combustión está asociada a la pérdida de flogisto; esto es, el flogisto es un principio, que forma parte de las sustancias combustibles, que se desprende y que pasa a otra sustancia, que lo recoge dando origen al calor y al fuego, durante la combustión. En este contexto, la principal contribución de Stahl estuvo en la capacidad de relacionar la combustión con la calcinación de los metales y otros procesos como la fermentación, ya que desde la antigüedad se conocía que al calentar un metal se producía una sustancia de aspecto terroso llamada cal metálica o sal (ceniza).

La teoría del flogisto también encontró a un fuerte defensor en Joseph Priestley (1733–1804) (STAHL, 2011) quien entre otras cosas inventó el agua carbonatada o agua de soda, escribió sobre la electricidad y descubrió varios gases o “fluidos elásticos” entre los que se cuenta el “aire desflogistizado” (oxígeno).

## 1.3 La primera revolución química

En 1654, Otto von Guericke (1602–1686) inventó una bomba que consistía de un pistón y una pistola cilíndrica de aire, con tapas de dos vías, diseñada para evacuar recipientes conectados y estudiar las propiedades del vacío (RIVERS, 2008). Considerado el primer químico moderno y por lo tanto, uno de los fundadores de la química, con su obra *The Sceptical Chymist*, publicada en 1661, Robert Boyle (1627–1691) tuvo el mérito de materializar los principios predicados por Roger Bacon; para él, la química era la ciencia de la composición de las sustancias y no un arte auxiliar del alquimista (CONLO, 2011). Boyle mejoró el diseño de la bomba de vacío de von Guericke con lo cual, estudió el comportamiento de los gases e hizo aportes a la comprensión de los elementos como componentes de los cuerpos materiales, distinguió mezclas y compuestos, hizo avances considerables en técnicas analíticas y llegó a pensar que los elementos estaban hechos de partículas de varios tipos y tamaños (SARGENT, 1995).

Si bien en la antigüedad ya se conocían algunos metales como el oro, la plata, el cobre, el plomo, el mercurio, el azufre, el arsénico y el antimonio, el primer descubrimiento (científico) de un elemento químico (el fósforo) lo hizo Hennig Brandt (1630–1710), en 1669, separándolo a partir de la calcinación de residuos de orina (STEWART, 1991);

posteriormente, se conocieron nuevos elementos como el hidrógeno (1671) (EMSLEY, 2000), el oxígeno (1772) (RIGDEN, 2003), y el nitrógeno (1772) (DJERASSI & HOFFMANN, 2001).

Al comenzar el siglo XVII ya se habían plantado las semillas de la ciencia moderna con base en la experimentación cuantitativa rigurosa y en la menor atención a la sabiduría alquimista (LEIGH, 2004); sin embargo, la práctica de la alquimia aún persistía hasta tal punto que en 1783, James Price (1752–1783) afirmaba que había logrado convertir metales ordinarios en metales nobles gracias a la acción de una mezcla de bórax, sal de nitro y un “polvo de producción” (GYUNG, 2003). Un hecho muy importante es que a partir del año 1600, las discusiones relacionadas con la química incorporaron con mayor frecuencia el término afinidad y luego la expresión “afinidad química” como referencia a la “fuerza que origina una reacción química” (LEVERE, 1993).

En 1718, Étienne François Geoffroy (1672–1731) (BROOK, 1993) elaboró una tabla de afinidades que en definitiva parece haber sido la chispa de la “revolución química”. La tabla de afinidades químicas entre diferentes sustancias de Geoffroy inspiró muchas otras que paulatinamente incorporaban los avances de la química; fue así como en 1757, William Cullen (1710–1790), utilizó unos diagramas, que hoy se considera son los precursores de las ecuaciones químicas, para describir la afinidad de reacciones (GREENBERG, 2000); Cullen introdujo el uso del símbolo ( $\rightarrow$ ) para representar la afinidad entre sustancias. La notación de Cullen fue extendida por uno de sus estudiantes, Joseph Black (1728–1799) (DOVAN, 1975).

En 1748, en una carta dirigida a Leonhard Paul Euler (1707–1783), Vasílievich Lomonósov (1711–1765) le expuso lo que hoy se conoce con el nombre de la ley de la conservación de la materia y del movimiento. Lomonósov revisó los experimentos de Boyle con lo cual dedujo que la teoría del flogisto era falsa (MEYER & MCGOWAN, 1923).

En 1785, Torbern Olaf Bergmann (1735–1784) publicó un libro que contenía la más grande tabla de afinidades y un conjunto de 64 diagramas de afinidad que representaba igual número de reacciones (PAVLOVA & FEDOROV, 1984). Al representar las especies químicas con letras sueltas (A, B) y las especies formadas con letras adyacentes (AB), Bergman dio origen a la notación química moderna.

En el contexto de su trabajo como químico farmacéutico, Carl Wilhelm Scheele (1742–1786) (BERGMANN, 1788) descubrió y aisló numerosos elementos químicos entre los cuales se destacan el oxígeno, el nitrógeno, el bario, el cloro, el magnesio, el molibdeno y el wolframio (GREEBERG, 2003); así mismo, preparó varios compuestos como el ácido cítrico, el glicerol, el cianuro de hidrógeno (ácido prúsico), el fluoruro de hidrógeno y el sulfuro de hidrógeno; además, ideó un proceso similar a la pasteurización.

Hacia 1785, Antoine Laurent de Lavoisier (1743–1794) (WILLIAMS, 2012) (MORANO, 2005), considerado por muchos como el fundador de la química moderna, junto con Marie–Anne Pierette Paulze (1758–1836) (DONOVAN, 1996), realizaron grandes contribuciones a la química, toda vez que estudiaron el aire, examinaron el fenómeno de la respiración animal y su relación con los procesos de oxidación, analizaron el agua y usaron la balanza para establecer relaciones cuantitativas en las reacciones químicas, con lo cual se estableció la ley de la conservación de la masa; en 1879, Lavoisier redefinió el término elemento químico y elaboró una lista que contenía los 23 elementos conocidos hasta entonces. En 1792, Jeremias Benjamin Richter (1762–1807) (FARA,

2005) planteó que la estequiometría es la ciencia que mide las proporciones cuantitativas o relaciones de masa de los elementos químicos que están implicados en una reacción química.

Luego de haber realizado numerosos experimentos sobre la composición de las sustancias en el real Colegio de Artillería de Segovia, donde fue contratado por el gobierno de España, Joseph Louis Proust (1754–1826) (LÖWY & RICHTER, 1874) formuló, entre 1794 y 1799, la denominada ley de las proporciones definidas, situación que le representó una fuerte disputa con Bertholet ya que éste defendía la variabilidad de la composición de los compuestos en función del método de síntesis.

La teoría atómica moderna contribuye con las bases fundamentales para explicar el concepto de cambio químico moderno ya que es desde la naturaleza corpuscular de las sustancias, con la identificación de los electrones y su capacidad de formar enlaces que hoy en día se identifica la capacidad de reacción, composición, descomposición y particularmente el cumplimiento de la ley de la conservación de la masa y la energía.

Teniendo en cuenta los aportes históricos que se señalan anteriormente, hay que plantear que los avances que se dieron en cada uno de esos momentos históricos se desarrollaron desde perspectivas diferentes, ya que inicialmente las ideas se plantearon desde la teoría y gracias a los aportes que se dieron en los procesos experimentales, las teorías se consolidaron en un trabajo de observación y medición rigurosa que, tal como lo planteó Bacon, constituyen procesos científicos que desde el positivismo permiten formular nuevos conceptos.

Los cambios de la teoría del flogisto a la revolución química como lo menciona Khun promovieron un cambio fundamental en el paradigma y le da una nueva posibilidad al planteamiento de la teoría, la revolución química desde la experimentación; particularmente con el uso de la balanza se obtuvieron nuevos datos y se facilitó el estudio de los procesos de oxidación y combustión como eventos fundamentales en las reacciones con el oxígeno. Es por ello que desde allí los hechos en donde se involucra el cambio químico deben cumplir con el principio fundamental de la conservación de la masa y la energía, además, se perdió el carácter animico o inanimado del flogisto y dentro de los procesos de reacción química, se estableció una base consistente de reacción desde la perspectiva de reactantes y productos que cumplen condiciones estequiométricas. Los hechos ocurridos en la “primera revolución química” abrieron las puertas a nuevas investigaciones lo que en definitiva se consolidó con la teoría atómica moderna.

El desconocimiento de las teorías y de los diferentes procesos experimentales que se desarrollaron históricamente hace que para los estudiantes los conceptos sean solamente definiciones terminadas y sin sentido; de esta manera, para la comprensión del proceso que se da en una entidad química cuando ésta sufre una transformación, es necesario plantear interrogantes desde lo macroscópico para empezar acercarse a las ideas que permiten dar explicaciones desde lo microscópico; esto posibilita establecer una necesidad de comprender las teorías y buscar la forma en que ellas permiten un acercamiento a la resolución de los problemas actuales.

Para concluir, existen varias estrategias pedagógicas que se pueden implementar en el aula para llevar al estudiante a relacionar, interpretar y analizar el concepto de cambio químico. En esta propuesta en particular se pretende, mediante el diseño de una

---

unidad didáctica y utilizando el aprendizaje significativo desde el desarrollo histórico hasta llegar a situaciones cotidianas, recrear algunas experiencias de laboratorio que correspondan a los tiempos trabajados a lo largo de la historia en la construcción del concepto de cambio químico, en donde el estudiante participe activamente en un primer momento con base en la lecturización de hechos históricos de la química (alquimia) que le permitan contextualizarse en un marco de tiempo y espacio; posteriormente se propone una parte experimental que integre la observación, interpretación y el análisis de lo observado hasta que se logre relacionar los resultados obtenidos con las leyes y teorías necesarias para dar soporte al trabajo realizado.



## 2. LA TRANSFORMACIÓN QUÍMICA

El crecimiento de las plantas, la oxidación del hierro, el proceso de decoloración, el teñido, el rizado o alisado del cabello, la combustión del gas natural para calentar las casas o para la cocción de los alimentos, la fermentación de jugo de uva para producir vino, son solo algunos ejemplos de fenómenos, en los cuales ocurren cambios químicos, que se observan con mucha frecuencia. De esa manera es posible afirmar que las reacciones son sucesos permanentes en el universo, que se circunscriben a un sistema termodinámico y que por ello, se convierten en el objeto de estudio de la química.

En toda reacción química se reconoce la existencia de reactantes; estas son, sustancias (elementos o compuestos) que bajo ciertas condiciones de presión y temperatura se transforman en otras (elementales o compuestas) llamadas productos. Dentro del sistema termodinámico (que suele llamarse reactor) los reactantes y los productos pueden encontrarse en diferentes estados físicos: sólidos, líquidos o gaseosos, si bien dentro del estado sólido una misma sustancia puede tener distintas fases (formas alotrópicas).

### 2.1 La ecuación química

La información que se presenta en este capítulo ha sido tomada y adaptada de (WHITTEN, 2009) (BROWN, 2004) (ZUMDAHL, 2000) (BURNS, 2003) (MORTIMER, 1983)

En general las transformaciones o cambios químicos se representan a través de un lenguaje propio que tiene en cuenta los siguientes componentes: **a.** Los símbolos de los elementos o las fórmulas de los compuestos, agrupados en un sector para los reactantes y en una región para los productos. **b.** El estado físico (o estado de agregación) de las sustancias: (*g*) gas, (*l*) líquido, sólido (*s*), medio acuoso (*ac.*), cristalino (*c*). **c.** Signos (+) o (–) para agrupar o desagrupar sustancias en la zona de los reactantes o en la región de los productos. **d.** Símbolos: flecha hacia abajo ( $\downarrow$ ) que indica la formación de un precipitado, o sustancia poco soluble que se separa de la disolución; flecha hacia arriba ( $\uparrow$ ) que indica el desprendimiento de una sustancia en estado gaseoso. **e.** Las condiciones energéticas. En este caso se hace alusión a condiciones específicas muy importantes para que se lleven a cabo las reacciones como el suministro o producción de energía. En una reacción química la energía puede intervenir en forma de calor, y así este factor puede aparecer del lado de los reactantes, con lo cual el proceso es endotérmico o puede surgir con los productos, de acuerdo con esto el proceso es exotérmico. En una reacción química la energía puede actuar en forma de electricidad. **f.** La cantidad de sustancia (*n*). En este caso, a manera de operadores, a cada símbolo o fórmula se le antepone un coeficiente (factor) estequiométrico que da cuenta de las cantidades mínimas necesarias para que se produzca una reacción completa sin que se

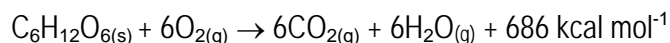
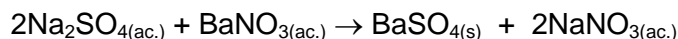
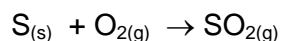
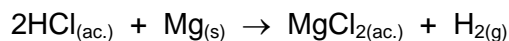
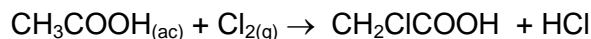
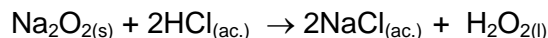
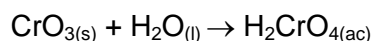
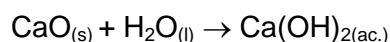
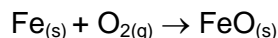
presenten excesos de reactantes y en su conjunto, los productos se ajusten con el balance de materia exigido por la ley de la conservación de la masa. **g.** Un indicador de la dirección de la reacción, que convencionalmente se representa por una flecha horizontal ( $\rightarrow$ ), para significar que los reactantes interactúan para dar, producir, rendir o generar; o de otra manera, que se obtienen productos. Este símbolo separa la región de los reactantes de los productos y en algunos casos adquiere la forma ( $\rightleftharpoons$ ) que significa que la reacción es en cierto grado reversible; se habla entonces de reacciones en equilibrio.

En términos de los factores que promueven o que describen una reacción química, el proceso de transformación se representa a través de una ecuación química que conjuga el lenguaje ya explicado. En forma general para cualquier cambio químico, la ecuación química tiene la siguiente presentación:

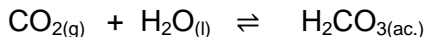
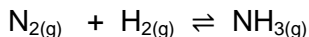


En esta expresión,  $\alpha, \beta, \gamma$  y  $\delta$  son los coeficientes (factores) estequiométricos e indican la cantidad de moléculas de cada sustancia (elemento o compuesto) que intervienen en la reacción;  $A, B, C$  y  $D$  representan símbolos o fórmulas de las sustancias (elementos o compuestos) que participan en la transformación química. Una ecuación química escrita de esta forma recibe el nombre de ecuación química termodinámica; sin embargo, para casos prácticos, salvo que se indique otra cosa, las ecuaciones químicas se escriben sin indicar las condiciones energéticas y muchas veces, sin expresar el estado físico o de agregación de las sustancias que intervienen.

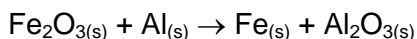
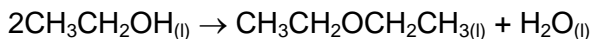
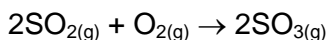
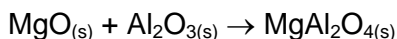
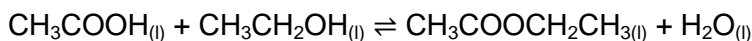
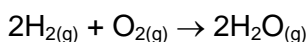
A continuación se muestran algunos ejemplos de ecuaciones químicas:



Todas estas ecuaciones representan transformaciones que ocurren en la dirección de reaccionantes a productos. Algunas reacciones de equilibrio (reversibles) típicas son las siguientes:



Aunque existen numerosas reacciones que tienen lugar en disolución acuosa, ello no es estrictamente una generalidad. Muchas reacciones ocurren en fase gaseosa, otras en fase líquida (y en ausencia de agua) y varias en estado sólido. Algunos ejemplos son los siguientes:

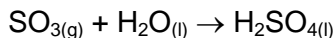
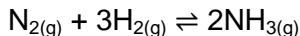
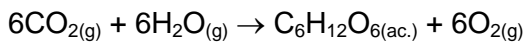


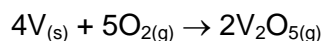
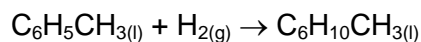
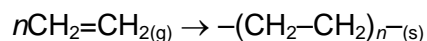
## 2.2 Clasificación de las reacciones químicas

Las reacciones químicas son numerosas y variadas y aunque resulta difícil encontrar un sistema de clasificación que las incluya a todas, existen algunas transformaciones características cuya agrupación puede conducir a la interpretación química de fenómenos relativamente complejos como la fotosíntesis, la combustión, la respiración, la fermentación, la polimerización y la oxidación reducción, entre muchos otros. Algunos tipos de reacciones que suelen ser fácilmente distinguibles son la síntesis, la descomposición, la sustitución (desplazamiento), la metátesis y la desproporción; sin embargo, en muchos procesos químicos no es posible distinguir una clase particular de reacción.

### 2.2.1 Reacciones de síntesis

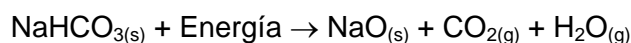
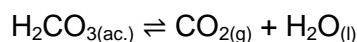
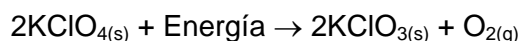
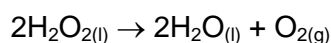
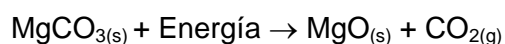
Las reacciones de síntesis suponen la obtención de un bajo número de productos con relación al número de reaccionantes de partida. La fotosíntesis, la obtención del amoníaco, la preparación del ácido sulfúrico, la polimerización del etileno, la hidrogenación del tolueno y la oxidación de los metales, son reacciones de síntesis.





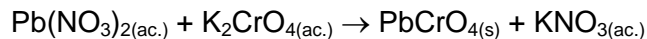
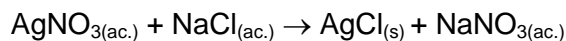
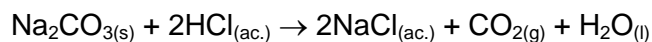
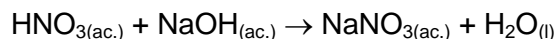
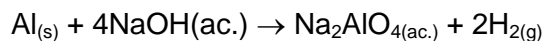
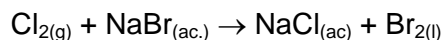
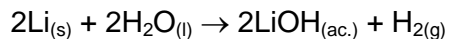
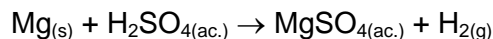
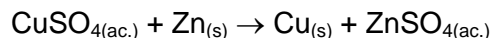
## 2.2.2 Reacciones de descomposición

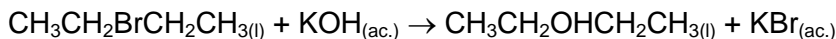
Las reacciones de descomposición son opuestas a las reacciones de síntesis. En estas, a partir de una única sustancia (reaccionante) resultan varios productos. Algunos ejemplos son los siguientes:



## 2.2.3 Reacciones de desplazamiento

Las reacciones de desplazamiento son aquellas en las cuales una especie atómica o iónica, o un grupo de átomos, se substituye por otra especie atómica, iónica o molecular. El desplazamiento puede ser simple o doble; a las reacciones de doble desplazamiento también se les llama reacciones de metátesis. A continuación se destacan algunos ejemplos de reacciones de desplazamiento.





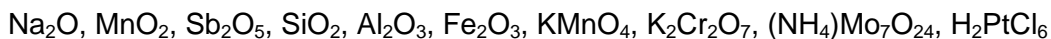
### 2.2.4 Reacciones de desproporción

En muchas reacciones de síntesis o de descomposición el número de oxidación de ciertas especies atómicas o iónicas cambia, en el sentido en que aumenta o disminuye como consecuencia de la transformación; esto también puede ocurrir en las reacciones de desplazamiento simple o doble. En este caso se habla de reacciones de oxidación-reducción. El estado ó número de oxidación de un átomo de un elemento ó de un compuesto, es una carga aparente que indica el número de electrones que se transfieren (se ganan ó se pierden) durante la formación del compuesto, de tal forma que la molécula tiene carga nula ó la carga neta se ajusta a la del respectivo ión atómico ó ión molecular. En todos los casos (átomo, molécula ó ión), el número de oxidación se designa con un superíndice que sucede al correspondiente símbolo que está contenido en una fórmula, en términos de las leyes ponderales de la química; este superíndice está constituido por un número y un signo positivo ó negativo, que indica la pérdida ó la ganancia de electrones. En algunas ocasiones y en especial para compuestos de coordinación, el número de oxidación se representa con números romanos, puestos entre paréntesis, a continuación del símbolo químico; tal es el caso de Cu(I), Cu(II), Cr(III), Cr(VI), Fe(II) ó Fe(III). Los estados de oxidación de un elemento pueden tomar valores negativos, cero, positivos e incluso fraccionarios.

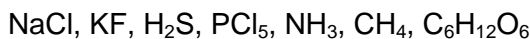
Algunas características de los estados de oxidación son las siguientes:

**a.** El número de oxidación de un elemento en su estado natural es 0, tal como ocurre con los metales, el S<sub>8</sub>, el P<sub>5</sub> (fósforo blanco), el hidrógeno (H<sub>2</sub>), el oxígeno (O<sub>2</sub>), el nitrógeno (N<sub>2</sub>), los halógenos (X<sub>2</sub>) y el carbono (C).

**b.** Los elementos metálicos y metaloides tienden a formar compuestos (óxidos) en los cuales tienen números de oxidación positivos.



**c.** Los elementos no metálicos pueden tener números de oxidación positivos y negativos; sin embargo, existen tendencia a tener un número negativo único.



**d.** El mínimo número de oxidación que se conoce es de 4- y lo tienen algunos de los elementos del grupo 14. Ejemplo, CH<sub>4</sub>.

**e.** Los elementos de los grupos 1 (alcalinos) y 2 (alcalinotérreos) poseen números de oxidación 1+ y 2+, respectivamente.

**f.** El hidrógeno tiene número de oxidación, excepto en los hidruros donde es 1-.



**g.** El número de oxidación del oxígeno es 2-, excepto en los peróxido, donde es 1- y en los superóxidos donde es 1/2-.

H<sub>2</sub>O, NaO, Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, CO<sub>2</sub>, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, NaOH, Cu(OH)<sub>2</sub>, SO<sub>3</sub>, Cl<sub>2</sub>O<sub>7</sub>

H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>, Na<sub>2</sub>O<sub>2</sub>, BaO<sub>2</sub>, Ag<sub>2</sub>O<sub>2</sub>, NiO<sub>2</sub>

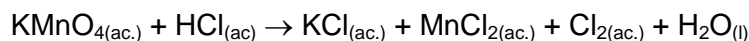
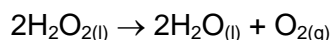
**h.** Los elementos más electronegativos de la tabla periódica siempre tienen un número de oxidación negativo.

En general, las reacciones de oxidación reducción se ajustan a un patrón de comportamiento en el cual un átomo (o ión) presente en una especie iónica o molecular, denominada agente reductor, transfiere (pierde) electrones a favor de un átomo (o ión) presente en otra especie iónica o molecular que se llama agente oxidante. Tal como se muestra en la Tabla 2.1, en una reacción de oxidación reducción existe una relación estrecha entre el estado de oxidación y la pérdida o ganancia de electrones.

**Tabla 2-1: Relación entre estado de oxidación y transferencia de electrones.**

Número de oxidación	Electrones	Fenómeno	Denominación
Aumenta	Pérdida	Oxidación	Agente reductor
Disminuye	Ganancia	Reducción	Agente oxidante

Sin embargo, existen reacciones en las cuales un elemento se oxida y se reduce simultáneamente, con lo cual, aparece en los productos haciendo parte de compuestos distintos. Tales transformaciones, que son de oxidación reducción reciben el nombre de reacciones de dismutación o de desproporción. Algunos ejemplos son los siguientes:



A pesar de esta clasificación, a las reacciones químicas suele dárseles nombres que se asocian al fenómeno macroscópico que representan; por ejemplo, se habla de reacciones de combustión, oxidación, reducción, precipitación, formación de compuestos de coordinación, eliminación, adición e hidrogenación, entre otras denominaciones.

## 2.3 El papel de los coeficientes estequiométricos

En algunos de los diferentes ejemplos de ecuaciones químicas que se han presentado hasta ahora es notable la ausencia y por supuesto la necesidad de los coeficientes estequiométricos, toda vez que es sencillo verificar que el “balance de materia” no se

cumple. Ciertamente en toda reacción balanceada es factible comprobar que el número de átomos de un mismo elemento del lado de los reactivos, es igual al que aparece del lado de los productos. Por lo general, los coeficientes estequiométricos son números enteros (mayores que 1) aunque ello no excluye la presencia de números fraccionarios, que antepuestos al símbolo o fórmula operan como multiplicadores. Un hecho interesante es que en términos macroscópicos, los coeficientes estequiométricos de una ecuación balanceada se traducen en múltiplos de la cantidad de sustancia (mol); si bien, a través de la masa molar existe una conexión unívoca con la masa de las sustancias.

La interpretación de una ecuación química balanceada con relación a los coeficientes estequiométricos ofrece distintas posibilidades: **a.** Moles de sustancias que reaccionan. **b.** Moles de reactivos que se requieren. **c.** Moles de productos que se obtienen. **d.** Rendimiento o eficiencia de la reacción. **e.** Efecto de la pureza de los reactivos. Adicionalmente con el conocimiento de la masa atómica (para los elementos) o de la masa molar (para los compuestos), es posible traducir todas estas posibilidades a masa o desde la masa a moles. Así, para todos los fines de la estequiometría, la relación:

$$n = \frac{m}{M}$$

Donde  $n$  es el número de moles,  $m$  es la masa de sustancia (en g) y  $M$  es la masa atómica o molar (en g), permite hacer los intercambios ya indicados entre masa de sustancia y cantidad de sustancia o viceversa. Inclusive estos tratamientos pueden hacerse masa a masa siempre y cuando hayan actuado los operadores estequiométricos.

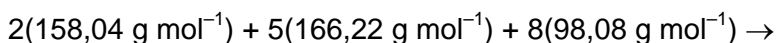
Para efectos de ilustrar la utilidad de los coeficientes estequiométricos, considérese la siguiente ecuación balanceada:



Ahora, bajo la consideración de que la reacción tiene una eficiencia del 100%, es posible plantear que 2 moles de  $\text{KMnO}_4$  reaccionan con 5 moles de  $\text{K}_2\text{C}_2\text{O}_4$  ó con 8 moles de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ; de igual manera, 5 moles de  $\text{K}_2\text{C}_2\text{O}_4$  reaccionan con 8 moles de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ó con 2 moles de  $\text{KMnO}_4$ ; y así, que 8 moles de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  reaccionan con 2 moles de  $\text{KMnO}_4$  ó con 5 moles de  $\text{K}_2\text{C}_2\text{O}_4$ .

Adicionalmente se puede decir que según la ecuación, la reacción completa de 2 moles de  $\text{KMnO}_4$  produce 2 moles de  $\text{MnSO}_4$ , 6 moles de  $\text{K}_2\text{SO}_4$ , 10 moles de  $\text{CO}_2$  y 8 moles de agua. En este mismo sentido, la reacción completa de 5 moles de  $\text{K}_2\text{C}_2\text{O}_4$  genera 2 moles de  $\text{MnSO}_4$ , 6 moles de  $\text{K}_2\text{SO}_4$ , 10 moles de  $\text{CO}_2$  y 8 moles de agua; pero además, también se puede afirmar que a partir de 8 moles de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  se obtienen 2 moles de  $\text{MnSO}_4$ , 6 moles de  $\text{K}_2\text{SO}_4$ , 10 moles de  $\text{CO}_2$  y 8 moles de agua.

Es claro que todas estas relaciones son mol a mol, pero si en cada caso se incluyen las respectivas masas molares, las relaciones se pueden establecer mol a masa o masa a mol. Al establecer la masa molar (o la masa atómica) de cada una de las sustancias, se obtiene la siguiente presentación:



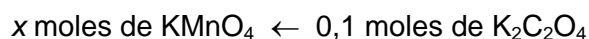
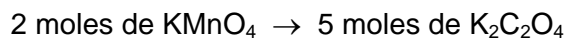
$$2(151,00 \text{ g mol}^{-1}) + 6(174,27 \text{ g mol}^{-1}) + 10(44,01 \text{ g mol}^{-1}) + 8(18,02 \text{ g mol}^{-1})$$

En este orden de ideas, es posible estimar (calcular) la cantidad o la masa de un reaccionante, que se requiere para reaccionar completamente o que se produce, a partir de ó una cantidad o masa determinada (exigida o entregada) de otra sustancia en la ecuación química. La estrategia consiste en plantear reglas de tres (directas o inversas, según corresponda), para resolver el problema de estequiometría.

Ejemplo 1. Con base en la ecuación debidamente balanceada, ¿cuántas moles de  $\text{KMnO}_4$  se requieren para que haya reacción completa con 0,1 moles de  $\text{K}_2\text{C}_2\text{O}_4$ ?

De acuerdo con la estequiometría,

2 moles de  $\text{KMnO}_4$  reaccionan con 5 moles de  $\text{K}_2\text{C}_2\text{O}_4$ . Con esto, se puede plantear la siguiente regla de tres:



$$x = \left( \frac{2 \text{ mol } \text{KMnO}_4}{5 \text{ mol } \text{K}_2\text{C}_2\text{O}_4} \right) 0,1 \text{ mol } \text{K}_2\text{C}_2\text{O}_4$$

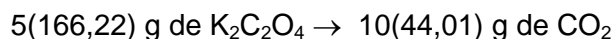
$$x = 0,04 \text{ moles de } \text{KMnO}_4.$$

El factor entre paréntesis, que sugiere una relación expresa entre la sustancia dada y la sustancia requerida (o sustancia de partida y sustancia de llegada), se denomina factor de conversión molar.

Ejemplo 2. Con base en la ecuación debidamente balanceada, ¿cuánta masa (en g) de  $\text{CO}_2$  se obtiene por reacción completa de 1,250 g de  $\text{K}_2\text{C}_2\text{O}_4$ ?

Al tener en cuenta la estequiometría y las masas molares:

5(166,22 g mol<sup>-1</sup>) moles de  $\text{K}_2\text{C}_2\text{O}_4$  producen 10(44,01 g mol<sup>-1</sup>) moles de  $\text{CO}_2$ . Con esto, se puede plantear la siguiente regla de tres:



$$x = 1,250 \text{ g } \text{K}_2\text{C}_2\text{O}_4 \left( \frac{10(44,01) \text{ g } \text{CO}_2}{5(166,22) \text{ g } \text{K}_2\text{C}_2\text{O}_4} \right)$$

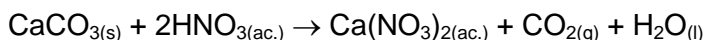
$$x = 0,6619 \text{ g de } \text{CO}_2.$$

Nuevamente, existe un factor (entre paréntesis), que sugiere una relación expresa entre la sustancia dada y la sustancia requerida (o sustancia de partida y sustancia de llegada), que se denomina factor de conversión gravimétrico o factor gravimétrico.

## 2.4 Efecto de la pureza de los reactantes

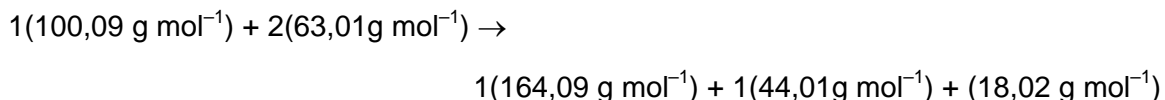
Una de las características nominales de las ecuaciones químicas es que se supone que los reactantes se ponen en el medio de reacción (reactor) en forma pura; esto es, con una pureza del 100% cada una. En la práctica esto no es así; más aún, la purificación de sustancias (elementales o compuestas) implica enormes esfuerzos técnicos y con ello no se alcanza la máxima pureza. Luego, en las reacciones todas las sustancias intervienen con una pureza menor al 100% y esto afecta la expectativa frente a la cantidad (moles o masa) de productos que es factible obtener aún bajo consideraciones de reacción completa.

Supóngase entonces la siguiente ecuación química balanceada:



La pregunta es: ¿Cuánta masa de  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  se obtiene por tratamiento de 5,000 g de muestra de una piedra caliza que contiene el 62,5% de  $\text{CaCO}_3$  con exceso de  $\text{HNO}_3$ ? Suponga que los demás componentes de la caliza son inertes.

Un primer paso es determinar las masas molares, de tal forma que:



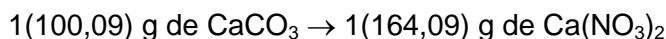
En segundo lugar, se determina la cantidad de  $\text{CaCO}_3$  puro que existe en la muestra de caliza:

$$5,000 \text{ g (de caliza)} \rightarrow 100\%$$

$$x \text{ g de CaCO}_3 \leftarrow 62,5\%$$

$$x = 5,000 \text{ g (de caliza)} \frac{100}{62,5} = 3,125 \text{ g CaCO}_3$$

Ahora, a partir de la estequiometría y de las masas molares se sigue que,



$$x = 3,125 \text{ g CaCO}_3 \left( \frac{1(164,09 \text{ g de Ca}(\text{NO}_3)_2)}{1(100,09) \text{ g de CaCO}_3} \right)$$

$$x = 5,123 \text{ g de Ca}(\text{NO}_3)_2.$$

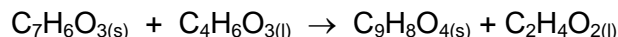
## 2.5 Rendimiento de la reacción

Además de la pureza de los reactantes, existen distintos factores que hace que una reacción no ocurra en forma completa, aún bajo un ajuste muy preciso de las cantidades estequiométricas. Algunos de estos factores son la presión, la temperatura, el estado de agregación de las sustancias, el volumen del reactor, la existencia de equilibrios y la velocidad de reacción; por lo tanto, en un tiempo finito y relativamente corto, la reacción no tendrá una eficiencia del 100%. Se define entonces el rendimiento ( $Y$ ) o eficiencia ( $E$ ) de la siguiente forma:

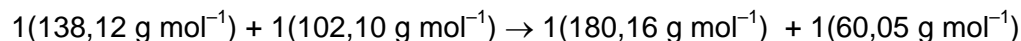
$$Y = E = \left( \frac{m_{PO}}{m_{PE}} \right) 100$$

en donde  $m_{PO}$  es la masa del producto obtenido y  $m_{PE}$  es la masa del producto esperado (CHANG, 2003).

Ejemplo. En una preparación de ácido acetilsalicílico (Aspirina®) se parte de 25,00 g de ácido salicílico y 30,00 g de anhídrido acético. Si se obtienen 24,30 g del producto, ¿cuál es el rendimiento de la reacción?. La ecuación balanceada es la siguiente:



Al determinar las masas molares se obtiene que:



La cantidad de sustancia (de partida) de los reaccionantes es:

$$n(\text{ácido salicílico}) = \frac{25,00 \text{ g ácido salicílico}}{138,12 \text{ g mol}^{-1}} = 0,1810$$

$$n(\text{anhídrido acético}) = \frac{30,00 \text{ g anhídrido acético}}{102,10 \text{ g mol}^{-1}} = 0,2938$$

Es evidente que el ácido salicílico es el reactante límite; esto es, la sustancia que determina la cantidad máxima de aspirina que se forma. Por ello, a partir de esta sustancia se realizan todos los cálculos estequiométricos. La relación reactante productos (según la estequiometría) es 1:1; luego, es claro que se obtienen 0,1810 moles de ácido acetilsalicílico.

La masa obtenida de ácido acetilsalicílico es,

$$\text{masa} = 0,1810 \text{ mol} \left( \frac{180,16 \text{ g}}{1 \text{ mol}} \right) = 32,61 \text{ g}$$

Esta es la cantidad de ácido acetilsalicílico que se obtendría si el rendimiento fuese del 100% (rendimiento esperado). Experimentalmente se obtuvieron 24,30 g de ácido acetilsalicílico; entonces el rendimiento es:

$$Y = \left( \frac{24,30 \text{ g}}{32,61 \text{ g}} \right) 100 = 74,52\%$$

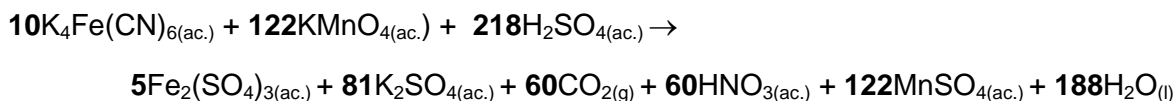
## 2.6 Reactante límite y reactante en exceso

Frente a cualquier reacción, debido a que la cantidad de sustancia (moles) no puede medirse con exactitud, toda vez que las estimaciones se hacen en cantidad de masa cuya precisión depende del tipo de balanza (si se trata de sustancias sólidas) o del volumen (si se trata de líquidos, disoluciones líquidas o gases), siempre existirá (por razones operativas) un reactante límite y otro u otros en exceso. En algunas ocasiones para asegurar la máxima transformación de un reactante (de interés o relativamente valioso) se utilizan excesos de los demás; sin embargo, un hecho bien importante es que el reactante límite; es decir, el que se encuentra en la menor relación molar con respecto a la estequiometría de reacción, determina la máxima cantidad obtenible de productos.

Con base en estas observaciones, es evidente que al poner ciertas cantidades de reactantes en un reactor, la estrategia para establecer el reactante límite es verificar que la ecuación este balanceada, determinar las masas atómicas o molares de las sustancias que intervienen y calcular el número de moles presentes de cada una. La comparación directa con los coeficientes estequiométricos permite identificar el reactante límite. Por costumbre, al reactante límite se le reconoce como “reactivo límite”.

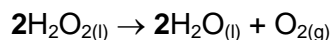
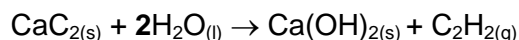
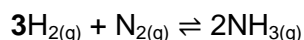
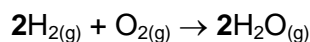
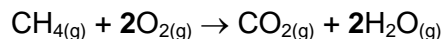
## 2.7 Balanceo de ecuaciones

El ajuste de los coeficientes estequiométricos a los componentes (elementales o compuestos) de una ecuación química es una operación inherente al trabajo con la estequiometría; esto significa que además de la escritura de una ecuación, que debe corresponder en forma precisa con la composición química del sistema, también balancearse en términos de las cantidades de sustancia (moles). Existen varios métodos para determinar los coeficientes estequiométricos de una ecuación, en el sentido de poder declarar que está balanceada; unos más prácticos que otros. Aún así, existen ecuaciones en las cuales la búsqueda de los coeficientes estequiométricos puede representar un verdadero reto, por ejemplo:



### 2.7.1 Método de inspección

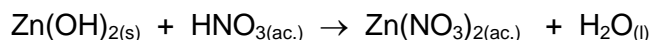
El método de observación, inspección, de tanteo o de “ensayo y error” se aplica a ecuaciones sencillas en las cuales no se verifica transferencia electrones o en aquellas ecuaciones en las cuales los cambios en los números de oxidación se conjuga con un bajo número de sustancias. Algunos ejemplos son los siguientes:



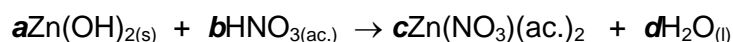
### 2.7.2 Método algebraico

En el método algebraico para balancear ecuaciones químicas, los coeficientes estequiométricos de cada sustancia se asimilan a incógnitas de tal forma que el ejercicio consiste en representar todos los factores en función de unas pocas variables para luego, resolver el sistema de ecuaciones.

Ejemplo. Balancee la siguiente ecuación por el método algebraico.



Para tal efecto, a cada una de las sustancias se le antepone una incógnita:



Se identifican los elementos participantes y para cada uno de ellos, se plantean igualdades.

Ecuación 1, para el cinc:  $a = c$

Ecuación 2, para el oxígeno:  $2a + 3b = 6c + d$

Ecuación 3, para el hidrógeno:  $2a + b = 2d$

Ecuación 4, para el nitrógeno:  $b = 2c$

Para resolver el sistema, de una manera arbitraria, se puede plantear que  $a = 1$ . Con ello se sigue que  $c = 1$  (ecuación 1),  $b = 2$  (ecuación 4) y  $d = 2$  (ecuación 3); así las cosas, es factible verificar la igualdad de la ecuación 2:

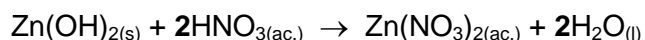
$$2a + 3b = 6c + d$$

$$2(1) + 3(2) = 6(1) + 2$$

$$2 + 6 = 6 + 2$$

$$8 = 8$$

Finalmente, la ecuación balanceada queda en la forma,



### 2.7.3 Método del número de oxidación

El método del número de oxidación para balancear ecuaciones químicas parte del hecho de que con base en las características de los estados de oxidación, para todo átomo individual o que esté presente en una especie iónica o molecular, siempre será factible asignar un número de oxidación; de esta forma, haciendo multiplicaciones (del número de oxidación por el subíndice) y realizando sumas algebraicas, se obtiene una carga neta que es cero (para moléculas neutras) ó que es igual carga del ión.

En algunos casos, como ocurre con los compuestos derivados del carbono, con un solo átomo de carbono, la asignación de número de oxidación a los átomos de carbono se hace teniendo en cuenta las siguientes directrices: **1.** Cuando el carbono se une a hidrógeno (ó a un átomo menos electronegativo), toma número de oxidación 1-. **2.** Cuando el carbono se une a N ó X (ó a un átomo más electronegativo), toma números de oxidación positivos. **3.** La unión carbono-carbono causa número de oxidación 0. **4.** En el metano el número de oxidación del carbono es 4-. **5.** En el metanol, el estado de oxidación del carbono es 2-. Adicionalmente, es necesario distinguir la presencia de uno o más átomos de carbono. En la Tabla 2-2 se muestran los números de oxidación que pueden tomar algunos compuestos de carbono.

Tabla 2-2: Números de oxidación del carbono en compuestos de un solo carbono.

Compuesto	Fórmula química		Número de oxidación
Metano	CH <sub>4</sub>	CH <sub>4</sub>	4-
Metanol	CH <sub>3</sub> OH	CH <sub>4</sub> O	2-
Metanal	HCHO	CH <sub>2</sub> O	0
Ácido metanoico	HCOOH	CH <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	2+
Ácido carbónico	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	4+
Dióxido de carbono	CO <sub>2</sub>	CO <sub>2</sub>	4+
Cloruro de metilo	CH <sub>3</sub> Cl	CH <sub>3</sub> Cl	2-
Diclorometano	CH <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub>	CH <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub>	0
Cloroformo	CHCl <sub>3</sub>	CHCl <sub>3</sub>	2+
Tetracloruro de carbono	CCl <sub>4</sub>	CCl <sub>4</sub>	4+
Cianuro de hidrógeno	HCN	HCN	2+

Para los compuestos de carbono que poseen más de un átomo de carbono, con frecuencia es conveniente evaluar las fórmulas estructurales de las moléculas y examinar cada grupo de átomos alrededor de cada carbono en función de las diferencias de electronegatividades; sin embargo, este es un procedimiento que en algunas situaciones no funciona bien, por lo que es necesario recurrir a una fórmula química condensada.

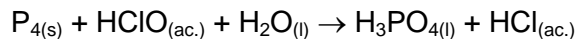
En los compuestos del nitrógeno simples, también se observan variaciones marcadas en el número de oxidación, tal como se muestra en la Tabla 2-3.

**Tabla 2-3: Números de oxidación del nitrógeno en compuesto nitrogenados.**

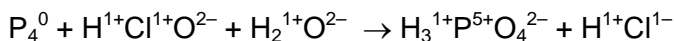
Compuesto	Nombre	Número de oxidación
HNO <sub>3</sub>	Ácido nítrico	5+
NO <sub>2</sub>	Dióxido de nitrógeno	4+
HNO <sub>2</sub>	Ácido nitroso	3+
NO	Óxido nítrico	2+
N <sub>2</sub> O	Óxido nitroso	1+
N <sub>2</sub>	Nitrógeno	0
NH <sub>2</sub> OH	Hidroxilamina	1-
N <sub>2</sub> H <sub>4</sub>	Hidracina	2-
NH <sub>3</sub>	Amoniaco	3-
HCN	Cianuro de hidrógeno	3-
N <sub>3</sub> H	Azida	1/3-
N <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Trióxido de dinitrógeno	3+
N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	Pentóxido de dinitrógeno	5+

Una de las utilidades de los números de oxidación reside en la aplicación para el balanceo de ecuaciones químicas. En este sentido existen dos procedimientos para obtener cantidades numéricas que facilitan la selección de los coeficientes estequiométricos de una ecuación: **1.** El método del número de oxidación. **2.** El método del ión electrón. El método del número de oxidación supone el siguiente procedimiento: **a.** Escritura completa de la ecuación. **b.** Asignación de números de oxidación. **c.** Identificación de las especies que pierden (oxidación) y que ganan (reducción) electrones. **d.** Efectuar un balance de los electrones transferidos y de los electrones captados. **e.** Intercambio y anteposición (ante el correspondiente símbolo ó formula) de los índices que corresponden a los electrones perdidos y ganados. **f.** Ajuste de todos los coeficientes estequiométricos por "ensayo y error" (inspección). **g.** Se busca que los coeficientes estequiométricos sean los números más pequeños posibles.

Ejemplo: Balancee la siguiente ecuación por el **método del número de oxidación**:



1. Se asignan los números de oxidación a cada uno de los elementos.



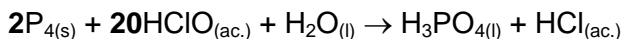
2. Se determinan los átomos que cambian de número de oxidación. En este caso, son el fósforo y el cloro.

3. Se establece el número total de electrones perdidos y ganados por el agente reductor y el agente oxidante, respectivamente.

$P_4^0 \rightarrow H_3^{1+}P^{5+}O_4^{2-} + 5e^-$  (por cada átomo de fósforo). Pero son 4 átomos de fósforo, entonces:

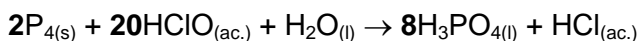


4. En la ecuación original, a las especies  $P_4$  y  $HClO$  se les antepone los números **1** y **10**, respectivamente, como factores:

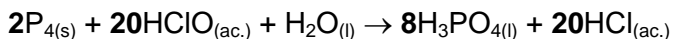


5. El ajuste de la ecuación se continúa por inspección (ensayo y error).

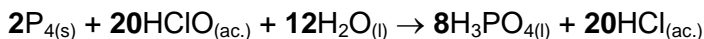
Se balancea el fósforo:



Se iguala el cloro:

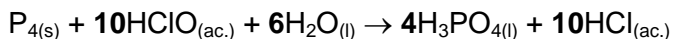


Se ajusta el hidrógeno:



Queda balanceado el oxígeno.

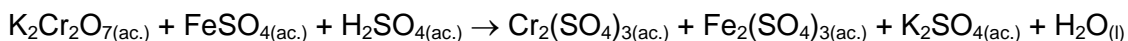
Se simplifican los coeficientes:



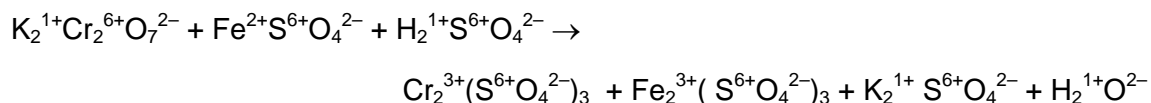
Toda reacción de oxidación-reducción es susceptible de separar en dos componentes, llamadas hemirreacciones: Una semirreacción de oxidación y una semirreacción de reducción. Sin embargo, tal separación requiere cierta práctica y una observación cuidadosa de los reaccionantes y de los productos.

El siguiente ejercicio pretende ilustrar la situación.

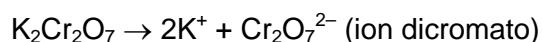
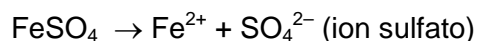
Ejemplo. Escriba las semirreacciones de oxidación y de reducción de acuerdo con la ecuación,



1. Se asignan los números de oxidación:

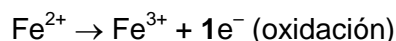


2. Se identifican la sustancia que pierde electrones (agente reductor) y la sustancia que gana electrones (agente oxidante). Estas sustancias son  $\text{FeSO}_4$  y  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , respectivamente. Tales sustancias son solubles en agua y al solubilizarse se ionizan; es decir, forman iones; así:

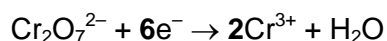


Es así que en disolución acuosa pueden existir numerosos iones (aniones) característicos tales como nitrato ( $\text{NO}_3^-$ ), nitrito ( $\text{NO}_2^-$ ), perclorato ( $\text{ClO}_4^-$ ), permanganato ( $\text{MnO}_4^{1-}$ ) haluro ( $\text{X}^-$ , v. gr. cloruro,  $\text{Cl}^-$ ), acetato ( $\text{CH}_3\text{COO}^-$ ), sulfuro ( $\text{S}^{2-}$ ), sulfato ( $\text{SO}_4^{2-}$ ), sulfito ( $\text{SO}_3^{2-}$ ), cromato ( $\text{CrO}_4^{2-}$ ), fosfato ( $\text{PO}_4^{3-}$ ). De hecho, en estos grupos los números de oxidación no cambian.

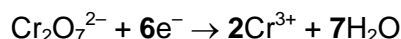
3. La semirreacción de oxidación es la ecuación contiene la especie (atómica o iónica) que pierde electrones (agente reductor):



4. La semirreacción de oxidación es la ecuación que contiene la especie que gana electrones (agente oxidante):



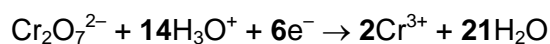
El ión dicromato pierde 3 electrones por cada cromo y de ahí el número 6. El agua aparece para balancear el oxígeno:



Sin embargo, el agua introduce hidrógeno; por ello, para ajustar el hidrógeno, se utiliza el ión hidronio que es suministrado por la disociación del  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .



En la práctica el ion hidronio existe en la forma de  $\text{H}_3\text{O}^+$  (unido a una molécula de agua) por lo que la semirreacción de reducción puede escribirse de siguiente la forma:



No es una tarea simple separar las semirreacciones de una reacción de oxidación reducción; por ello, con la idea de que estas hemirreacciones son características en diversas transformaciones, se plantean como “un comportamiento fijo” (en efecto, existen

tablas en las cuales se describen esos procesos). El balanceo individual de las correspondientes semirreacciones de oxidación y de reducción produce, al sumarlas, la ecuación de oxidación reducción completa

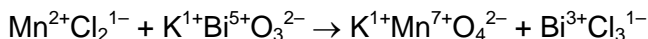
### 2.7.4 Método del ión electrón.

El denominado método del ión electrón para balancear semirreacciones consiste en ajustar los componentes de una hemirreacción (de oxidación o de reducción), incluyendo los electrones transferidos, para luego sumarlas de tal forma que los electrones, tanto en los reaccionantes como en los productos, resultan iguales; luego, se cancelan y los factores numéricos que emergen son en la práctica, los coeficientes estequiométricos de la ecuación global. La semirreacción se puede balancear, según las condiciones de operación, con la ayuda de iones hidronio ( $\text{H}^+$  o  $\text{H}_3\text{O}^+$ ) y  $\text{H}_2\text{O}$ , llamado medio ácido o con la intervención de iones hidroxilo ( $\text{OH}^-$ ) y  $\text{H}_2\text{O}$ , llamado medio básico (o alcalino).

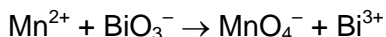
El método supone los siguientes pasos: **a.** Escritura completa de la ecuación. **b.** Asignación de números de oxidación. **c.** Identificación de las especies que pierden (oxidación) y que ganan (reducción) electrones. **d.** Separación de las semirreacciones de oxidación y de reducción. **e.** Balanceo de átomos en cada semirreacción. En medio ácido (presencia de  $\text{H}_3\text{O}^+$ ) la deficiencia de oxígeno se ajusta con  $\text{H}_2\text{O}$  y la deficiencia de  $\text{H}_3\text{O}^+$  se balancea adicionando  $\text{H}_3\text{O}^+$ ; en medio alcalino ( $\text{OH}^-$ ), la deficiencia de oxígeno se ajusta con iones  $\text{OH}^-$  y  $\text{H}_2\text{O}$  mientras que, la deficiencia de hidrógeno se ajusta con  $\text{H}_2\text{O}$  y  $\text{OH}^-$  (al lado opuesto). **e.** Balanceo de los electrones en cada semirreacción de tal forma que el número de electrones ganados sea igual al número de electrones perdidos. **f.** Suma de las semirreacciones y supresión de los factores comunes. **g.** Se busca que los coeficientes estequiométricos sean los números más pequeños posibles

Ejemplo: Con base en lo expuesto, se pide separar, completar y balancear la siguiente ecuación que ocurren en medio ácido:  $\text{MnCl}_{2(\text{ac.})} + \text{KBiO}_{3(\text{ac.})} \rightarrow \text{KMnO}_{4(\text{ac.})} + \text{BiCl}_{3(\text{ac.})}$

Al asignar los números de oxidación, se obtiene:



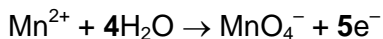
La sustancia que contiene el  $\text{Mn}^{2+}$  se oxida (es el agente reductor) y la sustancia que contiene el  $\text{Bi}^{5+}$  se reduce (es el agente oxidante). Los demás átomos no cambian de estado de oxidación. Teniendo en cuenta la solubilidad de las sustancias y la capacidad de disociarse cuando se solubilizan, la ecuación (a) se puede poner en la siguiente forma:



La semirreacción de oxidación es,



El ajuste del oxígeno (con agua) produce:



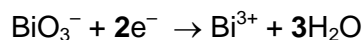
Al igualar los átomos de hidrógeno (con ion hidronio), se obtiene la semirreacción balanceada:



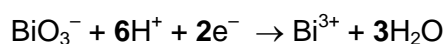
La semirreacción de reducción es,



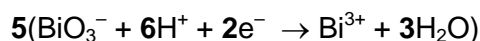
Al ajustar el oxígeno (con agua), se obtiene:



Al verificar los átomos de hidrógeno (con ion hidronio), se da la semirreacción balanceada:



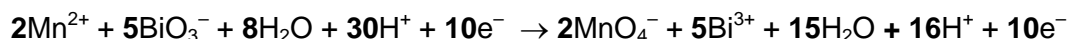
Ahora, se suman las semirreacciones de tal forma que el número de electrones sea igual en cada una; para ello, se multiplica la semirreacción de oxidación por **2** y la semirreacción de reducción por **5**:



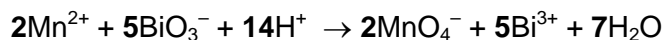
Esto es,



Luego la suma produce:



El número de electrones, la cantidad de agua y los iones hidronio se pueden simplificar; entonces queda la ecuación balanceada:

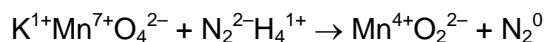


La reorganización, presencia de un ácido (como HCl) conduce a:



Ejemplo. Con base en lo expuesto, se pide separar, completar y balancear la siguiente ecuación, que ocurren en medio alcalino:  $\text{KMnO}_{4(\text{ac.})} + \text{N}_2\text{H}_{4(\text{ac.})} \rightarrow \text{MnO}_{2(\text{s})} + \text{N}_{2(\text{g})}$

Al asignar los números de oxidación, se obtiene:



Se sigue que la sustancia reductora es la hidracina ( $\text{N}_2\text{H}_4$ ) ya que el nitrógeno aumenta de número de oxidación; luego, el agente oxidante es el  $\text{KMnO}_4$  ya que el Mn cambia el

estado de oxidación de 7+ a 4+. Entonces, teniendo en cuenta la disociación de los compuestos al disolverse en agua, se sigue que la semirreacción de oxidación es:



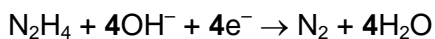
El ajuste del oxígeno se hace con  $\text{H}_2\text{O}$  e iones hidroxilo ( $\text{OH}^-$ ). La estrategia es la siguiente: Se ponen iones  $\text{OH}^-$  en el lado deficitario en oxígeno; además y se coloca  $\text{H}_2\text{O}$  del lado opuesto, hasta balancear tanto el oxígeno como el hidrógeno. Entonces, se sigue que:



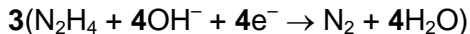
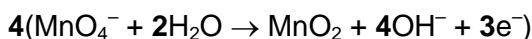
La hidracina se disuelve en agua, pero no se disocia. La transferencia neta de electrones es de 4 (dos por cada átomo de nitrógeno); luego,



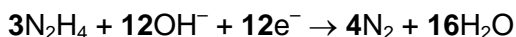
El ajuste del hidrógeno también se hace con agua e iones hidroxilo ( $\text{OH}^-$ ). En el lado deficiente de hidrógeno se pone  $\text{H}_2\text{O}$  y del lado opuesto, se coloca  $\text{OH}^-$  hasta igualar tanto el hidrógeno como el oxígeno. Así,



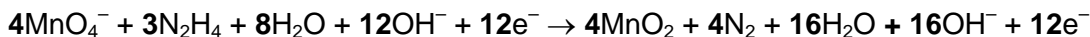
Ahora, se igualan los electrones:



El resultado es:



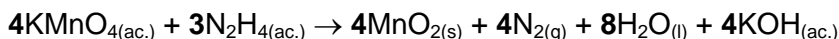
Al sumar las semirreacciones, se obtiene:



Al simplificar los electrones, el agua y los hidroxilos, se obtienen los coeficientes estequiométricos de la ecuación global balanceada.



En forma completa,



## 2.8 Reacciones en disolución

### 2.8.1 Disoluciones

Cuando un sistema está conformado por dos ó más sustancias puras, elementales o compuestas, se dice que se trata de una mezcla. Tales sustancias pueden encontrarse en fase sólida, líquida ó gaseosa y pueden existir tantas como sea posible; sin embargo, es conveniente admitir que la mezcla solo tiene dos componentes (*v. gr.* A y B, en cualquier fase). En esencia, si la mezcla de las sustancias A y B produce un medio homogéneo; esto es, una fase en cuya extensión el potencial químico es uniforme, entonces se obtiene una disolución. Existen disoluciones sólidas, líquidas y gaseosas; algunos ejemplos son, el metal monel (Ni–Cu en proporción 2:1), la gasolina y el aire, respectivamente. En una disolución, al componente que se encuentra en mayor proporción se le denomina disolvente mientras que al componente que está en menor cantidad se le llama soluto; sin embargo, la distinción entre soluto y disolvente es arbitraria, sin que exista algo fundamental que los distinga. Tal como se muestra en la Tabla 2-4, tanto el soluto como el disolvente pueden encontrarse en distintas fases, pero el proceso de disolución conduce a la formación de una sola fase.

Se denomina solubilidad a la cantidad máxima de soluto que es capaz de disolverse en cierta cantidad de disolvente, bajo determinadas condiciones de presión y de temperatura. En estricta razón, la solubilidad representa un estado de equilibrio entre el soluto y la sustancia no disuelta; en la práctica puede ocurrir que, con respecto a otra, una sustancia se disuelva muy poco, poco, considerablemente ó mucho; entonces, se habla de sustancias poco solubles, mediamente solubles o muy solubles.

Tabla 2-4: Clases de disoluciones (T = 25 °C, P = 101,3 kPa).

Fases			Ejemplo
Soluto	Disolvente	Disolución	
Gas	Gas	Gas	Aire
Líquido	Gas	Líquida	Cerveza
Gas	Líquido	Líquida	HCl
Líquido	Líquido	Líquida	Ron
Sólido	Líquido	Líquida	Salmuera
Gas	Sólido	Sólida	H <sub>2</sub> –Pt
Líquido	Sólido	Sólida	Amalgama Hg–Au
Sólido	Sólido	Sólida	Monel (Ni–Cu)

En una disolución, la concentración es una manifestación explícita de la relación que se establece entre el soluto y el disolvente (o la misma disolución). La concentración es un

parámetro que en forma cuantitativa puede expresarse en unidades físicas o en unidades químicas; adicionalmente, la concentración puede referirse a expresiones cualitativas como diluida, concentrada, saturada y sobresaturada.

Sin duda alguna las disoluciones más comunes son líquidas a condiciones estándar de presión y temperatura. En este sentido, el volumen de la disolución adquiere una connotación muy importante; mientras tanto, las disoluciones de mayor interés son aquellas donde el disolvente es agua; esto es, las disoluciones acuosas. A condiciones estándar termodinámicas (298,15 K y 1,0 bar) la densidad del agua es de  $0,997 \text{ g cm}^{-3}$ ; sin embargo, para muchos efectos prácticos, la densidad del agua líquida se puede tomar como  $1,000 \text{ g cm}^{-3}$ , que es la densidad observada a  $4,0 \text{ }^\circ\text{C}$  y  $101,325 \text{ kPa}$ ; esto significa que 1,000 litro de agua, que tiene 1000 mL, posee una masa de 1,000 kg de agua (disolvente).

Desde el punto de vista cualitativo una disolución puede estar concentrada ó diluida. En términos cuantitativos, la concentración es un parámetro que indica la cantidad ó la proporción de soluto que está contenida en determinada cantidad de disolvente ó de disolución. La concentración de una disolución puede darse en unidades químicas o en unidades físicas y debido a que una ecuación química balanceada representa interacciones de cantidad de sustancia (moles), son las unidades químicas las que más se utilizan para evaluar el comportamiento de las reacciones en disolución.

Las unidades químicas de concentración son la molalidad ( $m$ ), la molaridad ( $M$ ), la normalidad ( $N$ ) y la fracción molar ( $x$ ), las cuales están definidas por las siguientes relaciones:

$$m = \frac{\text{Moles de soluto}}{1 \text{ kg de disolvente}}$$

$$M = \frac{\text{Moles de soluto}}{1000 \text{ mL de disolución}}$$

$$N = \frac{\text{Número de equivalentes - gramo}}{1000 \text{ mL de disolución}}$$

$$x = \frac{\text{Moles de soluto}}{\text{Moles de soluto} + \text{moles de disolvente}}$$

De estas unidades, tal parece que la normalidad llama mucho la atención debido a que involucra un término que a simple vista no está asociado con la cantidad de sustancia. Sin embargo, es necesario saber que la masa del equivalente-gramo de determinada sustancia se determina teniendo en cuenta si se trata de un ácido, de una base, de una sal que no se oxida ni se reduce, ó de una especie que interviene en una reacción de oxidación reducción. En general, la masa del equivalente-gramo se calcula usando la siguiente ecuación:

$$\text{Masa equiv. - g} = \frac{\text{Masa molar (g)}}{E}$$

Donde  $E$  representa un factor que es igual al número de iones hidronio ( $\text{H}^+$ ) ó hidroxilo ( $\text{OH}^-$ ) reemplazables, presentes en un ácido ó en una base respectivamente. Así por ejemplo, en los ácidos  $\text{HCN}$ ,  $\text{HF}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{HClO}_4$ ,  $\text{HI}$  y  $\text{R-COOH}$ ,  $E$  toma el valor de 1. En  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$  y  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $E$  toma el valor de 2 ó 3. En una base tipo  $\text{KOH}$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{NH}_4\text{OH}$  y  $\text{NH}_2\text{OH}$ ,  $E$  vale 1 mientras que en  $\text{Ca(OH)}_2$  ó  $\text{Al(OH)}_3$ ,  $E$  vale 2 ó 3.

En las sales que *no* intervienen en procesos de oxidación reducción,  $E$  es igual a la carga total que soporta la especie catiónica. Así, para  $\text{NaCl}$ ,  $\text{KNO}_3$  y  $\text{LiF}$ ,  $E$  vale 1; para  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,

$\text{MgCl}_2$ ,  $\text{CuSO}_4$  y  $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ ,  $E$  vale 2. Conviene anotar que en algunos casos  $E$  puede tomar valores altos, como en  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  que es 6.

Cuando se trata de calcular la masa equivalente–gramo de sustancias que intervienen en procesos de oxidación–reducción, es necesario conocer la reacción ya que el valor de  $E$  para la sustancia que se oxida (agente reductor) es igual al número de electrones perdidos, mientras que para la sustancia que se reduce (agente oxidante) es igual al número de electrones ganados. Algunos casos son muy comunes y se puede anticipar de antemano el valor de  $E$  puesto que las sustancias presentan siempre el mismo tipo de reacción; tal es el caso de  $\text{KMnO}_4$  ( $E = 5$ ),  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  ( $E = 6$ ),  $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$  ( $E = 2$ ) y  $\text{Fe}^{2+}$  ( $E = 1$ ).

### 2.8.2 Estequiometría con disoluciones

Una vez definidas las unidades químicas de molaridad ( $M$ ) y normalidad ( $N$ ), es posible vincularlas con la estequiometría de una ecuación química si se conoce el volumen de las disoluciones, con frecuencia llamado alícuota, de las sustancias disueltas que intervienen en la reacción. Conocido el volumen de la alícuota, el número de moles o de equivalentes se determina con la ayuda de las siguientes relaciones:

$$VM = \text{moles}$$

$$VN = \text{equiv.} - g$$

En muchos casos, el volumen de la alícuota se da en  $\text{cm}^3$  o en mL; entonces, el producto  $VM$  dará milimoles ( $m\text{moles}$ ) y el producto  $VN$  dará miliequivalentes ( $me\text{quiv.} - g$ ). Hecha esta operación, los cálculos continúan (a través de reglas de tres, directa o inversa) tal como ya se ha indicado.

### 3. MARCO DE REFERENCIA DIDÁCTICO

Permanentemente los docentes deben preguntarse por qué año tras año se observa de **manera natural** que los estudiantes olvidan fácilmente la gran mayoría de los conceptos trabajados aunque estos constituyen la base para poder introducir nuevas temáticas. Una de las razones más fuertes del olvido de los contenidos se debe simplemente porque no se ha logrado el aprendizaje significativo de los mismos, y por lo tanto no se logró entrelazar los conocimientos que ya se tenían elaborados con aquellos que son nuevos. El aprendizaje en ciencias tiene sentido cuando logra perdurar en el tiempo y puede ser aplicado en la explicación de fenómenos naturales cotidianos.

De aquí que los docentes deben ser creativos en la manera como muestran el conocimiento e implementan en el aula estrategias diferentes que motiven a los estudiantes a la aprehensión de las diversas temáticas.

Existen así muchas maneras de abordar el conocimiento, siendo una de ellas la construcción de unidades didácticas en donde se determina con gran claridad el qué y el cómo se va a relacionar lo cognitivo con lo experimental para hacer un proceso de aprendizaje verdaderamente significativo.

Es esta estrategia la que se propone en el presente trabajo para retomar el concepto de cambio químico y lograr así el aprendizaje significativo del mismo. Para ello se debe iniciar con el diseño de una herramienta de trabajo en donde se pueda determinar los conceptos previos o el conocimiento con que los estudiantes llegan al aula validando la pertinencia o veracidad del mismo, esto permitirá identificar las fortalezas y debilidades en los conocimientos que el estudiante debe manejar para introducirlo en las nuevas temáticas.

Posteriormente se diseñan actividades concretas que recreen de alguna manera trabajos realizados en la antigüedad y que permiten entender los procesos observados a la luz de la ciencia, originando a partir de ellos un nuevo conocimiento que puede ser utilizado en la explicación de otros fenómenos.

Por último se proponen algunas situaciones en donde el estudiante pone a prueba la solidez de los conocimientos adquiridos y su habilidad para aplicarlos en el análisis de situaciones en diferentes contextos.

Ahora bien si se pregunta lo que significa el aprendizaje significativo y la importancia que tiene éste en el modelo del constructivismo y aún más en el empoderamiento que ha tenido la didáctica como ciencia, pues cuando se piensa en el planteamiento curricular de las ciencias naturales en los diferentes niveles de educación básica (primaria, secundaria) y la media vocacional es desde la didáctica que se nos cuestiona debido a que no se puede plantear solo en una serie de conceptos que enmarcan los avances

científicos y que son necesarios que los estudiantes repitan o conozcan. Hoy en día el estudio de las ciencias naturales implica el reconocimiento de la ciencia como una herramienta para conocer el entorno, generar conciencia social y proyectar lo aprendido en la solución de problemas.

Cuando se habla de educación científica se invita cada día a realizar reflexiones sobre el proceso de aprendizaje donde las disertaciones didácticas actuales le han dado un valor diferente a la enseñanza y al aprendizaje, ya que en la actualidad no es la enseñanza el centro de las acciones de aula; por el contrario la enseñanza ha empezado a tener un valor mediador dentro de la dinámica escolar en donde el aprendizaje ha centrado el interés y desde allí la enseñanza y desde luego el docente han variado su rol en este proceso.

Según (PORLÁN, 1998). "El origen de la didáctica de las ciencias como área de conocimiento disciplinar hay que situarlo en los años 50, asociado al desarrollo institucional que en los países anglosajones se da a la investigación y experimentación en el campo de la enseñanza de las ciencias y en el contexto de una serie de medidas político / económicas y educativas que pretenden impulsar el crecimiento científico y tecnológico de estos países".

Desde ese momento hasta la actualidad, el avance en la didáctica ha sido permanente y como una nueva área del conocimiento ha estado estudiando el proceso de aprendizaje teniendo en cuenta los aportes de campos como la epistemología de la ciencia que influye de forma determinante, ya que los trabajos presentados por Kuhn, Lakatos y Bachelard entre otros autores, se han evidenciado los errores del positivismo encerrando las corrientes del inductivismo, el realismo, el absolutismo entre otras tendencias que atrasaron el desarrollo científico. Estas reflexiones permiten que se establezca una relación entre las teorías científicas y su evolución así como el papel que se juega al condicionar el proceso de interpretación e intervención en la realidad (PORLÁN, 1998).

Así como la epistemología ha jugado un papel relevante en la caracterización de la ciencia en el campo didáctico, la psicología del aprendizaje conduce a una crítica del manejo que desde ésta área se había dado al proceso de aprendizaje. Durante las primeras décadas del siglo XX la psicología que se maneja dentro del aula de clase es el "conductismo" que plantea como estrategia de trabajo "el estímulo - respuesta" donde el estudiante simplemente debe responder memorísticamente al conocimiento impartido por el profesor. Esta tendencia psicológica va en contra vía con las nuevas corrientes desarrolladas dentro de la psicología del aprendizaje, donde lo que se busca es que el estudiante construya redes conceptuales. Esta clase de estudios son desarrollados inicialmente por Piaget y continuados por psicólogos tan importantes como Vitkosky, Ausubel y Kelly y los diferentes psicólogos que se interesan por comprender el proceso mental que se desarrolla en el aprendizaje y cómo influye el modelo de enseñanza que se desarrolle. A esta corriente psicológica se le denominó "psicología cognitiva" donde se abordan más a fondo los procesos conceptuales y el aprendizaje visto desde las necesidades individuales para luego confluir en acuerdos grupales.

Con el aporte de estas disciplinas y teniendo en cuenta tanto el desarrollo histórico de la didáctica, como el de las áreas disciplinares científicas logran que el estudio didáctico como proceso sea dirigido por grupos de investigadores interesados en el aprendizaje y todos los procesos que ocurren en el contexto escolar. El docente, el estudiante, las

instituciones educativas y la sociedad en general se convierten en el objeto de estudio de estos investigadores.

Así, en este contexto, es posible explicar el auge que la didáctica de las ciencias ha tenido en el transcurso de las décadas de los 80s y 90s, hecho que permitió la evolución de la misma sin importar que es un área del conocimiento bastante joven. Además, resulta evidente que el tipo de investigación que se desarrolla es de carácter permanente, logrando que día a día se vuelva una disciplina más fuerte, así como ha sido el afianzamiento de múltiples disciplinas a lo largo de la historia. (ENCISO, 2005)

### 3.1 El modelo constructivista y el aprendizaje significativo

Según (CHROBAK, 1998) El constructivismo es “una cosmovisión del conocimiento humano como un proceso de construcción y reconstrucción cognoscitiva llevada a cabo por los individuos que tratan de entender los procesos, objetos y fenómenos del mundo que los rodea, sobre la base de lo que ya ellos conocen”.

De acuerdo con esta interpretación de lo que es el constructivismo se puede afirmar, en el caso de las ciencias naturales, que la comprensión de un fenómeno inicia siendo algo local, pues su entendimiento está limitado a un determinado contexto (la escuela); condición que va cambiando en la medida que se ubica el fenómeno en otros contextos logrando así la ampliación y generalización del mismo.

Por otra parte el estudiante que está conociendo no actúa en forma pasiva, sino que por el contrario construye y reconstruye de forma activa, en la medida que interactúa con el objeto o el fenómeno de estudio. De igual manera, se puede afirmar que el proceso de aprendizaje es adaptativo pues quien aprende lo hace sobre la base de sus propias experiencias, es decir, relaciona la nueva información con aquella que ya posee logrando una organización y encontrando un verdadero significado al nuevo conocimiento sin olvidar que la construcción de los conocimientos siempre estará influenciada por el contexto histórico, cultural, social y económico de quien pretende aprender.

Desde esta concepción el profesor debe tener en cuenta las habilidades y destrezas del estudiante, para preparar los contenidos y desarrollar estrategias de aprendizaje que permitan el desarrollo de pensamiento científico entre sus estudiantes. Suele suceder que cuando un estudiante recibe una información que no concuerda con la estructura del conocimiento que posee, por lo general aparece en él una problemática que va acompañada de afloramiento de ideas alternativas, un cambio metodológico y actitudinal, que cuando facilita la reestructuración del conocimiento, se manifiesta en aprendizaje significativo, aunque por lo general suele presentarse lo contrario, un aprendizaje degenerativo que lleva al estudiante hacia manifestaciones cognitivas de bajo perfil conceptual.

Entonces conviene aquí recordar algunos de las frases más comunes que se dicen acerca de lo que se cree es el aprendizaje significativo y que los docentes están llamados a desvirtuar.

- **El aprendizaje significativo se da cuando el estudiante se divierte aprendiendo.** Falso. Si bien es cierto el estudio de las ciencias es divertido para algunos estudiantes, esto no se puede generalizar pues los gustos son muy

variados y no se puede sacrificar la academia para convertir la química en nuestro caso en simples actos de magia con los cuales logremos divertir a los estudiantes.

- **El aprendizaje significativo se da cuando los contenidos se ofrecen adaptados a los intereses del estudiante.** Falso, debido a que no todo lo que se debe abordar en el aula resulta llamativo para los estudiantes y no por eso se debe dejar de lado.
- **El aprendizaje significativo se da cuando el estudiante quiere aprender.** Si bien es cierto que el querer favorece la tarea no es lo único, falta el hacer y el dedicar tiempo para poder aprender algo nuevo. Aparte de la intención debe existir la acción.
- **El aprendizaje significativo se da cuando se puede aplicar lo aprendido.** Afirmación que se puede cuestionar pues todo lo que se aprende a lo largo de la vida no se aplica pero si se puede transmitir a otro que eventualmente lo pueda utilizar, entonces solo quien ha aprendido significativamente puede transferir ese conocimiento.

Estas concepciones acerca de lo que significa el aprendizaje significativo desdibujan el trabajo diario del docente y el estudiante en el aula de clase.

En contraste, Ausubel (2000) citado por (TASCÓN, 2004), argumenta que el aprendizaje significativo se caracteriza por:

- Los nuevos conocimientos se incorporan en forma sustantiva en la estructura cognitiva del estudiante.
- Un esfuerzo deliberado del estudiante por relacionar los nuevos conocimientos con sus conocimientos previos.
- Una implicación afectiva del estudiante, es decir, el estudiante aprende aquello que se le presenta porque lo considera valioso.

Se asume en consecuencia, que en la medida que el profesor este en capacidad de relacionar "el arte de enseñar" con "la teoría del conocimiento", podría masificar en el estudiantado manifestaciones y destrezas cognitivas superiores. Se pretende con esto mostrar la necesidad, que por demás es evidente, del manejo por parte de los profesores, de los macro conceptos en la enseñanza de las ciencias, donde al parecer se dejan atrás los esquemas del desarrollo del conocimiento, dinámica científica, junto con la evolución histórica de los mismos.

Se quiere demostrar con esto, que aunque la enseñanza de las ciencias gira en torno a las teorías centrales y fronteras, es necesario que el profesor entienda que estas teorías no aparecieron de manera casual, sino todo lo contrario que hacen parte de un bagaje histórico y epistemológico que estuvo saturado por debates, investigaciones, implicaciones económicas, políticas y sociales; por tanto hacen parte del estudio de la misma teoría. Si se considera que un modelo constructivista de formación permanente de docentes de ciencias orientados desde el campo epistemológico - histórico de la ciencia, podría servir para construir las nuevas tendencias didácticas, que se necesitan

para abordar los problemas que plantea la enseñanza de las ciencias y desde allí reconocer el funcionamiento del entorno.

## 3.2 Consideraciones finales

La didáctica de las ciencias se ha centrado en comprender como el conjunto de fenómenos que conducen al hallazgo de un conocimiento permiten desarrollar un mejor ejercicio científico en la educación en ciencias. Se debe señalar que la educación en ciencias ha pasado de considerarse como la simple instrucción del conocimiento científico, atrás deben quedar los tiempos donde la enseñanza era facilitar la recepción de la información, y se debe entender que la didáctica es una ciencia que estudia y orienta el aprendizaje con el objetivo de fomentar mentes capaces de procesar dicha información a favor de un mejor interacción tecnológica y social.

Lo anterior se ratifica en el siguiente párrafo:

La escuela comienza a ser entendida y valorada como el ámbito de distintas transformaciones culturales, como escenario de preparación para la vida en sociedad, como espacio de construcción de responsabilidad y autonomía en exploraciones libres de conocimiento cultural, de métodos y estrategias para enfrentar problemas de interés que propendan por una educación no lineal y repetitiva sino más bien promotora de creatividad y originalidad (BEN-DOV, 1998).

El estudio de las implicaciones didácticas para mejorar el ejercicio académico en la educación de la química y de las ciencias en general, ha visto la necesidad de buscar nuevas alternativas que ayuden a solucionar tanto los aspectos generales, como los más específicos de la enseñanza de una disciplina determinada. Por esto durante los últimos años la historia de las ciencias ha ido tomando importancia como hilo conductor en la interpretación de la construcción del conocimiento científico.

Este modelo histórico epistemológico actúa dentro de un marco constructivista donde el aprendizaje significativo es un proceso activo de vinculación del conocimiento nuevo con las ideas previas. Por esto las nuevas estrategias deben estar enfocadas a ayudar a los estudiantes a construir la capacidad para asimilar e interpretar la evolución de los conocimientos científicos.

## 3.3 Unidad didáctica

### EL CAMBIO QUÍMICO COMO CONCEPTO ESTRUCTURANTE PARA LA ENSEÑANZA/APRENDIZAJE DE LA QUÍMICA

Dentro del estudio de la química uno de los campos más importantes es el que se refiere a los cambios o transformaciones que puede sufrir la materia, estos se pueden clasificar en cambios físicos y cambios químicos, los cuales, los estudiantes suelen confundir con frecuencia, no teniendo una diferencia marcada entre estos.

Por lo general cuando los estudiantes comienzan a estudiar química han tenido contacto con numerosos fenómenos de la vida cotidiana que implican cambios químicos y siendo más específicos reacciones químicas; por eso se debe buscar que el estudiante

comprenda todo lo relacionado con estos, no como algo aislado que solo lo trata en el aula de clase sino que lo relacione con todas sus experiencias cotidianas diferenciándolos de los cambios físicos, que también los experimenta a diario.

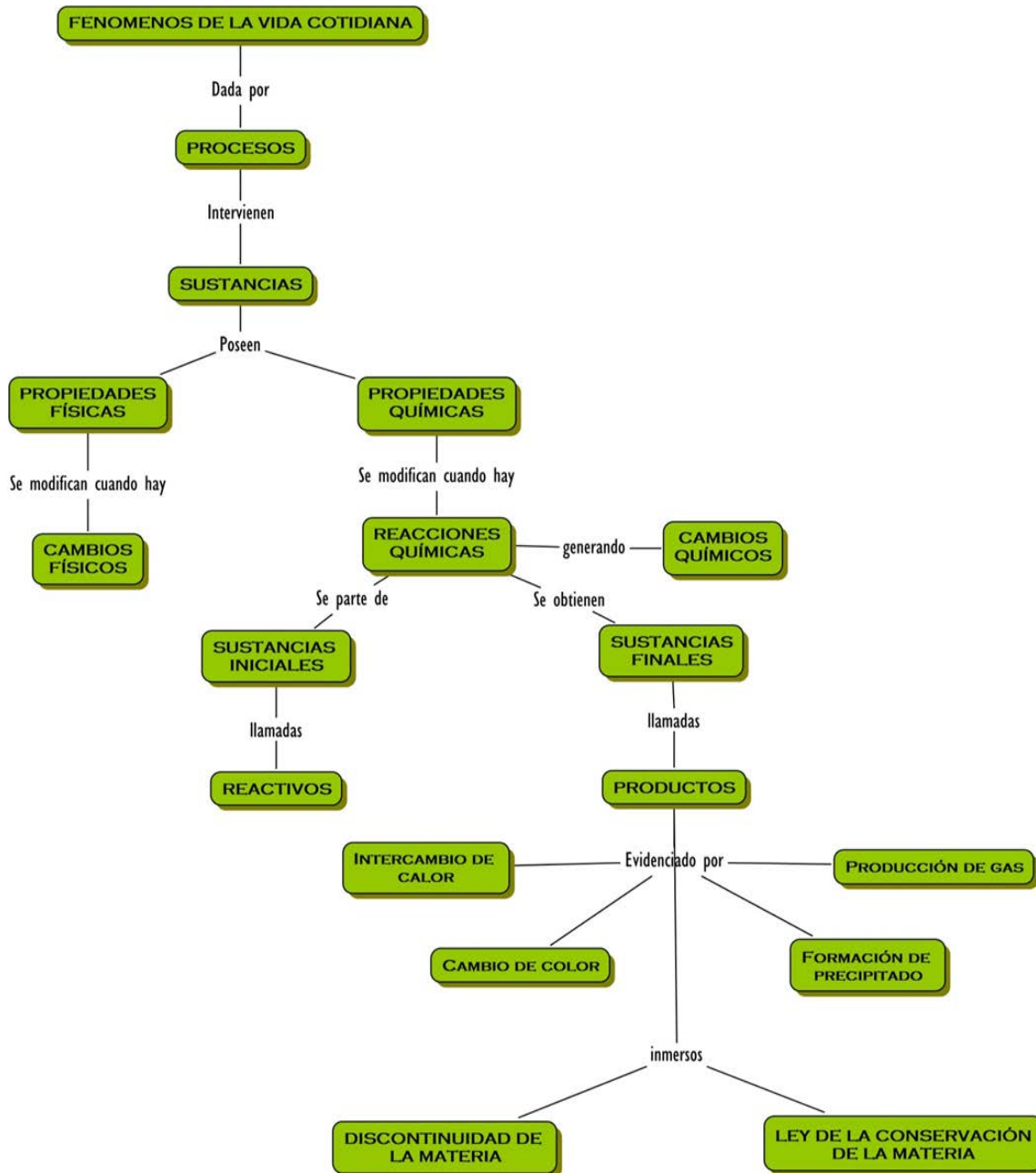
Ejemplificando lo anteriormente dicho, se ve reflejado con temas muy sencillos y frecuentes como lo son los procesos de combustión (madera, velas, carbón, petróleo, gas natural) y la oxidación de los metales, donde ambos procesos resultan ser iguales desde el punto de vista químico, pero la interacción del oxígeno con estas sustancias a nivel perceptivo se podrían tomar como fenómenos diferentes, lo que hace que los estudiantes puedan llegar a interpretarlos de otra manera y tengan ideas diferentes sobre uno y otro.

Todo esto lleva a darle gran importancia al tema “cambio químico”, porque es fundamental para entender muchos fenómenos naturales donde las interacciones de átomos o moléculas dan lugar a otras diferentes que poseen propiedades distintas y a su vez para diferenciarlo del cambio físico donde no se presenta reacción. Pero para que el estudiante pueda comprender correctamente las reacciones químicas debe manejar la noción de discontinuidad de la materia, no solo en su aspecto más elemental, la materia formada por partículas, sino a un nivel más elevado, las partículas son átomos que se combinan formando moléculas; por otra parte, deben comprender la conservación de estas partículas durante el transcurso de la reacción.

Por medio de lo planteado en esta unidad, se pretende que el estudiante busque una argumentación lógica y científica a los procesos cotidianos, para esto, se deben tener en cuenta los grandes interrogantes planteados a través de la historia que se necesitaron para llegar a los conceptos que tenemos actualmente, luego de esto se busca que con ejemplos sencillos de lo que ocurre en la vida cotidiana, se logre establecer la relación entre las teorías científicas y la vida diaria, es así como los estudiantes podrán argumentar y dar sus hipótesis de lo que entienden por cambio químico y cambio físico, para así, poderlos encaminar por un conocimiento científicamente aceptado, donde ellos mismos van a darse cuenta de sus errores conceptuales y luego superarlos.

Para la construcción de la unidad fue indispensable hacer la revisión del plan de estudios del grado 10, en donde el estudio de la materia y sus transformaciones es fundamental. Para ello se estableció el siguiente mapa de diseño curricular que permite tener un acercamiento a los conceptos que se abordarán, así como a los conceptos necesarios o indispensables para el estudio del cambio químico. El mapa de diseño curricular va de lo concreto a lo abstracto, por lo cual se parte de fenómenos cotidianos para llegar al concepto de reacción y particularmente a la ley de la conservación de la masa y la energía.

### 3.4 Mapa de diseño curricular



### 3.5 Caracterización de la población

El Colegio de Bachillerato Patria es una institución de carácter privado de régimen especial. Hace parte de una unidad orgánica del Ministerio de Defensa Nacional denominada Liceos del Ejército. En las políticas de educación depende del Ministerio de Educación Nacional y en la parte administrativa del Ministerio de Defensa.

Sus instalaciones se encuentran ubicadas en la calle 100 con carrera 11. Cuenta con 900 estudiantes distribuidos en 6 grados desde sexto a once, por cada grado hay cinco

cursos. En su gran mayoría los estudiantes son hijos de oficiales y suboficiales activos de las diferentes fuerzas, pero principalmente del Ejército Nacional, también se encuentran algunos estudiantes extranjeros hijos de militares que se encuentran en agregaduría en el país, otros estudiantes son hijos de civiles al servicio de la fuerza y en una muy pequeña proporción hay particulares. La condición socioeconómica de los estudiantes varía entre los estratos tres y seis.

Un alto porcentaje de ellos pertenecen a familias bien constituidas, sin embargo debido a los compromisos sociales y de trabajo hay una ausencia paterna y en ocasiones materna, debido a esto los estudiantes comparten más tiempo con señoras contratadas para su servicio y cuidado, a medida que van creciendo su libertad es mayor y por lo mismo tienen una vida social muy activa comenzando la ingesta de licor a temprana edad. En el caso particular de los estudiantes de grado décimo a quienes va dirigida esta propuesta por ser jóvenes que económicamente no carecen de nada y que frecuentemente solucionan sus dificultades académicas contratando especialistas en diferentes áreas para desarrollar actividades de refuerzo asignadas por la institución de tal manera que su actitud en clase es un poco distraída y despreocupada. Lo que hace verdaderamente importante el dialogo constante con ellos para mostrarles la importancia de construir buenas bases en su fundamentación académica con miras a obtener un buen desempeño en su formación profesional.

Por lo anteriormente expuesto se hace necesario retomar temas fundamentales como el cambio químico que se puede generar por ejemplo por la ingesta de licor llegando a comprender las causas y consecuencias de los procesos químicos que se pueden presentar en el organismo, aspecto generador en un momento dado de la comprensión para llegar al entendimiento de diferentes procesos químicos que para este nivel deberían ser claros pero que lamentablemente no lo son.

### **3.6 La alquimia un camino para recorrer y construir el concepto de cambio químico**

#### **DESCRIPCIÓN DE LA UNIDAD DIDÁCTICA**

La unidad didáctica que aparece planteada en el presente trabajo está diseñada para un grupo de estudiantes del Colegio de Bachillerato Patria, quienes en su plan de estudios reciben educación formal en química desde grado cuarto.

Los objetivos que se pretenden alcanzar con el desarrollo de la unidad han sido propuestos específicamente para esta población, gracias a los recursos con que cuenta la institución y la importancia que se ha dado allí al trabajo experimental. Se busca utilizar todo el material disponible para la realización de unas prácticas de laboratorio puntuales que permitan mediante la observación llegar a conclusiones concretas sobre lo que significa el cambio químico y la forma como éste se puede manifestar, de igual manera las actividades están enfocadas al análisis de resultados logrando con ello ratificar algunas de las leyes que rigen el comportamiento de la materia. La unidad está organizada por un cronograma de actividades que inicia con la aplicación del test de conocimientos básicos, seguido por una lectura de contextualización elegida especialmente por la pertinencia de la misma para ubicarnos en un contexto histórico

determinado que permite entender los factores que influyeron en el desarrollo de la ciencia para ese momento.

Luego se proponen cuatro prácticas de laboratorio, cada una de ellas inicia con una lectura sencilla relacionada con alguna experiencia similar pero en tiempos remotos. Esto con el fin de mostrar a los estudiantes algunas situaciones anecdóticas que pueden hacer ver a los científicos como personas comunes que logran superar dificultades y trascender en la historia. Para finalizar se propone una evaluación de conocimientos específicos con el tema desarrollado en la unidad que permita verificar la aprehensión de los contenidos.

Al terminar el desarrollo de esta unidad didáctica el estudiante estará en capacidad de:

Entender el concepto de cambio químico como la consecuencia de una transformación interna de la materia lo cual se ha estudiado por la humanidad a lo largo de la historia de acuerdo a diferentes aplicaciones.

Para conseguir lo anterior el estudiante debe lograr:

- ❖ Relacionar algunas experiencias realizadas por el hombre de manera cotidiana y algunas que hicieron personajes trascendentales para el desarrollo de la química en tiempos remotos.
- ❖ Diferenciar claramente cambios físicos de cambios químicos.
- ❖ Reconocer la ocurrencia de un cambio químico de acuerdo con las observaciones de las experiencias realizadas.
- ❖ Emplear la simbología propia de la ciencia para la representación de los cambios químicos observados en las prácticas.
- ❖ Aplicar la ley de la conservación de la materia en todas las reacciones trabajadas en el laboratorio.
- ❖ Relacionar todos los fenómenos cotidianos con el cambio químico donde conozca los procesos inmersos en este, y si por ende no se conoce, generar una duda donde tenga que investigar para darle solución al interrogante.

## CRONOGRAMA DE ACTIVIDADES

No	ACTIVIDAD	DESCRIPCIÓN	TIEMPO DE DURACIÓN (Hora clase 45 minutos)
0	Aplicación del test de ideas previas	Cada estudiante resolverá un cuestionario que no tendrá valoración en el desarrollo de la unidad didáctica, pero que permitirá reconocer los conocimientos previos de los estudiantes para favorecer el aprendizaje significativo del concepto.	1 Hora
1	Contextualización histórica	Lectura sobre los momentos que antecedieron a la alquimia, y contextualización en el momento histórico de la época.	1 Hora
2	Socialización grupal	En grupo de diez estudiantes se sugiere representar el tiempo de la monarquía, específicamente la situación que se vivía cuando iniciaba la alquimia. El tiempo para cada grupo de trabajo es de siete minutos.	1 Hora
3	Trabajo en el laboratorio	Tomar la guía de trabajo y formando grupos de dos personas realizar cada una de las situaciones hay planteadas.	12 Horas
4	Socialización	Con los resultados obtenidos en cada una de las prácticas y el análisis de las mismas se pretende realizar una socialización una vez termine cada práctica para despejar dudas que puedan presentarse.	
5	Análisis de Mapa Conceptual	De forma individual se le presentará un mapa conceptual a los estudiantes para que ellos encuentren las relaciones y realicen la construcción de un texto a partir de él	2 horas
6	Las reacciones químicas y su representación	Reconocimiento de qué es una reacción química y cómo se simboliza. Se termina la actividad con la aclaración por parte de la docente	2 horas

7	Las reacciones químicas, la ley de la conservación de la masa y la cotidianidad	A partir de reacciones cotidianas determinar a qué se refiere la Ley de la conservación de la masa	2 horas
8	Plenaria	Se realizará una plenaria en donde todos los estudiantes participarán viendo la importancia de los avances históricos en el concepto de cambio químico y su utilidad hoy en día	2 horas
8	Evaluación	La unidad Didáctica se evaluará mediante tres criterios fundamentales:  1. Habilidad en la parte experimental.  2. Presentación de informes de laboratorio.  3. Evaluación individual escrita.	2 Horas

### TEST DE CONCEPTOS BÁSICOS




#### UNIDAD DIDÁCTICA: LA ALQUIMIA UN CAMINO PARA RECORRER Y CONSTRUIR EL CONCEPTO DE CAMBIO QUÍMICO

**Objetivo:** Identificar los conceptos fundamentales de la química que reconocen los estudiantes y el nivel de apropiación de los mismos.

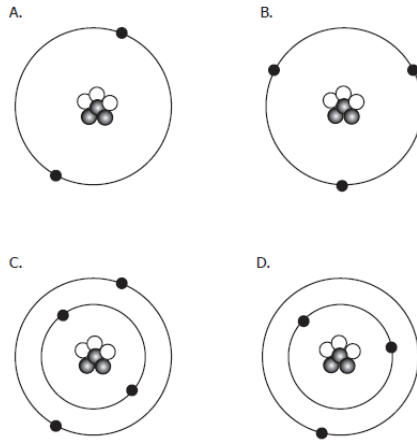
Instrumento de evaluación

Desarrolle de manera ordenada la siguiente evaluación de conceptos básicos, tratando de asociar cada uno de los ítems tratados. La evaluación de este instrumento no es de carácter cuantitativo, sino cualitativo, ya que a partir de su desarrollo se identificarán los diferentes temas que manejan los estudiantes y aquellos en donde es necesario aclarar dudas y reforzar temáticas.

1. Toda la materia está formada por átomos que son las entidades más pequeñas que conservan las propiedades del material. Los átomos tienen entre otras partículas protones, neutrones y electrones. Si todos los átomos están constituidos de igual manera, lo que hace que un átomo se diferencie de otro es:
  - A. Número de protones.
  - B. Número de electrones.
  - C. Número de neutrones.
  - D. Número de niveles.
2. En la siguiente tabla se observa la representación de tres partículas subatómicas:

Partículas subatómicas	Representación
Electrones	
Protones	
Neutrones	

De acuerdo con la tabla, la ilustración que mejor representa un átomo neutro de litio, sabiendo que tiene 3 protones y 3 neutrones, es



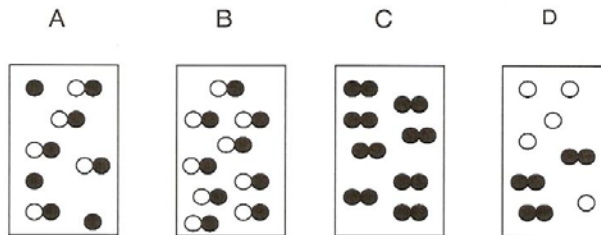
3. Los átomos interactúan entre sí para formar moléculas y compuestos, esto lo hacen mediante los electrones del último nivel de energía denominados electrones de valencia. En este tipo de interacciones los átomos pueden perder o ganar electrones por lo tanto cuando esto sucede se denominan:

- A. Cationes
- B. Aniones
- C. Iones
- D. Fermiones

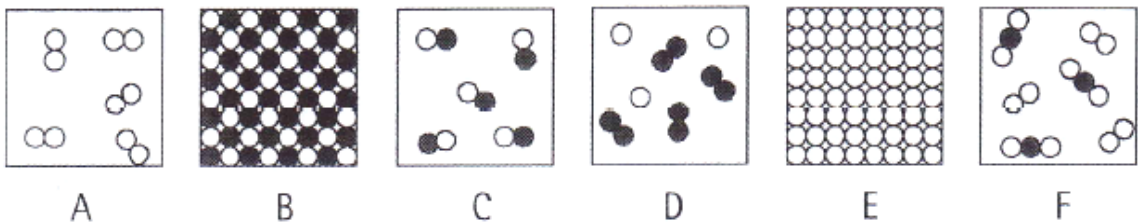
4. Una representación hipotética de un elemento químico es:

- A.  $X_2M_7$
- B.  $X_2$
- C.  $X^{+1}$
- D.  $X_2M_2$

5. El gráfico que representa un elemento químico es:



6. En los esquemas que aparecen a continuación se han representado las estructuras de varios materiales (2 sólidos y 4 gaseosos) mediante esferas, que simbolizan los átomos. Indique cuáles corresponden a una sustancia compuesta y a un elemento.



Explique:

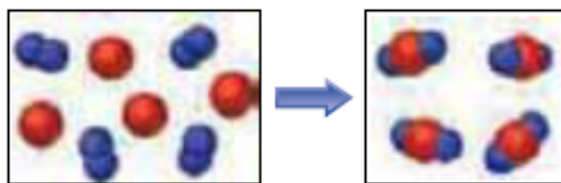
44 Diseño de una unidad didáctica desde la perspectiva histórica para la construcción del concepto de cambio químico en estudiantes de educación media

---

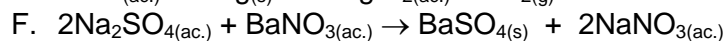
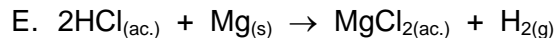
Conteste las preguntas de la 7 a la 11 de acuerdo con la información que se puede obtener de la siguiente representación de una reacción química.



7. Las sustancias que aparecen en la parte derecha de la flecha se conocen como:
- A. Reactivos  
B. Productos  
C. Compuestos  
D. Elementos
8. Las letras  $\alpha, \beta, \gamma, \delta$  representan números denominados:
- A. Coeficientes  
B. Subíndices  
C. Superíndice  
D. Potencia
9. Las sustancias que aparecen en la parte izquierda de la flecha se conocen como:
- A. Reactivos  
B. Productos  
C. Compuestos  
D. Elementos
10. Los siguientes símbolos  $(s)$  y  $(ac)$  representan:
- A. La cantidad de material trabajado  
B. La fase o estado en que se encuentra  
C. El tipo de isótopo que presenta  
D. La cantidad de material perdido
11. De acuerdo con la energía producida la reacción puede clasificarse cómo:
- A. Endotérmica  
B. Exotérmica.  
C. Espontánea  
D. Reversible
12. Los diagramas que siguen ilustran la reacción entre el reactivo A (única esfera) y el reactivo B (dos esferas):  
Con base en este diagrama, ¿cuál ecuación es la que mejor describe la reacción?



- A.  $A_2 + B \rightarrow A_2B$   
B.  $A_2 + 4 B \rightarrow 2 AB_2$   
C.  $2A + B_4 \rightarrow 2AB_2$   
D.  $A + B_2 \rightarrow AB_2$
13. Teniendo en cuenta las normas para determinar el estado de oxidación de un elemento en un compuesto identifique en cuáles de las siguientes reacciones hay variación del estado de oxidación indicando que sustancia o elemento se oxida.
- A.  $Fe_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow FeO_{(s)}$   
B.  $CaO_{(s)} + H_2O_{(l)} \rightarrow Ca(OH)_{2(ac.)}$   
C.  $CrO_{3(s)} + H_2O_{(l)} \rightarrow H_2CrO_{4(ac.)}$   
D.  $Na_2O_{2(s)} + 2HCl_{(ac.)} \rightarrow 2NaCl_{(ac.)} + H_2O_{2(l)}$



14. Con la información de la siguiente tabla indique:

1. NaOH	2. Ag <sub>2</sub> O	3. HNO <sub>3</sub>	4. H <sub>2</sub> O
5. KI	6. O <sub>2</sub>	7. NaHCO <sub>3</sub>	8. Zn(OH) <sub>2</sub>
9. H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	10. CuOH	11. HCl	12. Hg <sub>2</sub> CO <sub>2</sub>
13. Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	14. H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	15. HIO	16. Cu
17. Fe(OH) <sub>2</sub>	18. Li <sub>2</sub> O	19. Al(OH) <sub>3</sub>	20. MgO

- ✓ ¿En cuál de las casillas esta la fórmula que corresponde a un ácido hidrácido?
- ✓ ¿Qué nombre recibe el producto de la reacción entre el compuesto de la casilla (13) y la casilla (4)?
- ✓ Nombre del compuesto que resulta de la reacción entre el compuesto de la casilla (3) y la casilla (19)
- ✓ ¿Qué nombre reciben las sales provenientes del ácido de la casilla (14)?
- ✓ Nombre y fórmula del compuesto resultante de la reacción entre el compuesto de la casilla (20) y la casilla (4)
- ✓ Nombre general para el compuesto de la casilla (7)
- ✓ Tipo de compuesto formado por la reacción entre los elementos de las casillas (6) y (16)



**EJÉRCITO NACIONAL  
LICEOS DEL EJÉRCITO  
COLEGIO DE BACHILLERATO PATRIA**



**UNIDAD DIDÁCTICA**

**La alquimia un camino para recorrer y construir el  
concepto de cambio químico**

**ACTIVIDAD 1:** Realice con atención la siguiente lectura, haciendo una selección de términos desconocidos, señalando las ideas principales e identificando el tiempo histórico en que se narra. Al finalizar la lectura encontrará un cuestionario que debe contestar, así que recuerde que la concentración es fundamental para lograr una buena lectura.

## LOS ALBORES DE LA ALQUIMIA

En el siglo XVI en España se vive el final del reinado de Carlos V que abdica en 1556, y el de su hijo Felipe II (1527-1598) que abarca la segunda mitad de este siglo. Éste fue un rey muy interesado en las artes y las ciencias, prestando una especial atención a estas últimas, en las que veía un gran apoyo para el desarrollo y el progreso de su imperio. Así pues, el devenir científico de la España del siglo XVI se caracterizó por el control que la corona ejerció sobre gran parte de la investigación científica desarrollada en esa época.

Al igual que sucedía en el resto de Europa, la práctica de la alquimia estaba bajo la protección del monarca. En este aspecto, Felipe II no fue a la zaga de los otros reyes europeos, e invirtió mucho entusiasmo y dinero en unas prácticas, cuyos resultados fueron en algunas ocasiones satisfactorios.

Entenderemos por alquimia no sólo los trabajos conducentes a provocar la transmutación de los metales, la búsqueda del elixir o de la piedra filosofal, sino también otras prácticas muy directamente relacionadas con ella como la destilación, metalurgia o elaboración de medicamentos tanto de origen vegetal como mineral. En este amplísimo campo, Felipe II impulsó fundamentalmente las investigaciones en la extracción y tratamiento de metales y en la elaboración de nuevas medicinas, haciendo venir a España mineros y metalúrgicos alemanes, alquimistas y destiladores principalmente flamencos e italianos.

La relación del monarca con la alquimia es bien conocida. Desde muy joven se rodeó de colaboradores y amigos claramente vinculados a ella (el Cardenal Granvela, el duque de Ferrara, sus consejeros Ruy Gómez de Silva o Mateo Vázquez Leca, el embajador en Roma Juan de Zúñiga, los secretarios Francisco de Ibarra o Pedro del Hoyo). Después de ser proclamado rey, durante su estancia en los Países Bajos, propició los trabajos de algunos alquimistas destinados a obtener oro artificial. También es sabido que se interesó por las doctrinas de Ramón Llull, cuyos escritos fueron recopilados para la Biblioteca del Escorial. Hay constancia de que muchos de ellos fueron leídos por el propio Felipe e incluso anotados, a pesar de que la filosofía de Llull había sido condenada por la Inquisición aragonesa en el s. XV. Tal fue su devoción por Llull que llegó a interceder ante el Papa para restablecer su reputación, solicitando además su canonización.

## LA RELACIÓN DE FELIPE II CON LAS PRÁCTICAS TRANSMUTATORIAS

Felipe II financió al comienzo de su reinado algunas prácticas conducentes a la obtención de oro artificial, con el objetivo de sanear las arcas de su imperio. Si bien su interés sobre este tema decayó después de los lógicos fracasos, la alquimia siempre estuvo presente

entre los muros escurialenses, sufriendo además un proceso de cristianización: «... al alquimista se le exige unas virtudes que son las propias de un buen católico »

Existe constancia documental de que entre 1592 y 1595, formó parte del círculo alquímico del Escorial el irlandés católico Richard Stanihurst. Hombre culto, formado en Oxford, que dominaba varios idiomas y estaba muy versado en literatura clásica y en filosofía aristotélica, platónica y neoplatónica. Es fundamentalmente conocido como traductor de las obras de Virgilio y como historiador de Irlanda. Escribió “El toque de Alquimia” (1593), obra que dedicó a Felipe II, y de la que sólo se conoce una única copia conservada en la Biblioteca Nacional de Madrid. Se trata de la versión original, redactada por el autor y compulsada por la firma del Rey, lo que da prueba de su autenticidad. No consta que la obra tuviera difusión alguna fuera del Escorial, de hecho, la faceta de alquimista de Stanihurst es la menos conocida y estudiada. El trabajo no fue una obra de encargo del Rey, sino que surgió de la iniciativa personal del alquimista.

La llegada de Stanihurst a la corte española se debió a su reputación de buen médico, con la orden de instruir a los boticarios en la preparación de algunos medicamentos, desarrollando su trabajo en los laboratorios escurialenses.

En su manuscrito trata de generalidades sobre alquimia, dedicando un especial apartado a la transmutación de los metales y a las precauciones que se deben tomar, para no resultar engañado por los muchos alquimistas que presumen de haberla logrado. Destaca su estilo claro y conciso, incluso bastante pedagógico, y se nota que es consciente de que va dirigida a una persona que no es especialista en la materia y además muy ocupada. En ella hace una defensa de la técnica de destilación y algunos de los principios paracelsistas.

Richard Stanihurst, no sólo se limitó a su labor de instructor en materia de destilación y preparación de medicamentos, su amplio conocimiento de las leyes y sus habilidades políticas llevaron a que Felipe II le tomara también como consejero. Acabó siendo capellán, años más tarde, de la hija predilecta del rey (la infanta Isabel Clara Eugenia) cuando ésta se encontraba residiendo en tierras flamencas.

## **METALURGIA**

Otra de las preocupaciones de la corona fue la de explotar las minas de plata, tanto las que se encontraban en suelo ibérico como las americanas.

En 1555 en Sierra Morena se descubrió el yacimiento de plata de Guadalcanal, que curiosamente estaba precedido de predicciones astrológicas favorables en este sentido. Inmediatamente se aseguraron los derechos reales sobre la mina, que resultó ser bastante rica en comparación con otras ya conocidas. Inmediatamente, astrólogos y alquimistas aseguraron a Felipe II que se producirían nuevos descubrimientos, apoyándose en la buena disposición de los astros y en la ya vieja idea de que los planetas estaban contribuyendo a generar constantemente el metal plata en el seno de la Tierra.

Agustín de Zárate, recién llegado de Perú, fue el encargado por el rey para dirigir los trabajos de explotación de la mina de Guadalcanal y además recibió órdenes de contratar a mineros alemanes, a los que se consideraba como más expertos. En la mina se empleaba el método seguido por los alemanes en las suyas. Siguiendo éste, la mena se lavaba en cajas de madera con el agua procedente de un río cercano. A continuación era

triturada y mezclada con litirgio, un compuesto de plomo que actuaba como fundente (rebajando el punto de fusión del metal) y se procedía a su fundición en unos hornos. La aleación de plata y plomo recogida era refinada después en otros hornos. Evidentemente, el consumo de madera y carbón como combustible para los hornos era bastante elevado y encarecía mucho el proceso, además de estar sometidos a las variables condiciones atmosféricas, pues se necesitaba bastante aire para la posterior oxidación del plomo y cuando no había viento suficiente para alimentar los hornos el proceso se paraba. Únase a esto los gastos de transporte del combustible si no existían fuentes cercanas a las minas. Así que la utilización de un nuevo proceso, el de amalgamación en frío, probado ya en las minas americanas de Nueva España (Méjico) y de Potosí (Bolivia), mucho más barato y de excelente rendimiento, fue todo un avance.

El método de amalgamación llegó a oídos de Bartolomé de Medina, probablemente por algunos comentarios de los mineros alemanes que fueron contratados para trabajar en las minas de España. Los datos biográficos de este personaje son muy escasos. Sabemos que vivía en Sevilla y que se trasladó a Nueva España donde trabajó como minero en Pachuca (Méjico), donde puso en práctica el método referido. Al parecer, la mena era triturada en molinos movidos por mulas, ya que allí el agua escaseaba. A continuación se procedía a la criba y después era apilada en montones en un “patio” enlosado, para ser mezclada con agua, mercurio y sal. El proceso de amalgamación era bastante lento y dependiendo de la composición de la mena y de la temperatura ambiente podía tardar incluso unas ocho semanas. Pero como el mineral de plata contiene impurezas que es necesario eliminar, Bartolomé de Medina ideó añadir a la mezcla anterior otra sustancia denominada magistral, obtenida de la tostación de la pirita (sulfuro de hierro). El siguiente paso era su lavado en artesas para eliminar el exceso de mercurio, y por último, se calentaba para provocar su descomposición (el mercurio se volatilizaba) obteniéndose una plata bastante pura que era fundida en lingotes para su transporte. Evidentemente, como sólo se necesitaba calentar al final del proceso y a una temperatura notablemente inferior, comparada con las de los métodos tradicionales, se ahorraba bastante combustible y se podían aprovechar aquellas menas con bajo contenido en plata, cuya extracción por el método habitual de fundición no resultaba rentable.

Paralelamente, la necesidad creciente de mercurio impulsó el desarrollo de las minas de Almadén, que vieron dobladas sus ganancias, ya que abastecían casi en exclusividad a las minas de Nueva España. Las minas de plata de Potosí, disponían de una fuente de mercurio más cercana, la mina de cinabrio de Huancavelica, también en Perú, que fue descubierta en 1563. Antes de su uso en la minería, el mercurio sólo se empleaba en la producción del sublimado corrosivo (cloruro de mercurio), también en la elaboración de medicinas para el tratamiento de la sífilis o en la fabricación de pinturas, ya que el cinabrio triturado producía bermellón, un pigmento escarlata muy apreciado por su durabilidad e intensidad.

Pero también el método de amalgamación presentaba algunos problemas que era necesario solucionar, como era el de la excesiva pérdida de mercurio durante la fase de calentamiento, que además causaba serios problemas de salud a los obreros que respiraban los vapores mercuriales, altamente tóxicos. Así surgió el invento de la capellina, que se atribuye a Juan Capellín, un minero que trabajaba en las minas de Tasco (Méjico). Se trata de un cono de hierro (refrigerado por agua) que se coloca encima del sistema y que recoge y condensa los vapores de mercurio volatilizado, que

puede volver a ser utilizado. Evidentemente, estos intentos de recuperar el mercurio, no fueron del agrado de Felipe II que veía así peligrar la venta de mercurio de Almadén y en consecuencia prohibió su uso. Pero como el empleo de este método hacía rentable la explotación de las minas más pobres en plata, dicha prohibición no tuvo mucho éxito.

El papel que jugaba el magistral se desconocía totalmente en aquella época. Las teorías eran muy variadas, una de ellas suponía que era la grasa y el cieno procedente de las menas lo que consumía el mercurio y el magistral se encargaba de eliminarlos. Otra, suponía que la función del compuesto de hierro era la de eliminar el azufre y demás impurezas de la mena, cuya presencia debilitaba la acción del mercurio. Lo cierto es que dicha práctica se convirtió en algo habitual en el s. XVII, aunque con el tiempo se cambió el tipo de compuesto añadido, empleándose mayoritariamente sales de cobre, pues los rendimientos obtenidos eran mayores.

Dados los excelentes resultados, el método de amalgamación se estableció también en Perú. Pedro Fernández de Velasco hizo un intento de adaptación del procedimiento a la distinta composición de las minas de Perú y aunque inicialmente no dio buenos resultados, con el tiempo si se consiguió, experimentando la explotación minera de la zona una fuerte reactivación, ya que se estaban empezando a agotar los filones.

Fuente: (MARTÍN R. G., 2012)

### **De acuerdo con el texto responda:**

1. Cree que el desarrollo tecnológico y científico es influenciado por el apoyo financiero de algunas entidades gubernamentales y privadas. Explique
2. Uno de los adelantos técnicos más importantes en la alquimia es el desarrollo de la destilación, puede mencionar ¿cuáles fueron las necesidades que llevaron al hombre a la construcción de esta técnica? ¿Cuál es su funcionalidad? ¿En qué es utilizada?
3. Lea atentamente la siguiente frase  

La unificación de conocimientos de astrología y metalurgia a la alquimia fortaleció los cimientos científicos de las mismas, y desarrollo una relación con las demás ciencias como la medicina.

¿Qué puede argumentar a partir de ella?
4. Plantea un diagrama de flujo para el siguiente procedimiento de la extracción de plata utilizado en 1555.
  - a. La mena se lavaba en cajas de madera con el agua procedente de un río cercano. A continuación era triturada y mezclada con litirgio, un compuesto de plomo que actuaba como fundente (rebajando el punto de fusión del metal) y se procedía a su fundición en unos hornos. La aleación de plata y plomo recogida era refinada después en otros hornos.

- b. Al parecer, la mena era triturada en molinos movidos por mulas, ya que allí el agua escaseaba. A continuación se procedía a la criba y después era apilada en montones en un “patio” enlosado, para ser mezclada con agua, mercurio y sal. El proceso de amalgamación era bastante lento y dependiendo de la composición de la mena y de la temperatura ambiente podía tardar incluso unas ocho semanas.
  - c. Bartolomé de Medina ideó añadir a la mezcla anterior otra sustancia denominada magistral, obtenida de la tostación de la pirita (sulfuro de hierro). El siguiente paso era su lavado en artesas para eliminar el exceso de mercurio, y por último, se calentaba para provocar su descomposición (el mercurio se volatilizaba) obteniéndose una plata bastante pura que era fundida en lingotes para su transporte.
5. Antes de su uso en la minería, el mercurio sólo se empleaba en la producción del sublimado corrosivo (cloruro de mercurio), también en la elaboración de medicinas para el tratamiento de la sífilis o en la fabricación de pinturas, ya que el cinabrio triturado producía bermellón, un pigmento escarlata muy apreciado por su durabilidad e intensidad.

Desde lo que ya conoce sobre los elementos químicos, como puede explicar la utilidad del mercurio en la medicina, y qué opina de la utilidad que le daban nuestros antecesores.

6. Realice un diccionario alquímico con las palabras presentes en la lectura de las que no conoce el significado.
7. Realice una comparación entre el lenguaje en la alquimia y el utilizado actualmente.

## **ACTIVIDAD 2:**

*Los estudiantes en forma de mesa redonda realizarán la socialización de las respuestas del taller resaltando aspectos como*

- a. *Contexto histórico*
- b. *Condiciones sociales de la época*
- c. *Importancia de la alquimia en el desarrollo de las ciencias*

## **METODOLOGÍA**

- ✓ Las prácticas se realizarán en el laboratorio de química, donde el estudiante efectuará el trabajo sobre la base de una guía, en grupos de dos personas.
- ✓ Las prácticas están diseñadas para un total 540 minutos. Se desarrollarán en sesiones de 135 minutos cada una, teniendo en cuenta las dificultades a nivel de interpretación que se puedan presentar y el despeje de dudas de cada práctica.

- ✓ Para cada una de las prácticas se sugiere realizar una socialización de las actividades experimentales a partir del análisis de resultados realizado por cada grupo de trabajo una vez se hayan aclarado las dudas en la parte final de la práctica. En estas socializaciones es importante discutir las diferentes conclusiones a las que han llegado los grupos de trabajo de tal manera que se logren establecer acuerdos claros, coherentes y pertinentes con cada uno de los temas tratados.
  
- ✓ El informe de laboratorio será entregado en la siguiente sesión después de realizada la práctica. Las especificaciones están relacionadas en la sección de evaluación. Ver anexo.

*...ES MOMENTO DE COMENZAR...*

Previo a cada práctica que se sugiere se hace una lectura introductoria que pretende revisar algunos de los acontecimientos históricos que rodeaban los hechos científicos del momento.

## PRÁCTICA No. 1

### EL FLOGISTO Y LAS AFINIDADES: LOS DOS GRANDES TEMAS DE LA QUÍMICA DEL SIGLO XVIII

#### La teoría del flogisto

Esta teoría fue desarrollada por Stahl y consiste en suponer que todas las sustancias combustibles y también los metales contienen un *principio inflamable*, la *tierra flogística*, que se desprende durante los procesos de calcinación y combustión pasando de unos cuerpos a otros. Se trata de una sustancia invisible que no puede ser aislada y que siempre se encuentra en combinación con otras.

Por ejemplo, era bien conocida la transformación que sufrían los óxidos metálicos (entonces denominados *cales*) que al ser calentados con leña o carbón, originaban metales puros. Esto se explicaba suponiendo que la fuente de combustible (carbón, leña,...) era rica en flogisto y éste era absorbido por el óxido de metal (pobre en flogisto) transformándose en la sustancia metálica ahora rica en flogisto.

#### Óxido de metal + flogisto $\Delta$ metal (cal) ( $\Phi$ )

El proceso inverso también era posible, es decir cuando el metal perdía flogisto durante la calcinación éste pasaba a combinarse con el aire y el metal se convertía en su óxido.

#### Metal $\Delta$ óxido de metal + flogisto cal) ( $\Phi$ )

Aunque la teoría podía explicar el comportamiento de las sustancias en muchas de las transformaciones, sin embargo nunca pudo justificar el aumento de peso que se producía en la calcinación de los metales para formar los óxidos. Los óxidos metálicos resultaban más pesados que los metales puros y no se entendía bien como podía suceder esto, después de que supuestamente se hubiese perdido el flogisto, ya que lo razonable sería que se produjera una pérdida de peso en vez de un aumento. Rouelle no sabía latín y descubrió la teoría del flogisto a partir de un estudio realizado por Senac que fue publicado en 1723. Se interesó por ella y en gran medida a través de sus clases la difundió en Francia, aunque con ciertas transformaciones. Para empezar Rouelle asoció el flogisto con el fuego (flogisto = fuego) al que le asignó un doble papel, por un lado era un componente más de la materia y por otro era un instrumento que permitía alterar el estado físico de ésta. Además consideró que el aire era un *elemento* más a tener en cuenta y le dio un papel químico destacado. Estas dos suposiciones no se encontraban en la primitiva teoría de Stahl y más bien están relacionadas con los descubrimientos del inglés Stephen Hales (1677-1761), en relación con los *aires* (gases) desprendidos durante la fermentación de vegetales, que fueron recogidos, medidos y estudiados empleando un cajón neumático, un aparato inventado por él mismo. Hales presentó los resultados de sus experimentos en un trabajo titulado *Vegetables Staticks* (1727), en la

que concluía que el *aire* se encuentra *fijado* en algunas sustancias y al reaccionar pueden desprenderlo.

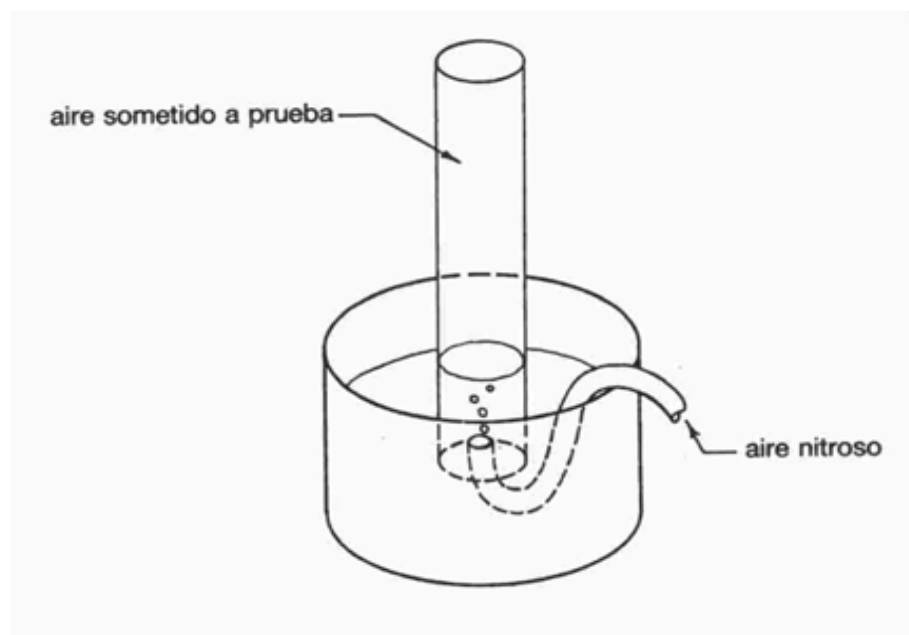
Rouelle también experimentó en este último campo mejorando los mecanismos de recogida de gases de Hales. Y además ideó una nueva *teoría de las sales*, clasificándolas según los ácidos y las bases que las originaban. De esta manera también se alejaba de las ideas de Stahl, que consideraba que las sales se formaban por combinación de agua con una o más tierras. En aquella época el concepto de *sal* era muy diferente del que tenemos ahora y sustancias ácidas como el ácido sulfúrico (espíritu de vitriolo) eran consideradas sales y los carbonatos eran considerados *tierras*.

$\Delta$  = calor

$\Phi$  = flogisto

### El gas desplaza el agua contenida en el tubo invertido

Figura 3-1: Esquema de la cubeta hidroneumática de recogida de gases utilizada por S. Hales.



Especial interés despertaban las *sales medias* (neutras) formadas por una reacción entre una *sal ácida* y una *sal alcalina*.

Fuente: (MARTÍN R. G., 2010)

### COMPARE

Para esa época Rouelle asoció el flogisto con el fuego (flogisto = fuego) al que le asignó un doble papel, por un lado era un componente más de la materia y por otro era un instrumento que permitía alterar el estado físico de ésta. Además consideró que el aire era un *elemento* más a tener en cuenta y le dio un papel químico destacado.

**MATERIALES**

Probeta  
Soporte  
Espátula  
Balanza  
Tubo  
Corcho  
Manguera  
Pinzas  
Mechero  
Vidrio reloj  
Cuneta de cristal

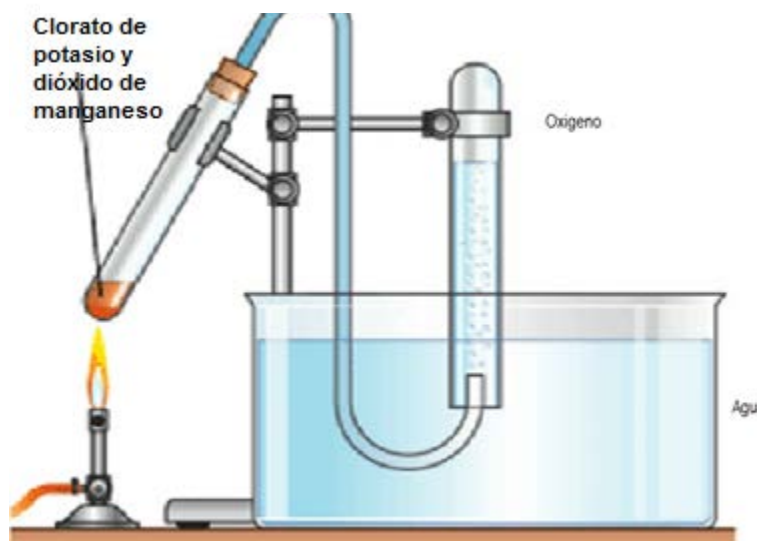
**REACTIVOS**

Agua  
Clorato de potasio  
Dióxido de manganeso

**PROCEDIMIENTO**

1. Reacción de descomposición de clorato de potasio
  - a. Realiza el siguiente montaje:

Figura 3-2: Montaje empleado para recoger un gas en agua



Nota: El tubo colector de la figura se reemplaza por una probeta que debe estar completamente llena de agua antes de empezar el calentamiento

- b. Pese en el vidrio reloj 0,100g de clorato de potasio con 10 mg de  $MnO_2$  y adiciónelo en el tubo, tape con el corcho cuidando que no queden fugas. Observe el clorato de potasio y dióxido de manganeso registre las propiedades que pueda apreciar en una tabla como la que se muestra aquí.

Clorato de potasio	Dióxido de manganeso

- Caliente cuidadosamente el tubo a la llama del mechero. Describa sus observaciones
- Retire el mechero una vez que no observe más burbujeo en la probeta.
- Mida el volumen de gas recogido en la probeta.
- Retire la probeta de forma vertical para que no se escape el gas recogido
- Se introduce una astilla de madera incandescente en la probeta para comprobar las propiedades del gas. Registre las observaciones.
- Desmante y observe el producto del tubo. Registre las observaciones. Realice algunas comparaciones entre los reactivos y los productos

### ANÁLISIS DE RESULTADOS

- La práctica: la descomposición del clorato se puede identificar como un cambio físico o químico. Explique
- En la experiencia se observa que se funde el sólido y se desprende un gas, quedando un residuo sólido. ¿Qué gas se desprende? ¿Cómo comprobar quien es este gas? ¿por qué aviva la llama?
- ¿Qué función cumple el  $MnO_2$  en la descomposición del clorato de potasio?
- ¿Qué ocurre en el punto de fusión del clorato?
- ¿Por qué no se utilizó perclorato de potasio  $KClO_4$  para el laboratorio? Consulta las propiedades físicas y químicas del perclorato de potasio y compáralas con el clorato de potasio  $KClO_3$ .
- ¿Qué similitudes y qué diferencias encuentra entre el montaje inventado por Hales y el montaje utilizado en la actualidad?
- Investigue la importancia biológica del oxígeno en la respiración celular.
- ¿Qué es un catalizador? ¿Es el  $MnO_2$  uno de ellos?
- Describa otras maneras de obtener oxígeno en el laboratorio.
- ¿Cómo se puede explicar el hecho de que algunas sustancias al ser expuestas al fuego aumenten su masa y otras la disminuyan?

### CONCLUSIONES

De acuerdo con lo observado en el laboratorio y el análisis realizado por usted no olvide hacer 2 conclusiones acerca del oxígeno y su reconocimiento.

## PRÁCTICA No. 2

### EVOLUCIÓN DE LAS IDEAS DE ÁCIDO Y BASE

A lo largo de la Historia de la química se han dado muchos ejemplos de clasificación de las sustancias por sus propiedades, con la finalidad de sistematizar su estudio. Atendiendo a dichas propiedades, una importante clasificación de los compuestos inorgánicos –los primeros

conocidos fue en ácidos (del latín, *acidus*: agrio) y bases, antiguamente llamados álcalis (del árabe *al kali*: cenizas de planta). En este sentido, en 1663, R. Boyle (1627-1691) asignaba un conjunto de propiedades a los ácidos y también a las bases, siendo el primero que usa como referencia el cambio de color de indicadores naturales. Con el desarrollo de la química fue ampliándose la definición fenomenológica de ácido y de base hasta ser caracterizadas estas sustancias por ciertas propiedades. El estudio conjunto de los ácidos y de las bases fue una consecuencia de la reacción de neutralización, por lo que estas sustancias compensan mutuamente sus propiedades características.

Posteriormente surgió la necesidad de justificar las propiedades de los ácidos y de las bases. Así, en 1777, A. L. Lavoisier (1743 – 1794) defendía la idea de que todos los ácidos contenían oxígeno, nombre que él propuso a este elemento (derivado del griego: “formador de ácidos”). El intento de Lavoisier de obtener oxígeno de cualquier ácido fracasó cuando lo intentó a partir del ácido clorhídrico (llamado entonces ácido muriático). En 1810, H. Davy (1778 – 1829) demostró que el ácido muriático estaba constituido únicamente por hidrógeno y cloro y defendió que todos los ácidos contenían hidrógeno. En 1814, J. L. Gay – Lussac (1778 – 1850) afirmó que los ácidos y las bases no debían definirse por sí mismos sino unos en función de los otros, propuesta muy de acuerdo con una de las ideas actuales. A medida que se fueron identificando mayor número de ácidos, fue haciéndose evidente que el elemento común a todos ellos era el hidrógeno, recibiendo esta teoría un gran respaldo en 1830, cuando J. von Liebig (1803 – 1873) la extendió a los ácidos orgánicos, afirmando en 1838, que los ácidos contienen hidrógeno de forma que este elemento puede remplazarse por metales. Las bases se consideraban como compuestos que neutralizaban a los ácidos dando sales, pero no llegó, en esta época, a plantearse ninguna teoría que relacionase las propiedades alcalinas con un elemento o agrupación química determinada.

A continuación un fragmento del artículo:

#### “PROGRESOS EN QUIMICA ANALÍTICA EL EMPLEO DE INDICADORES” POR ROBERT BOYLE

*“Hemos mostrado ya una forma de descubrir si una sal dada es ácida o no, por medio de la tintura de *Lignum Nephriticum* o el jarabe de violetas. Sin embargo, de este modo solo podemos descubrir en general si las sales particulares no pertenecen a la familia de los ácidos, pero no podemos determinar si forman parte de la familia de las urinosas (en la que incluyo todas las sales volátiles de origen animal, u otras sustancias, que son contrarias a los ácidos) o de las alcalinas, porque ambas sales salino-sulfúreas devolverán el color azul a aquella tintura o harán verde el jarabe de violetas. El presente experimento, en consecuencia, hace frente con ventaja a esta deficiencia. He hallado que todas las sales químicas en las que me pareció adecuado ensayar si eran de naturaleza*

*alcalina, proporcionan precipitado naranja oscuro con sublimado disuelto en agua pura; pero si eran de naturaleza urinosa, daban un precipitado blanco y lechoso.*

*De este modo, teniendo siempre a mano jarabe de violetas y una solución de sublimado, con la ayuda primero puedo descubrir inmediatamente si una sal o un cupo salino dados, es de naturaleza ácida; si lo es no necece indagar más; en caso contrario, puedo distinguir con facilidad rapidez entre las otras dos clases de sales por el color blanco naranja que se produce inmediatamente al dejar caer u pocas gotas o granos de la sal que se desea examinar en l cucharada de una solución clara de sublimado.”*

(BOYLE, 1664)

### COMPARE...

El estudio conjunto de los ácidos y de las bases fue una consecuencia de la reacción de neutralización, por lo que estas sustancias compensan mutuamente sus propiedades características. Ahora lo vamos a comprobar

#### MATERIALES

6 Tubos de ensayo  
Gradilla  
Bureta  
Pinzas  
Soporte  
Nuez  
Gotero  
Pipeta graduada  
Erlenmeyer

#### REACTIVOS

Anaranjado de metilo  
Fenolftaleína  
Ácido clorhídrico (0,2M)  
Hidróxido de sodio (0,05 M)

### PROCEDIMIENTO

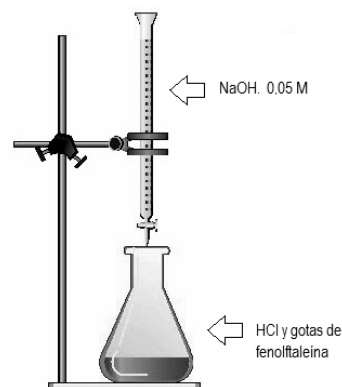
#### A). Indicadores ácido – base

1. Llene 6 tubos de ensayo con agua destilada hasta la mitad de su altura. Añada a tres de ellos 2 gotas de fenolftaleína y a los otros tres de naranjado de metilo. Observe el color. Adicione unas gotas de HCl a uno de los tres tubos con fenolftaleína, y unas gotas de NaOH al otro. Repita la operación con los tres tubos que tienen anaranjado de metilo. Observe y registre en su cuaderno.

#### B). Valoración ácido – base de una disolución de HCl

1. Realice el siguiente montaje:
2. Realice meticulosamente cada uno de los siguientes pasos:
  - a. Con la pipeta graduada tomar una muestra de 10mL de HCl y llevarlos a un erlenmeyer,

Figura 3-3: Montaje empleado para la Neutralización



60 Diseño de una unidad didáctica desde la perspectiva histórica para la construcción del concepto de cambio químico en estudiantes de educación media

---

lavando las paredes con agua destilada y diluyendo hasta un volumen de 100 mL.

- b. Añada tres gotas de fenolftaleína. Observe y describa lo sucedido
- c. Para la valoración de dicha disolución, agrega en la bureta la disolución de NaOH 0,05 M.
- d. Comience la valoración añadiendo lentamente desde la bureta NaOH manteniendo rigurosamente la velocidad de caída.
- e. Se tomará como final de la valoración el viraje a tinte rosa. Registre los datos en una tabla como la mostrada aquí.

Volumen añadido NaOH	Concentración Molar		Número de moles	
	NaOH	HCl	NaOH	HCl

Nota: realice las operaciones necesarias para calcular la concentración de HCl y el número de moles de cada sustancia

- f. Repita el procedimiento por lo menos cinco veces. Registre las observaciones

### **ANÁLISIS DE RESULTADOS**

1. ¿A qué se debe el cambio de color durante la valoración del ácido clorhídrico (HCl)?
2. Compare el color de cada indicador (fenolftaleína y anaranjado de metilo) en medio básico, neutro y ácido.

INDICADOR	MEDIO BÁSICO	NEUTRO	MEDIO ÁCIDO
Fenolftaleína			
Anaranjado de metilo			

3. Comparando las concentración del HCl y NaOH que podemos decir.
  4. De las definiciones de Arrhenius y de Brönsted de un ácido y de una base. ¿Por qué son de mayor utilidad las definiciones dadas por Brönsted para describir las propiedades de un ácido – base?
  5. ¿Cuáles son las características de una reacción de neutralización?
6. Consulte el significado de la constante de disociación y los valores de ésta para los ácidos y bases de los compuestos abajo relacionados, con dicha información trate de

clasificar las sustancias de acuerdo a su comportamiento como ácidos o bases fuertes o débiles:

- |                            |                             |
|----------------------------|-----------------------------|
| a. $\text{NH}_3$           | e. $\text{H}_2\text{SO}_4$  |
| b. $\text{H}_3\text{PO}_4$ | f. HF                       |
| c. LiOH                    | g. $\text{Ba}(\text{OH})_2$ |
| d. HCOOH                   |                             |

7. ¿De los ácidos y las bases del punto 6, cual es el indicador efectivo para su valoración? Tenga en cuenta el margen de pH de cada sustancia. Si considera apropiado utilice la información de la siguiente tabla.

<i>Cambios de color de los indicadores</i>				
<i>Indicador</i>	<i>Color en medio ácido</i>	<i>Color en medio básico</i>	<i>Margen de pH del cambio de color</i>	<i>pK<sub>a</sub> del indicador</i>
Azul de timol	rojo	amarillo	1,2 a 2,8	1,7
Anaranjado de metilo	rojo	amarillo	3,2 a 4,4	3,4
Azul de bromofenol	amarillo	azul	3,0 a 4,6	3,9
Verde de bromocresol	amarillo	azul	4,0 a 5,6	4,7
Rojo de metilo	rojo	amarillo	4,5 a 6,0	5,0
Azul de bromotimol	amarillo	azul	6,0 a 7,6	7,1
Azul de timol	amarillo	azul	8,0 a 9,6	8,9
Fenolftaleína	incoloro	rosa	8,3 a 10,0	9,4
Alizarina	rojo	violeta	11,0 a 12,4	11,7

## **CONCLUSIONES**

De acuerdo con lo observado en el laboratorio y el análisis realizado por usted redacte 2 conclusiones sobre lo que le quedó claro acerca del proceso de neutralización.

**Situación problemática:** De las sustancias que tenemos a nuestro alrededor cotidianamente, algunas dicen que tiene naturaleza ácida y otras naturaleza básica, averigüe las propiedades de las siguientes sustancias y establezca como sería su comportamiento frente a los diferentes indicadores vistos.

- |                  |  |
|------------------|--|
| 1. Gaseosa       | 5. Bicarbonato de sodio disuelto en agua |
| 2. Blanqueador   |  |
| 3. Jugo de limón | 6. Jabón de baño disuelto en agua        |
| 4. Vinagre       |  |

¿Cuáles sustancias utilizarías para neutralizar la gaseosa? ¿Serían las mismas para el limón? ¿En el caso del jabón cuáles serían necesarias?

### PRÁCTICA No. 3

#### EL PANORAMA DE LA QUÍMICA A COMIENZOS DEL S. XVIII

Durante el siglo anterior proliferaron las interpretaciones corpusculares y mecanicistas de los fenómenos físicos, y Newton desarrolló su teoría gravitacional. La Química era una ciencia considerada menor entre los científicos de esta época y se encontraba habitualmente supeditada a la Medicina y a la Física. Por lo que no es de extrañar que los fenómenos químicos se intentaran explicar en términos de corpúsculos que se asociaban según su forma y tamaño y más adelante considerando fuerzas de atracción y repulsión entre ellos del tipo de las descritas por Newton. Pero en una posición totalmente opuesta se encontraban los no corpuscularistas como Stahl (1660-1734), que era un médico iatroquímico al servicio del rey de Prusia. Dado que su formación estuvo inmersa en la corriente derivada del paracelsismo, Stahl sólo admite la formación de sustancias por combinación de dos *principios*: el agua y la tierra. Pero distingue tres tipos de tierras, la *vitrificable* que confiere la solidez, la *flogística* ligera e inflamable y la *mercurial* responsable de la maleabilidad y del brillo metálico. Desde este punto de vista por ejemplo, se puede explicar la reacción entre un ácido y un metal suponiendo que ésta es posible porque poseen un *principio* común. En cambio según la teoría corpuscular, ocurriría porque entre los corpúsculos del metal hay huecos, que permiten que los corpúsculos del ácido penetren en ellos terminando por romper su estructura original, propiciando una nueva reorganización de todas estas partículas. Otra posible explicación la encontraríamos suponiendo que entre el ácido y el metal se crean unas fuerzas de atracción de tipo newtoniano, que hacen que las dos sustancias se combinen formando otra. Estos tres enfoques distintos son los que predominaban en la Europa del siglo XVII y principios del XVIII.

En 1718 Étienne François Geoffroy (1672-1731), miembro de la Academia de Ciencias de París y de la Royal Society de Londres, presenta durante una sesión de la Academia una tabla en la que se recogen, todas las posibles combinaciones conocidas hasta el momento que tenían lugar entre diferentes sustancias. Cada columna empieza con una sustancia química y debajo encontramos todas las que pueden combinarse con ella. El orden seguido para su colocación no es ni mucho menos arbitrario, está en función de la menor o mayor facilidad con que se produce dicha combinación. Así cada sustancia puede desplazar a las otras que le siguen, de la combinación de éstas con la que encabeza la columna. Estos hechos ya eran conocidos, lo verdaderamente original en ese momento es la explicación que dio Geoffroy para justificar tales desplazamientos. Él lo hizo considerando el concepto de *relación* entre sustancias, que en realidad encubría una explicación en términos de *atracción* claramente derivada de la teoría de Newton. Una fuerza de atracción, que más tarde se denominaría *afinidad*, era por tanto la responsable de la combinación de las diferentes especies químicas. La acogida de estos nuevos planteamientos por parte de los restantes miembros de la Academia (muy influidos por las ideas de Descartes) no fue unánime, la mayoría demostró bastantes reticencias, ya que se decantaban más por las teorías corpusculares de corte cartesiano para explicar los fenómenos químicos. Pese a todo, la tabla de afinidades de Geoffroy acabó circulando entre los químicos de la época y posteriormente fue ampliada con las nuevas sustancias recién descubiertas. Dentro de los planteamientos de Geoffroy subyacía la idea de una formulación matemática de la química, es decir, la posibilidad de

predecir el comportamiento químico de las especies mediante la cuantificación de la afinidad, hecho que dado el carácter cualitativo de su tabla en ese momento no resultaba posible.

Fuente: (MARTÍN R. G., 2010)

### Para reflexionar

De acuerdo con la lectura anterior trabaje en su cuaderno los siguientes aspectos:

1. ¿Qué diferencia existe entre la corriente corpuscular y la parelsista en la explicación que se da sobre la reacción entre un ácido y un elemento metálico?
2. Elabore un esquema de la tabla de afinidades de Geoffroy y plantee una hipótesis de la manera como pudo haberse usado en la época. Utilice los recursos que considere necesarios para documentarse.
3. ¿A qué se debe la imposibilidad de utilizar la información suministrada por la tabla de afinidades de Geoffroy para predecir de manera cuantitativa el comportamiento químico de las especies?
4. Reúnase con un grupo de compañeros (4 personas por grupo) y diseñen un mecanismo creativo para lograr clasificar los diferentes tipos de reacciones.
5. Hacer la socialización de los diferentes mecanismos propuestos para clasificar las reacciones se pueden escoger 4 grupos y que ellos apliquen mediante algunos ejercicios sus propuestas, al finalizar se resaltarán las fortalezas de los modelos propuestos y se determinarán los aspectos a mejorar.

### COMPARE...

Así como en la antigüedad existía una tabla en la que se recogían, todas las posibles combinaciones conocidas hasta el momento que tenían lugar entre diferentes sustancias. Hoy día es posible determinar los posibles productos de una reacción química y clasificar las reacciones de acuerdo a esos resultados.

#### MATERIALES

Tubos de ensayo  
Vasos de precipitado  
Mechero  
Espátula  
Cápsula de porcelana  
Vidrio de reloj  
Balanza  
Papel de filtro

#### REACTIVOS

Hidróxido de sodio  
Aluminio  
Ácido clorhídrico  
Azufre  
Sulfato cúprico  
Óxido mercurico  
Zinc en granalla  
Agua  
Acetato de plomo  
Yoduro de potasio

## PROCEDIMIENTO

1. En un tubo de ensayo coloque 3 mililitros de agua y unos cristallitos de acetato de plomo. En otro tubo prepare siguiendo la misma técnica, una solución de yoduro de potasio. Vierta el contenido de ambos tubos en un vaso de precipitados. Registre minuciosamente, lo que observa.

**Nota: Por normas de bioseguridad y teniendo en cuenta que los reactivos empleados en los procedimientos de los numerales 2 y 3 son extremadamente tóxicos y venenosos, las experiencias las realizará el docente, empleando para ello la campana de extracción y todo el material de protección.**

2. Mezcle completamente en una hoja de papel iguales cantidades de aluminio en polvo y azufre en polvo 0,3 g; traslade la mezcla a un tubo de ensayo seco. Caliente suavemente hasta que se inicie la reacción. Observe y registre.
3. En un tubo de ensayo coloque un poco de óxido rojo de mercurio. ¿Qué color presenta? Caliente fuertemente a la llama con el mechero y al mismo tiempo acerca una astilla de madera en punto de ignición, a la boca del tubo. Registre lo que sucede.
4. Vierta el residuo en una cápsula de porcelana. Observe las paredes del tubo. ¿Qué ocurre? ¿Qué aspecto presenta el residuo?, al pasar el tiempo observa algún cambio en la sustancia que está en la cápsula. Registre en su cuaderno todo lo observado.
5. Agregue una granalla de zinc a una solución de sulfato cúprico acidulada con ácido sulfúrico contenida en un vaso de precipitados. Observe después de 5 minutos. ¿Nota algún cambio en la solución de sulfato cúprico? Descríbalo ¿Qué cuerpo se precipita? Registre lo que sucede.
6. En un tubo de ensayo coloque una solución de sulfato cúprico y añada a ésta gota a gota solución de hidróxido de sodio. Describa detalladamente lo observado.
7. En un tubo de ensayo disuelva unas lentejas de NaOH en agua destilada. En otro tubo coloque una muestra con HCl. Pruebe el pH con papel tornasol hasta que se humedezca si hay reacción consigna los resultados. Lentamente vierta el ácido clorhídrico sobre la solución de NaOH. Observe la temperatura externamente en el fondo del tubo. ¿Qué le pasa al papel tornasol? Cuando el papel no tenga más cambio vierte el contenido en una cápsula de porcelana y caliente suavemente a sequedad deje enfriar y observe el residuo, registre sus observaciones.

## RESULTADOS

1. Elabore en su cuaderno una tabla como la mostrada aquí y registre las observaciones en ella.

proceso	Reacción	Observaciones	Hay o no transferencia de electrones	Clasificación
1				
2				
3				

## ANÁLISIS DE RESULTADOS

1. Escriba las ecuaciones para cada una de las reacciones observadas en el laboratorio, clasifique las reacciones, e indique si hay o no transferencia de electrones.
2. Con la información trabajada elabore un mapa conceptual sobre la forma de representar y clasificar las reacciones químicas.
3. De dos ejemplos de cada uno de los tipos de reacciones indicando nombre de reactivos y de productos. Los ejemplos deben ser diferentes a los trabajados en la práctica.
4. Consulte el término de entalpia e indique cómo se clasifican las reacciones de acuerdo con la variación de la entalpia.

## CONCLUSIONES

De acuerdo con lo observado en el laboratorio y el análisis realizado no olvide redactar 2 conclusiones acerca de las clases de reacciones y la manera de identificarlas.

De lo que observa diariamente ¿cuáles reacciones cree que se parecen a las que se hicieron en el laboratorio?

¿A cuál de las reacciones anteriores se le parece la reacción que produce un alkaseltzer en agua? ¿Por qué?

## **PRÁCTICA No. 4**

### **UNA VIDA MUY IMPORTANTE EN EL DESARROLLO DE LA QUÍMICA**

Nace Antonio Lauren Lavoisier, en la capital de Francia, el día 26 de agosto de 1743, en el seno de una familia acomodada. Desde su infancia da pruebas de su inteligencia poco común que habría de facilitarle la asombrosa asimilación de todo el saber científico de la época. Lavoisier cursa la primera enseñanza en el Colegio Mazarino, el más importante de París, donde adquiere los brillantes conocimientos que le abren las puertas de la Facultad de Derecho, en la que obtiene el grado de licenciado cuando cuenta con apenas veintiún años.

El diploma de licenciado en leyes no calma, sin embargo, la sed de saber que mostrara ya en los años de su primera enseñanza. Su vocación se orienta ahora por la ciencia, en su más compleja variedad. Estudia matemáticas, física, botánica y geología. La química no atrae, por el momento al que debía de ser el más importante en las concepciones modernas de esta ciencia. Lavoisier en compañía de Guettard, viaja por distintas comarcas francesas, llevando a cabo exploraciones del subsuelo, originando de estas investigaciones los primeros atlas geológicos de Francia, cuya confección es atribuida a Guettard, pero gran parte del esfuerzo era por los conocimientos de Lavoisier.

Participa en un concurso convocado por la Academia de Ciencias, para conocer la forma más eficiente y económica de dotar de alumbrado público a las ciudades de Francia. Al efecto de poder precisar las mínimas variaciones en la intensidad de la luz, pintó de negro una habitación, donde permanecía durante varias horas en la absoluta oscuridad, pasado cierto periodo, su vista estaba preparada para registrar la más insignificante diferencia entre dos focos lumínicos, cualquiera que fuera su naturaleza o intensidad. El trabajo por el presentado, en competencia con científicos eminentes, fue galardonado con la medalla de oro que le fue entregada por el presidente de la Academia de Ciencias, el 9 de agosto de 1766. Esto hizo que Lavoisier gozara de gran prestigio en los círculos científicos de París, y el primero de junio del año de 1768, con tan sólo 24 años, ocupa el asiento en la Academia de Ciencias tras la muerte del químico Barón, no sin antes pasar por votación, misma que le ganó al químico Gabriel Jars.

El genial científico contrae matrimonio con la joven María Ana Pierrette, hija de Jaime Paulze, este matrimonio Lavoisier lo hace sin amor, pero encuentra en su esposa, que aún no ha cumplido 15 años, no sólo a la mujer fiel y experta secretaria, sino también a su más eficiente colaboradora en las investigaciones químicas que, a la vez que destruían la falsa hipótesis del flogisto, sentaban las bases de la teoría general de la química verdadera. La teoría del flogisto, aseguraba que la materia contenía una sustancia combustible, el flogisto, que al efectuarse la combustión era liberada y por ello la masa disminuía.

Esta teoría fue aceptada por mucho tiempo, hasta que en la segunda mitad del siglo XVIII, Lavoisier, realizó varios experimentos, comprobando que la combustión es la combinación del oxígeno con otra sustancia, y que la cantidad de masa es igual antes y después de efectuarse este fenómeno. En sus experimentos efectuó mediciones cuidadosas de la masa antes y después del cambio, y tuvo la precaución de sellar los recipientes donde los realizaba (no permitía que entrara ni saliera ninguna sustancia de las que reaccionaban o se producían durante la reacción), concluyendo que si no deja entrar ni salir las sustancias en cambios físicos y químicos, la masa se conserva.

Así, desecha la teoría del flogisto y enuncia uno de los principios fundamentales en la naturaleza, conocido como la "Ley de la Conservación de la Materia", que dice que **"LA MATERIA NO SE CREA NI SE DESTRUYE, SÓLO SE TRANSFORMA"**.

Cumplida su obra, quiso el destino que el gran revolucionario de la ciencia pereciese a manos de los hombres de la gran revolución político-social que, simultáneamente venían fraguándose con la complacencia y aún con la colaboración de los propios intelectuales. Vale la pena aclarar, sin embargo, que Lavoisier fue condenado a morir no en su calidad de Presidente de la Academia de Ciencias, cargo al que fue elevado en el año de 1785, sino como miembro de la "Ferme Générale", la odiada organización financiera encargada de la recaudación de los impuestos del estado. La tradición atribuye al Presidente del Tribunal la siguiente frase, proclamada en réplica en un informe favorable a Lavoisier: "La República no necesita sabios; es preciso que siga la justicia".

Fuente: (Lavoisier, 2010)

## COMPARE

La teoría del flogisto fue aceptada por mucho tiempo, hasta que en la segunda mitad del siglo XVIII, Lavoisier, realizó varios experimentos, comprobando que la combustión es la combinación del oxígeno con otra sustancia, y que la cantidad de masa es igual antes y después de efectuarse este fenómeno. En sus experimentos efectuó mediciones cuidadosas de la masa antes y después del cambio, y tuvo la precaución de sellar los recipientes donde los realizaba. Ahora van a trabajar como lo hizo en su tiempo Lavoisier.

### MATERIALES

Erlenmeyer  
Tubo de ensayo  
Balanza de triple brazo

### REACTIVOS

Nitrato de plomo  
Yoduro de potasio  
Nitrato de hierro  
Tiocianato de potasio  
Cromato de potasio  
Cloruro de bario  
Ácido sulfúrico  
Sulfato de sodio

## PROCEDIMIENTO

- Tome un frasco Erlenmeyer mediano e introduzca en él unos 20 ml de solución diluida de cloruro de bario. Por otra parte, coloque ácido sulfúrico diluido(o solución de sulfato de sodio) en un tubo de ensayo pequeño, más o menos hasta la mitad de su capacidad. Introduzca el tubo en el Erlenmeyer, cuidando de que no se mezclen los contenidos. Tape el frasco y pese el conjunto.
- Invierta ahora el frasco, de tal manera que los dos reactivos se mezclen. Observe y anote todo cambio producido.
- Vuelva a pesar el conjunto y compare este peso con el obtenido antes de mezclar ¿qué se puede concluir de esta comparación?

d. Realice el experimento con otras parejas de reactivos de la siguiente manera:

- Nitrato de plomo y yoduro de potasio.
- Nitrato de hierro y tiocianato de potasio.
- Nitrato de plomo y cromato de potasio.

Para cada una de las reacciones en su cuaderno registre:

1. Características de las soluciones antes de mezclarlas.
2. Peso del conjunto antes de mezclar las soluciones.
3. ¿Qué sucedió al mezclar?
4. Peso del conjunto después de mezclar
5. Consulte los resultados obtenidos por sus compañeros y anótelos en el siguiente cuadro.

REACTIVO (a)	REACTIVO (b)	MASA (g)			DIFERENCIA DE MASAS
		Antes	de Después	de	

### **ANÁLISIS DE RESULTADOS**

1. Escriba las ecuaciones para cada una de las reacciones observadas en el laboratorio, indicando el nombre de los compuestos resultantes. Verifique que en cada una de las fórmulas de las reacciones químicas planteadas se cumpla la ley de la conservación de la masa (balanceo de ecuaciones).
2. ¿Concuerdan estos resultados con lo predicho según la ley de la conservación de la masa? De no ser así, ¿cuáles pueden haber sido las causas de error?

### **CONCLUSIONES**

De acuerdo con lo observado en el laboratorio y el análisis realizado por usted redacte 2 conclusiones acerca de la ley de la conservación de la materia y su importancia en el estudio de los diferentes procesos químicos, si lo considere apropiado cite ejemplos.

### **ACTIVIDAD 5**

1. Lea el mapa conceptual que se encuentra a continuación, establezca cuales son las relaciones más importantes entre los conceptos y cómo se establece la jerarquía de los mismos.



2. Cada estudiante debe realizar un texto en donde se involucren los diferentes conceptos que se encuentran en el mapa, con sentido, jerarquía y relación.

## ACTIVIDAD 6

### REACCIONES QUÍMICAS

Una reacción química es la transformación de unas sustancias en otras. A las sustancias que reaccionan se les denomina REACTANTE y a las nuevas sustancias se les denomina PRODUCTO. En una reacción química los reactantes interactúan entre sí para poder formar los productos.

Las reacciones químicas se representan mediante ecuaciones químicas. En estas ecuaciones químicas se representan los compuestos, elementos o moléculas que darán origen a los productos. Su representación se hace escribiendo primero los reactantes o reactivos, luego se coloca una flecha para determinar la dirección de la reacción y se escribe luego los productos.

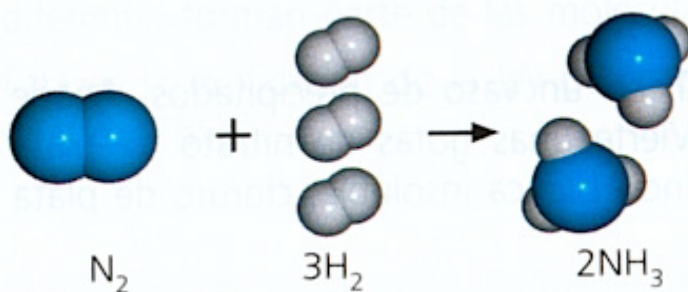
Entre las características de una reacción tenemos que se puede indicar el estado físico de los reactivos y productos, para ello se emplean los siguientes símbolos: (g) estados gaseosos, (s) estado Sólido, (l) estado líquido, (ac) estado acuoso. Además se pueden identificar los catalizadores, si la ecuación libera calor o de lo contrario necesita calor para su realización.

Las **reacciones** químicas **pueden ser representadas mediante los modelos moleculares**, dibujando los átomos como si fueran esferas y construyendo así las moléculas de las sustancias que intervienen en una reacción.

Utilizando los modelos moleculares podemos entender mejor la conservación de la materia en las reacciones químicas, puesto que el número de esferas de cada clase debe ser el mismo en las sustancias iniciales y en las finales, es decir, en los reactivos y en los productos.

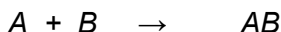
Se pueden visualizar en las siguientes figuras

Figura 3-4: Representación de una reacción química con modelos moleculares

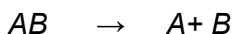


Las ecuaciones químicas se clasifican en:

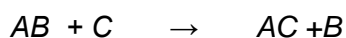
- **Síntesis**, aquellas en las cuales los reactivos dan como resultado un producto a través de una unión o enlaces su representación es



- **Descomposición**, son aquellas en las cuales a partir de una sola sustancia se obtienen varios productos, en estas reacciones se necesita generalmente calor, su representación es



- **Desplazamiento o sustitución**, en estas reacciones un átomo sustituye a otro en la molécula o compuesto. En esta reacción se tiene en cuenta factores como la electronegatividad, el potencial de ionización y la afinidad electrónica. Se representa de la siguiente forma



- **Doble sustitución o doble desplazamiento**, en las reacciones de doble desplazamiento se presenta un intercambio de átomos entre las sustancias que reaccionan. Se representa como

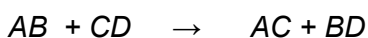
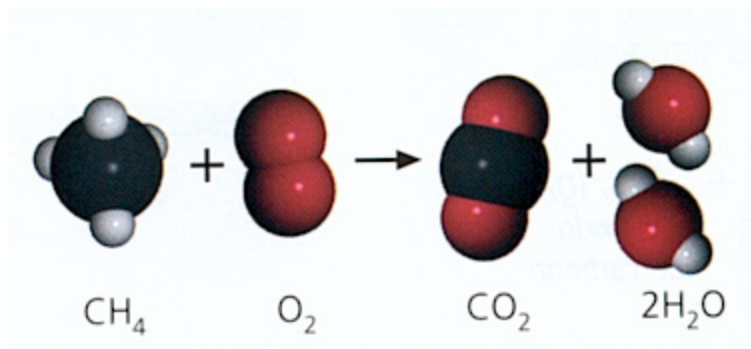
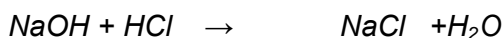


Figura 3-5: Representación de una reacción de doble sustitución con modelos moleculares

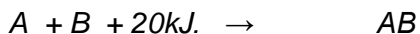


- **Neutralización**, las reacciones de neutralización son aquellas en las que un ácido interactúa con una base para formar una sal y agua. Ejemplo:



- **Oxido-reducción**, son aquellas donde se realiza un intercambio de electrones entre los reactivos al momento de formar el producto de la reacción.

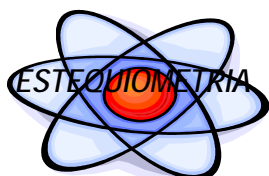
- **Endotérmicas**, donde se necesita energía como forma de activación de los reactivos para poderse realizar, se representan de la siguiente forma



- **Exotérmicas**, son aquellas reacciones que al finalizar el proceso se desprende energía como resultado del rompimiento de los enlaces de los reactivos. Se representa así



Las reacciones químicas expresan la ley de las proporciones múltiples, es decir que la cantidad de masa reactivo que entra debe ser igual a la cantidad de masa de productos que se obtiene al final de la reacción, esto se logra mediante el balanceo de los átomos/mol que se expresan en cada uno de los compuestos que conforma la reacción. Las ecuaciones químicas se pueden balancear por el método de óxido reducción o por tanteo. Al final del proceso los reactantes y los productos quedan igualados en sus masas que interactúan y las moles que participan en dicha reacción.



El tema desarrollado en presente guía está fundamentado principalmente en los conceptos, definiciones, planteamientos y problemas en los cuales se involucran la ley de las proporciones múltiples de Dalton y Lavoisier.

Una de las principales actividades del químico consiste en estudiar los procesos en los cuales los elementos se transforman en compuestos y éstos se convierten en nuevas sustancias, es decir los cambios químicos. Cuando los elementos o compuestos experimentan un cambio químico, los símbolos o las formulas ordenados en forma de una ecuación química, pueden representar adecuadamente el proceso.



La anterior ecuación proporciona las siguientes informaciones:

- *Dos átomos de carbono más una molécula de oxígeno producen dos moléculas de monóxido de carbono.*
- *Dos moles de átomos de carbono más un mol de molécula de oxígeno producen dos moles de moléculas de monóxido de carbono.*
- *2 x 12 unidades de masa atómica de carbono más 32 unidades de masa atómica de oxígeno producen 2 x 28 unidades de masa atómica de monóxido de carbono.*
- *2 x 12 gramos de carbono más 32 gramos de oxígeno producen 2 x 28 gramos de monóxido de carbono.*

El coeficiente, número escrito antes del símbolo o la fórmula, indica la cantidad relativa de sustancia que reacciona, el subíndice, colocando adelante y en la parte inferior de los símbolos, la constitución propia de la sustancia. El cambio del subíndice implica conversión de una sustancia en otra. No es lo mismo CO<sub>2</sub> que 2CO.

En las ecuaciones químicas debemos tener en cuenta las siguientes limitaciones al momento de realizar los cálculos estequiométricos.

1. *Las ecuaciones químicas no informan sobre la velocidad a la cual la reacción ocurre, esta se debe determinar experimentalmente.*

2. *Generalmente, los reaccionantes son impuros y los productos no se obtienen puros influyendo esto en el rendimiento final.*
3. *En la práctica se observa con gran frecuencia que se producen reacciones secundarias dando lugar a rendimientos inferiores al teórico.*
4. *Usualmente, una de las sustancias reaccionantes se consumen totalmente quedando parte de las otras sin reaccionar. La sustancia que se termina limita la formación de más productos y se denomina reactivo límite.*
5. *En algunos casos, aunque ninguno de los reaccionantes se consuma totalmente, no se forman más producto: se llega a un equilibrio; la reacción no es completa y el rendimiento es menor que el teórico. Estas reacciones se representan por una ecuación con doble flecha que indica la posibilidad que las reacciones directa o inversa sucedan, hasta llegar al equilibrio, donde hay concentraciones apreciables de reaccionantes y productos.*

La estequiometría estudia los cálculos de materiales consumidos o producidos en una reacción química. Para hacer cálculos estequiométricos es necesario recordar los conceptos de mol, número de Avogadro, peso atómico y peso molecular o peso fórmula.

Lo fundamental de la estequiometría es que nos permite identificar el principio de la LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LA MATERIA

LA MATERIA NO SE CREA NI SE DESTRUYE, ÚNICAMENTE SE TRANSFORMA.

## REACCIONES DE PRECIPITACIÓN EN CASA...

En química se llama precipitado a una sustancia sólida que se forma en el interior de una disolución. En esta experiencia vamos a ver cómo a partir de una reacción química obtenemos un precipitado.

Material que va a necesitar:

- Vaso pequeño o copa
- Un papel de filtro (de los que se utilizan para el café)
- Leche
- Refresco de cola
- Agua tónica
- Vinagre
- Limón

¿Qué va a ver?

En este experimento va a obtener precipitados a partir de productos caseros. En realidad, va a observar cómo la caseína (proteína contenida en la leche) precipita en un medio ácido.

¿Qué debe hacer?

Situación experimental

- Vierta un poco de leche en una copa o en un vaso pequeño
  - Añada unas gotas de vinagre. Observe bien lo que ocurre y descríbalos.
-

74 Diseño de una unidad didáctica desde la perspectiva histórica para la construcción del concepto de cambio químico en estudiantes de educación media

---

- Deje el vaso con su contenido en reposo durante un tiempo. ¿Qué observa?
- Separe ahora el sólido del líquido utilizando un filtro (también sirve un trapo o un pañuelo)

¿Qué observa?

¿Qué propiedades tiene el sólido obtenido?

¿Cómo se puede comprobar la LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LA MASA?

## RESPONDA

**A.** ¿Cuándo se prepara un arroz en casa, que cantidades se deben relacionar, cuantas tasas de arroz por cuantas tasas de agua? ¿Qué pasa si no se tienen en cuenta estas cantidades? ¿Cómo se puede arreglar un error en el manejo de las cantidades de agua?

**B.** ¿Qué clase de reacción emplea cuando enciende una estufa con gas natural? Escribe la reacción.

**C.** Si en una olla a presión agrega agua, plátano, yuca, 4 presas de pollo, cilantro al gusto, sal, y cebolla y lo prueba una vez agrega estos ingredientes, ¿qué sabor tendría?, agradable o desagradable. ¿Qué se debe hacer para cambiar su sabor inicial? ¿Por qué?



**Enamorarse: ¿Son solo reacciones químicas?**

El enamoramiento empieza básicamente con la atracción de una persona hacia la otra. En esta atracción cuenta mucho lo que podamos percibir a

través de nuestros sentidos, sobre todo el visual y en un nivel silencioso y oculto el olfato.

Se han encontrado evidencias que demuestran la atracción que podemos sentir hacia otra por la semejanza en su olor corporal con respecto a nuestros parientes más queridos (*tales como nuestra madre o padre*), logrando evocar recuerdos placenteros, esto te puede transmitir seguridad y confianza desde el primer momento, aunque no estés consciente de ello.

## **Feromonas**

Las feromonas son producidas por hombres y mujeres, liberadas a través de la piel, la cual no logramos percibirla en forma consciente (*ingresa por el olfato*) pero identificamos sus efectos en aquella atmósfera de atracción que ejercemos hacia la otra persona y/o viceversa. Es así que actúan comunicando imperceptiblemente las hormonas de una persona con otra.

Las feromonas están presentes en todo el conjunto de seres vivos, y son, probablemente, la forma más antigua de comunicación animal, por ejemplo: los mamíferos marcan con regularidad los límites de sus territorios con feromonas secretadas por glándulas especializadas, los propietarios de hembras de perro ven con frecuencia que sus mascotas atraen a machos desde más de un kilómetro de distancia. Según las investigaciones, las mujeres que tienen relaciones sexuales al menos una vez a la semana estimulan al máximo la producción química de feromonas, con sus consiguientes efectos estimulantes en otras personas y en ellas mismas.

La industria cosmética está utilizando las variantes sintéticas para hacer más atractivos y sensuales sus productos.

## **La feniletilamina**

Explica el doctor García Vega, profesor de Psicología en la Facultad de Sociología de la Universidad Complutense. "El deseo está regulado por una sustancia del cerebro, llamada feniletilamina, de la cual necesitamos dosis cada vez mayores para que salte el umbral diferencial y se produzcan nuevas sensaciones que nos satisfagan" (probablemente nota una similitud con los efectos de la adicción).

La feniletilamina estimula la fuga de otro neuroquímico llamado dopamina, que libera la oxitocina, hormona involucrada en la lactancia y a la hora del parto. Los científicos tienen ahora evidencia de que esta hormona es expelida tanto por el hombre como la mujer en la primera atracción, y llega a su máximo nivel durante el orgasmo.

Otro químico cerebral es la norepinefrina, que a su vez ayuda a la liberación de adrenalina, que hace que el corazón se acelere, se sientan revoluciones en el estómago y aparezca sudor en las palmas de las manos en presencia del ser amado.

### **¿Qué sucede cuando comenzamos a notar que ya no sentimos lo mismo?**

Según algunos científicos el enamoramiento dura aproximadamente de 6 meses a 2 años, y no es que nuestra pareja se vuelva menos interesante, lo que sucede es que seguramente ya no fluye feniletilamina en nuestro cerebro. Si esto es cierto: *¿Estamos acaso condenados a cambiar de pareja cada 2 años?*, tendremos que asumir que hay que trabajar en mantener llamas del amor y la pasión; esto puede parecer para algunos

complicado, pero dejar a ciertas hormonas tomar el control de nuestra vida nos rebajaría a un nivel evolutivo inferior.

### **¿Es posible limitarse solo al punto de vista científico?**

No podemos explicar el fenómeno del amor sólo con neuroquímicos y hormonas. El ser humano es más complicado y su medio ambiente, herencia cultural, personalidad y otras muchas variables contribuyen en la elección de su pareja.

Somos la única especie capaz de experimentar amor, odio, envidia, vergüenza, sensaciones que no se dan en ningún otro animal.

Nuestra parte física impone sus reglas, pero no debemos olvidar que tenemos una parte espiritual (un yo superior) que trascenderá este mundo y que para amar, solo tenemos que encontrar las condiciones y la persona que vea más allá de sus ojos y mire nuestra alma..., somos seres superiores, mortales en cuerpo, inmortales en alma, y sin duda la mano de Dios está presente en todo aquello que llamamos amor.

### **COMPLEMENTE LA ANTERIOR LECTURA Y CONTESTE LAS SIGUIENTE PREGUNTAS.**

Realice un mapa mental sobre la lectura anterior

¿De qué forma se presenta una reacción química en la atracción física?

¿Qué condiciones debe cumplir una feromona para que sea detectada por el olfato?

### **ACTIVIDAD 8**

Con la dirección de la docente se desarrollará una plenaria en donde los estudiantes reconocerán la importancia del concepto de cambio químico. ¿Cómo fue su consolidación desde la historia del concepto y cuáles son los usos del mismo hoy?



## EVALUACIÓN FINAL

### UNIDAD DIDÁCTICA: LA ALQUIMIA UN CAMINO PARA RECORRER Y CONSTRUIR EL CONCEPTO DE CAMBIO QUÍMICO

De acuerdo con lo que se ha venido trabajando a lo largo de la unidad didáctica, desarrolle de manera ordenada la siguiente evaluación.

Nombre:

Curso:

1. Las siguientes son características de un cambio químico **excepto**:

- A. Hay una reorganización de los electrones de valencia al interior de los átomos.
- B. En el proceso se puede desprender un gas.
- C. En el proceso se puede aumentar la cantidad de masa.
- D. Hay un cambio de estado físico sin alteración de la composición de la materia.

2. La combustión es una reacción química de oxidación que se caracteriza por:

- A. Desprendimiento de oxígeno.
- B. Desprendimiento de hidrógeno.
- C. Desprendimiento de luz y calor.
- D. Desprendimiento de carbón gaseoso.

3. De los siguientes procesos indique si corresponde a un cambio físico o aun cambio químico.

- A. Evaporación del agua. \_\_\_\_\_
- B. Romper un vidrio. \_\_\_\_\_
- C. Quemar un trozo de madera \_\_\_\_\_
- D. Ebullición del nitrógeno líquido. \_\_\_\_\_
- E. Fermentación de la leche. \_\_\_\_\_
- F. Doblar una hoja de papel. \_\_\_\_\_
- G. Oxidación de una lata. \_\_\_\_\_
- H. Quemar un poco de azúcar. \_\_\_\_\_

4. El acetileno ( $C_2H_2$ ) es un hidrocarburo insaturado que al entrar en contacto con una chispa produce una combustión caracterizada por una llama de color azul intenso y altas temperaturas, el acetileno se produce en forma de gas al reaccionar una muestra de

carburo de calcio ( $\text{CaC}_2$ ) y agua, en el recipiente queda un residuo que corresponde al hidróxido del calcio. De acuerdo con la información anterior plantee una ecuación química que cumpla con la ley de la conservación de la materia.

5. Lavoisier trabajo durante mucho tiempo para comprobar que en una transformación química la cantidad de materia permanece constante describa brevemente la manera como pudo llegar a esta conclusión.

---

---

---

6. Cuando en los relatos de los inicios de la alquimia se hablaba del flogisto y de cómo algunas sustancias aumentaban su masa después de ser quemadas, en realidad lo que sucedía era una reacción química entre un metal o un no metal y el oxígeno, la anterior reacción se puede clasificar como una reacción de síntesis. Plantee un ejemplo que represente este tipo de reacción y muestre la ganancia de masa en los productos.

---

---

---

7. ¿A qué se debía que la monarquía del siglo XVI mostrará tanto interés e invirtiera recursos en las investigaciones que los alquimistas de la época estaban realizando? Explique brevemente.

---

---

---

8. Si en la época de la alquimia no se hubiera dado importancia a los trabajos relacionados con la materia y sus transformaciones y si las personas que dedicaron su vida a estos estudios no hubieran luchado para dar a conocer los resultados de los mismos, cómo habría influido esto en el desarrollo de la humanidad.

---

---

---

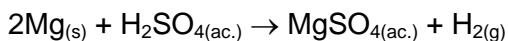
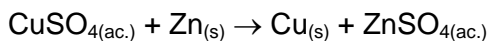
9. Según lo que se sabe de la vida de Lavoisier, que factores le favorecieron para llevar acabo todos los trabajos de investigación que realizó.

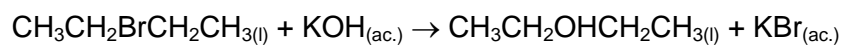
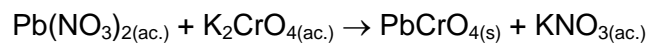
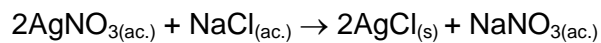
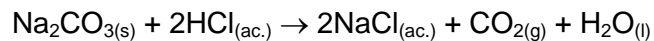
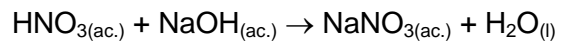
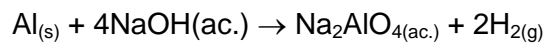
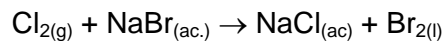
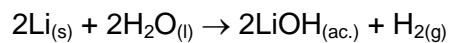
---

---

---

10. A continuación se relacionan algunas ecuaciones químicas que representan cambios químicos subraye aquellas que cumplan la ley de la conservación de la materia.





## 4. CONCLUSIONES Y RECOMENDACIONES

### 4.1 Conclusiones

Durante los tiempos de formación en el programa de Maestría en la Enseñanza de las Ciencias Exactas y Naturales impartida por la Universidad Nacional de Colombia fueron muchas las oportunidades de actualización en el manejo de diferentes herramientas tecnológicas y en la forma como se abordan los conceptos de una manera moderna sin perder por esto el rigor científico, sin embargo, al tomar la asignatura de la enseñanza de la química con el Profesor Jesús Sigifredo Valencia resultó impactante para mí, ver como muchos de los conceptos que a diario trabajo en el aula de clase han sufrido cambios no solo en la manera de darlos a conocer sino en la forma de relacionarlos con procesos cotidianos en muchos casos y en otros un poco más alejados y por ello difíciles de observar para la gente del común.

A lo largo del tiempo en mi experiencia docente he notado un gran vacío para que los estudiantes logren identificar cuando una sustancia (elemento o compuesto) sufre una transformación química y es por ello que me di a la tarea de trabajar en un primer momento la evolución histórica del concepto, llegando a la conclusión que para obtener resultados contundentes como la formulación de la ley de la conservación de la masa se requirieron años de trabajo y la participación de personas, que en muchos casos no son ni siquiera mencionadas, por ello los maestros caemos en el error de mostrar productos terminados, lo que sin duda alguna le quita un poco de magia al proceso de enseñanza aprendizaje.

Pero si bien la historia es importante, también lo es el hecho que nuestros estudiantes deben dominar de manera amplia el lenguaje y la simbología propia de la química es por ello que en el aspecto disciplinar se hace necesario tomar toda la información que sea posible de la transformación química y exponerla de tal manera que sea de fácil interpretación para cualquier persona que tenga una fundamentación básica en esta ciencia.

Sin embargo, dado el nivel de complejidad de nuestra ciencia soy una convencida que la experimentación es quizás la mejor herramienta que poseemos para lograr la motivación y la aprehensión de los conceptos por ello mi propuesta didáctica se basa en la realización de una serie de prácticas sencillas que pueden ser de gran ayuda para lograr el objetivo.

## **4.2 Recomendaciones**

Debido a la importancia que representa la apropiación del concepto de cambio químico para el desarrollo de temáticas más complejas sugiero se realicen tantas experiencias experimentales como sean necesarias hasta garantizar que los estudiantes identifiquen las transformaciones ocurridas y las sustenten con la suficiencia propia del grado décimo. Las prácticas pueden ser modificadas de acuerdo con los materiales con que se disponga y la creatividad del maestro.





## 5. BIBLIOGRAFÍA

- AGRIPPA, N. H. (2009). *The fourth book of occult philosophy: The companion of three books of occult philosophy*. Woodbury: Llewellyn Publications.
- BEGUIN, J. (2006). *Tyrocinium chymicum: Chemical essays acquired from nature and manual experiences*. Chicago: The university of Chicago Press.
- BEN. DOV, Y. (1998). Modelos de conocimiento y Estrategías de Educación. *Planteamientos en Educación*, 69-89.
- BERGMANN, T. (1788). *Dissertation on elective attractions*. Paris: J. Murray and Charles Elliot.
- BOYLE, R. (1664). *Experiments and considerations touching colours*. (E. PORTELA, Trad.)
- BROOK, W. (1993). *The chemical tree: A history of chemistry*. New York: w. w. Norton and Co., Inc.
- BROWN, L. e. (2004). *Química la ciencia central*. Naucalpan de Juárez. México: Pearson Educación.
- BURNS, R. (2003). *Fundamentos de Química*. México: Pearson Educación.
- CHANG, R. (2003). *Química*. Cuauhtémoc. México: McGraw Hill interamericana editores S.A.
- CHESTER, J. W. (2002). *The penguin history of Europe: Europe in the high middle ages*. London: Penguin Books Ltda.
- CHROBAK, R. (1998). *Metodologías para lograr aprendizaje significativo*. Argentina: Educo.
- CLEGG, B. (2003). *The first scientist: A life of Roger Bacon*. New York: Carroll & Graff Publishers.
- CONLO, T. (2011). *Thinking about nothing: Otto von Guericke and Magdeburg experiments on the vacuum*. Fort Collins (CO): The Saint Austin Press.
- DJERASSI, C., & HOFFMANN, R. (2001). *Oxygen*. Weinheim: Wiley - VCH Verlag GmbH.

- DONOVAN, A. (1996). *Antoine Lavoisier: Science, administration and revolution*. Cambridge: Cambridge University Press.
- DOVAN, A. (1975). *Philosophical chemistry in the scottish enlightenment: The doctrines and discoveries of William Cullen and Joseph Black*. Edinburg: University Press.
- EBERLY, J. (2004). *Al-Kimia: The mystical islamic essence of the sacred art of alchemy*. New York: Sophia Perennis.
- ELIADE, M. (1978). *The forge and the crucible. The origins and structure of alchemy*. Chicago: The University of Chicago.
- EMSLEY, J. (2000). *The 13th element: The sordid tale of murder, fire, and phosphorus*. John Wiley & Sons, Inc.
- ENCISO, S. (24 de Junio de 2005). *Hacia el cambio didáctico y el aprendizaje significativo*. Recuperado el 23 de Julio de 2012, de Hacia el cambio didáctico y el aprendizaje significativo: <http://ensino.univates.br/~4iberoamericano/trabalhos/trabalho257.pdf>
- FARA, P. (2005). *Scientists anonymous*. Thriplow (Cambridge): Icon Books, Ltd.
- GREEBBERG, A. (2003). *The art of chemistry: Myths, medicines and materials*. Hoboken (NJ): Wiley-Interscience.
- GREENBERG, A. (2000). *A chemical history tour: Picturing chemistry from alchemy to modern molecular science*. New York: Wiley-Interscience.
- GYUNG, M. (2003). *Affinty, that elusive dream: A genealogy of the chemical revolution*. Cambridge: The MIT Press.
- HOLMYARD, E. J. (1928). *The works of Geber*. Whitefish (MT): Kessinger Publishings.
- HOLMYARD, E. J. (1990). *Alchemy*. Mineola(NY): Dover Publications.
- KANT, E. (1755). *Allgemeine Naturgeschichte und theorie des himmels*, . Konisberg un Leipzig: Johann Friederich Petersen.
- Lavoisier, A. (7 de Octubre de 2010). *Antonio Lavoisier*. Recuperado el 10 de Septiembre de 2012, de Antonio Lavoisier: [http://redescolar.ilce.edu.mx/redescolar/publicaciones/publi\\_quepaso/lavoisier.htm](http://redescolar.ilce.edu.mx/redescolar/publicaciones/publi_quepaso/lavoisier.htm)
- LEIGH, G. (2004). *The world's greatest fix: A history of nitrogen and agriculture*. New York: Oxford University Press, Inc.
- LEVERE, T. (1993). *Affinty and mater: Elements of chemical philosophy*. Yverdon (Zwitzerland): Gordon and Breach Science Publishers, S.A.
- LÖWY, K., & RICHTER, J. (1874). *Der entdecker der chemischen proportionen: Eine denkschrift*. Ann Arbor (MI): University of Michigan Library.

MARTÍN, R. G. (21 de Junio de 2010). *Fundación Canaria Orotava de Historia de la Ciencia*. Recuperado el 12 de Septiembre de 2012, de Fundación Canaria Orotava de Historia de la Ciencia:

[http://www.gobcan.es/educacion/3/usrn/fundoro/archivos%20adjuntos/publicaciones/actas/13\\_14/conferencias/guillermina\\_martin.pdf](http://www.gobcan.es/educacion/3/usrn/fundoro/archivos%20adjuntos/publicaciones/actas/13_14/conferencias/guillermina_martin.pdf)

MARTÍN, R. G. (19 de Octubre de 2012). *Fundación Canaria Orotava de Historia de la Ciencia*. Recuperado el 22 de Octubre de 2012, de Fundación Canaria Orotava de Historia de la Ciencia:  
[http://www.gobiernodecanarias.org/educacion/3/Usrn/fundoro/web\\_fcohc/002\\_proyectos/ciencia\\_esp/almiquia.htm](http://www.gobiernodecanarias.org/educacion/3/Usrn/fundoro/web_fcohc/002_proyectos/ciencia_esp/almiquia.htm)

MARTIN, S. (2006). *Alchemy & alchemists*. Edison (NJ): Chartwell Books, Inc.

MEYER, E., & MCGOWAN, G. (1923). *A history of chemistry from earliest times to present days*. BiblioLife.

MORAN, B. (2007). *Andreas Libavius and the transformation of alchemy: separating chemical cultures with polemical fires*. Sagamore Beach (MA): Science History Publications/USA.

MORANO, K. M. (2005). *Antoine Lavoisier: Father of modern chemistry*. Hockessin (DE): Mitchell Lane Publishers.

MORTIMER, C. (1983). *Química*. México: Grupo Editorial Iberoamericano.

NEWMAN, W. (2006). *Atoms and alchemy: Chymistry and the experimental origins of the scientific revolution*. Chicago: The University of Chicago Press.

NUMMEDAL, T. (2007). *Alchemy and authority in the holy roman empire*. Chicago: The University of Chicago Press.

PATTISON, M. M. (1902). *The story of alchemy and the beginnings of chemistry*. Whitefish (MT): Kessinger Publishing.

PAVLOVA, G., & FEDOROV, A. (1984). *Mikhail Vasilievich Lomonosov: His life and work*. Moscow: Mir Publishers.

PORLÁN, R. (1998). *Pasado, presente y futuro de la didáctica de las ciencias*. Madrid: Prenticehall.

PRIALNIK, D. (2000). *An Introduction to the theory of stellar structure and evolution*. UK: Cambridge University Press.

READ, J. (1995). *From alchemy to chemistry*. New York: Dover Publications, Inc.

RIGDEN, J. (2003). *Hydrogen: The essential element*. Cambridge: Harvard University Press.

RIGHTER, K. (2007). Not so rare Earth? New developments in understanding the origin of the earth and moon. *Chemie der Erde*, 179-200.

- RIVERS, I. W. (2008). *Joseph Priestley, scientist, philosopher, and theologian*. Oxford: Oxford University Press, Inc.
- SARGENT, R. M. (1995). *The diffident naturalist: Robert Boyle and the philosophy of the experiment*. Chicago: The University of Chicago Press.
- SCOTT, M. (2007). *The alchemist: The secrets of immortal Nicolas Flamel*. New York: Delacorte Press.
- STAHL, G. (2011). *Chymia rationalis et experimentalis*. Charleston (SC): Nabu Press.
- STEWART, M. (1991). *Selected philosophical papers of Robert Boyle*. Indianapolis: Hackett Publishing.
- TASCÓN, C. (26 de Septiembre de 2004). *El constructivismo desde la teoría del Aprendizaje Significativo de Ausubel*. Recuperado el 8 de Agosto de 2012, de El constructivismo desde la teoría del Aprendizaje Significativo de Ausubel.: <http://www.ctascon.com/Teoria%20del%20Aprendizaje%20Significativo%20de%20Ausubel.pdf>
- TUGNOLI, P. S. (1983). *La teoria del flogisto: Alle origini della rivoluzione chimica*. Bologna: Cooperativa Libreria Universitaria Editrice Bologna.
- WAITE, A. (2007). *The hermetics and alchemical writings of Paracelsus*. Forgotten Books.
- WHITTEN, K. e. (2009). *Química*. Iztapalapa, México: Cengage learning.
- WILLIAMS, H. (2012). *Periodic tales: A cultural history of the elements, from arsenic to zinc*. New York: Harper Collins Publishers.
- ZUMDAHL, S. e. (2000). *Chemistry*. Boston. New York: Houghton Mifflin Company.