

# Guía 4



Relaciones cuantitativas entre reactivos y productos

## Indicadores de Desempeño:

### Conceptual:

- Comprende el concepto de estequiometría y los elementos básicos para el balanceo de ecuaciones.

### Procedimental:

- Aplica el balanceo de ecuaciones en su vida cotidiana y comprende la importancia de la estequiometría en la industria.

### Actitudinal:

- Respeta las opiniones de sus compañeros y comprende que las diferencias son un punto de partida para construir conocimiento.

## ¿QUÉ VAMOS A APRENDER EN ESTA GUÍA? Y ¿PARA QUÉ ME SERVIRÁ LO QUE VOY A APRENDER?

Actualmente, problemas tan diversos como la medición de la concentración de gas carbónico en la atmósfera, la determinación del rendimiento potencial de minerales de una mina y la evaluación de diferentes procesos para convertir el carbón en combustibles gaseosos, comprenden aspectos que hacen interesante el estudio de la estequiometría, una ciencia que los químicos usan por esencia en sus labores diarias. La estequiometría es un tema de mucho interés en el campo científico por la necesidad de idear nuevas reacciones químicas, útiles para obtener productos de uso cotidiano como por ejemplo el acero, el azúcar o los combustibles.



### Vivencia

#### TRABAJO INDIVIDUAL

1. Leo comprensivamente la siguiente situación para dar respuesta en mi cuaderno a las preguntas planteadas:

“Imagino que voy a la plaza de mercado a comprar las siguientes frutas: Mangos, mandarinas, papayas, granadillas, moras, piñas, entre otras; me solicitan que haga grupos con ellas de al menos 5 unidades organizadas de mayor a menor tamaño”.

#### RESPONDO:

- a. ¿Qué grupos se formarían?
  - b. ¿Todos los grupos formados tendrían la misma cantidad de frutas?
  - c. ¿Qué criterios tendría en cuenta para formar los diferentes grupos?
  - d. Y si a la compra agrego frutas como la sandía y/o bananos, ¿cómo se vería afectada la conformación de los grupos? Justifico mi respuesta.
2. Un constructor necesita saber el número de ladrillos de una carga para la construcción de una casa, ¿qué estrategia debe implementar para determinarlo? Explico la respuesta lo más detallada posible.





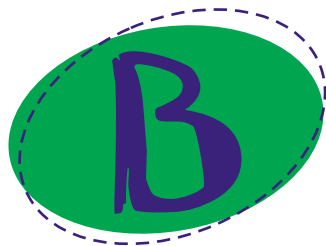
3. Hablo con los integrantes de mi comunidad (que están cerca de la IĒ) y les solicito que me digan cuáles son los ingredientes y proporciones que utiliza cada uno para hacer una torta. Escribo la lista de ingredientes en mi cuaderno.

## TRABAJO EN EQUIPO

4. Comparto con mis compañeros las respuestas dadas a las actividades anteriores y las complemento, si lo considero necesario.
5. Teniendo en cuenta la actividad del punto 3, escribimos en nuestros cuadernos qué sucedería con la torta ante las siguientes situaciones:
  - a. Si agregamos más huevos de los que indica la receta.
  - b. Si agregamos más harina de la que indica la receta.
  - c. Si en lugar de azúcar agregamos sal.
  - d. Si no agregamos uno de los ingredientes.
6. Buscamos una caja de acetaminofén o ibuprofeno. Leemos los componentes que se encuentran en la parte de atrás y la cantidad en que aparecen; si sólo hay un ingrediente, indicamos la cantidad que aparece allí.
7. Con base en los datos del punto anterior, escribimos en nuestros cuadernos por qué consideramos que la cantidad de componentes en un medicamento debe ser exacta y qué sucedería si esto no fuera así.

## TRABAJO CON EL PROFESOR

8. En compañía del profesor, compartimos las actividades desarrolladas anteriormente por medio de una plenaria y le solicitamos valorar el ejercicio.



## Fundamentación Científica

### TRABAJO EN EQUIPO

1. Seleccionamos democráticamente el integrante del equipo que hará la lectura sobre la estequiometría y diseñamos en nuestros cuadernos un diagrama que sintetice las ideas principales.
2. El líder de cada equipo socializará y aportará las ideas relevantes sobre el tema a través de la elaboración de un texto coherente y claro que será leído al interior del equipo para su aprobación, posteriormente este será incluido en los instrumentos de gobierno.

**NOTA:** Estas dos actividades serán evaluadas por el docente al terminar este momento del proceso metodológico.

### Estekiometría

Para comprender mejor esta rama de la química es indispensable conocer algunos conceptos asociados a su estudio, entre ellos:

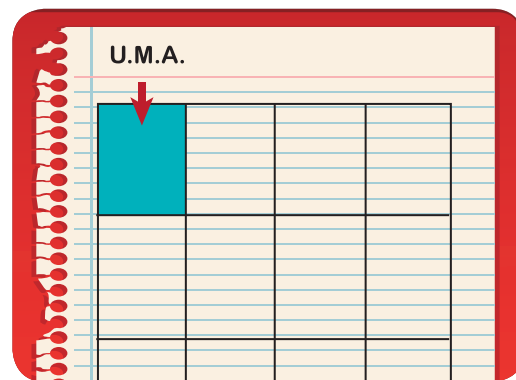
**A.** Al entender que las sustancias están formadas por átomos y estos a su vez se unen para formar moléculas, es lógico pensar en cuál es la masa de esos átomos. No tiene sentido creer que un átomo o una molécula se pueden pesar directamente en una balanza, por ello es difícil cuantificar la cantidad de átomos presentes en dicha sustancia.

Para expresar la masa de los átomos, los químicos eligieron el término masa atómica, definida como la masa promedio de los átomos de un elemento en relación a la masa de un átomo de carbono 12 ( $^{12}\text{C}$ ). Cuando en la tabla periódica se lee la masa atómica de un elemento químico, se dice que en realidad es la masa atómica relativa del elemento, pues se compara la masa de cada uno con una unidad de referencia llamada uma, que significa unidad de masa atómica, cuyo valor es igual a  $1/12$  partes de la masa del isótopo del átomo de carbono (C).

Por ejemplo: El cloro tiene dos isótopos (átomos de un mismo elemento que difieren en su número de neutrones): Cl-35 en un 75,5 % y Cl-37 en un 24,5 %; por tanto, la masa atómica media será:

$M.A. = 35 \text{ uma} \times (75,5/100) + 37 \text{ uma} \times (24,5/100) = 35,49 \text{ uma}$ . Esta masa atómica

es la que aparecerá en la tabla periódica para el cloro.



**B.** Técnicamente no se puede obtener la masa de una molécula individual mediante el pesado de la misma, pero sí determinar el valor de su masa a partir de la masa atómica relativa de los elementos, es decir, comparando la masa de una molécula con la unidad de masa atómica (u.m.a), para hallar la masa (M), resumida como la suma de los pesos atómicos de los átomos presentes en una molécula. Por ejemplo, la molécula de agua, por definición, tiene un peso molecular de 18, cuyas unidades pueden ser de cualquier tipo, siempre y cuando definan el peso de algo: Gramos, onzas, kilos, libras, entre otras.

**C.** Hasta las cantidades más pequeñas de una sustancia contienen un número bastante considerable de átomos, y, por conveniencia, para simplificar el trabajo químico se ha determinado el uso de MOL, definida como la unidad de referencia para expresar la cantidad de materia que contiene  $6,02 \times 10^{23}$  partículas elementales, ya sean átomos, moléculas, iones, partículas subatómicas, entre otras. Por ello, cuando un químico utiliza el término mol, debe dejar muy claro su referencia, si es 1 mol de átomos, 1 mol de moléculas, 1 mol de iones o 1 mol de partículas elementales; este número tiene su propio nombre y es conocido como el número de Avogadro.

Para hallar el número de moles (n) de una sustancia se tiene la siguiente relación:  $n = m/M$ , donde n es el número de moles, m la masa del compuesto (o elemento) y M el peso molecular o peso atómico (según sea el caso).

Enlazando los términos de masa atómica, masa molecular, mol y número de Avogadro, se puede obtener una relación directa entre ellos, como se observa en las siguientes relaciones:

$6,02 \times 10^{23}$  átomos = 1 mol de átomos.

**Por ejemplo, para el cobre (Cu), hidrógeno (H) y el hierro (Fe):**

$6,02 \times 10^{23}$  átomos de Cu = 1 mol de átomos de Cu.

$6,02 \times 10^{23}$  átomos de H = 1 mol de átomos de H.

$6,02 \times 10^{23}$  átomos de Fe = 1 mol de átomos de Fe.

**Donde:**

$6,02 \times 10^{23}$  átomos de Cu = 1 mol de átomos de Cu = 63,54 uma = 63,54 g.

$6,02 \times 10^{23}$  átomos de H = 1 mol de átomos de H = 1 uma = 1 g.

$6,02 \times 10^{23}$  átomos de Fe = 1 mol de átomos de Fe = 55,847 uma = 55,847 g.

De igual manera se aplica para la molécula de un compuesto:

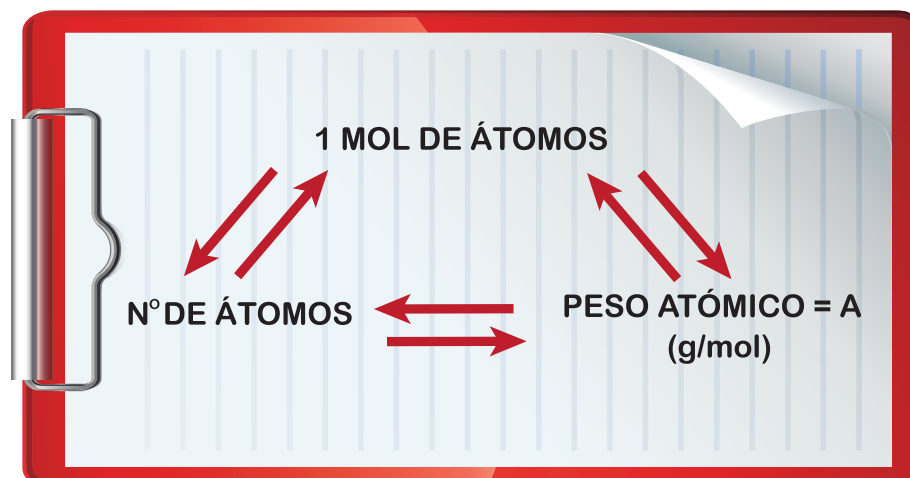
$6,02 \times 10^{23}$  moléculas = 1 mol de moléculas.

Por ejemplo, para el caso del óxido de aluminio ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ) o el agua ( $\text{H}_2\text{O}$ ):

$6,02 \times 10^{23}$  moléculas de  $\text{Al}_2\text{O}_3$  = 1 mol de moléculas de  $\text{Al}_2\text{O}_3$  = 102 uma = 102 g.

$6,02 \times 10^{23}$  moléculas de  $\text{H}_2\text{O}$  = 1 mol de moléculas de  $\text{H}_2\text{O}$  = 18 uma = 18 g.

Estas relaciones se observan en la siguiente imagen:



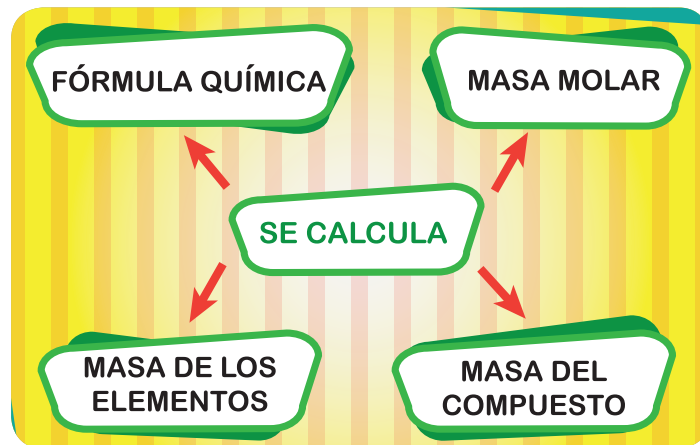
D. Igualmente, para simplificar el trabajo en el laboratorio o en la industria, los químicos utilizan las fórmulas químicas para expresar la composición de las moléculas o de los compuestos iónicos, así estos no formen moléculas, ya que constituyen cristales formados por iones positivos y negativos. Por composición se entiende el número y tipo de átomos de un compuesto, en ocasiones estos están acompañados de unos subíndices que indican el número de átomos de ese elemento presentes en la fórmula.

Por ejemplo, para el caso del óxido de aluminio ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ), la fórmula indica la composición, entendida como el número de átomos, 2 y 3 para el aluminio y el oxígeno, respectivamente, así como el tipo de átomos del compuesto presentes: Aluminio y oxígeno.

Todo compuesto puede representarse por su fórmula química y generalmente se usan dos tipos de fórmula: La molecular y la mínima. La primera es entendida como aquella que expresa el número de átomos de cada elemento que forman una molécula del compuesto y sólo se emplea en el caso de que el compuesto esté realmente constituido por moléculas, y la segunda es la reducción de una fórmula molecular a su mínima expresión entera; por ejemplo, la fórmula molecular de la glucosa es  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ , mientras que su fórmula mínima es  $\text{CH}_2\text{O}$ ; para varios compuestos, como es el caso del agua ( $\text{H}_2\text{O}$ ) o el metano ( $\text{CH}_4$ ), la fórmula molecular es igual a la fórmula mínima.

Con la fórmula química de un compuesto y las masas molares de los elementos que la componen, se puede calcular la masa de cada uno de los elementos presentes en el compuesto y la del compuesto mismo, como se relaciona en el siguiente esquema<sup>1</sup>:

<sup>1</sup> Tomado de Ruiz Garritz, A. Capítulo 6 Estequiometría. Primera parte, Manifestaciones de la materia. Recuperado de [http://garritz.com/andoni\\_garritz\\_ruiz/documentos/Mi%20curriculum/06-Garritz.pdf](http://garritz.com/andoni_garritz_ruiz/documentos/Mi%20curriculum/06-Garritz.pdf)



Al conocer la fórmula química de un compuesto, también se puede determinar su composición en masa o elemental, conocida como el porcentaje de cada elemento en un compuesto o en alguna especie química, esto se demuestra en el siguiente ejemplo<sup>2</sup>:

La fórmula molecular de la hidracina es  $N_2H_4$  y se debe determinar su composición elemental.

Para este ejemplo sumamos las masas molares de todos los átomos que constituyen la molécula o fórmula, para la hidracina es:

$$2 (MN) + 4 (MH) = 2 (14,007) + 4 (1,008) = 32,046 \text{ un mol de compuesto.}$$

Ahora, para hallar la masa de cada uno de los elementos que aparecen en la fórmula se debe tener en cuenta la masa molar de cada átomo y el número de los átomos que aparecen en la fórmula, así:

$$m_N = [1 \text{ mol de átomos de N}] \left[ \frac{14.007 \text{ g de N}}{1 \text{ mol de átomos de N}} \right] = 14.007 \text{ g de N}$$

$$m_H = [2 \text{ mol de átomos de H}] \left[ \frac{1.008 \text{ g de H}}{1 \text{ mol de átomos de H}} \right] = 2.016 \text{ g de H}$$

Haciendo la sumatoria de ambas masas se obtiene la masa total del compuesto que es de 16,023 g, por lo que la razón unitaria permite calcular el porcentaje en masa, así:

$$\left[ \frac{100\% \text{ de masa}}{16.023 \text{ g}} \right]$$

Con esta relación se puede calcular el porcentaje (%) en masa del nitrógeno y del hidrógeno de la siguiente manera:

$$\%N = 14.007 \text{ g} \left[ \frac{100\% \text{ de masa}}{16.023 \text{ g}} \right] = 87.42\%$$

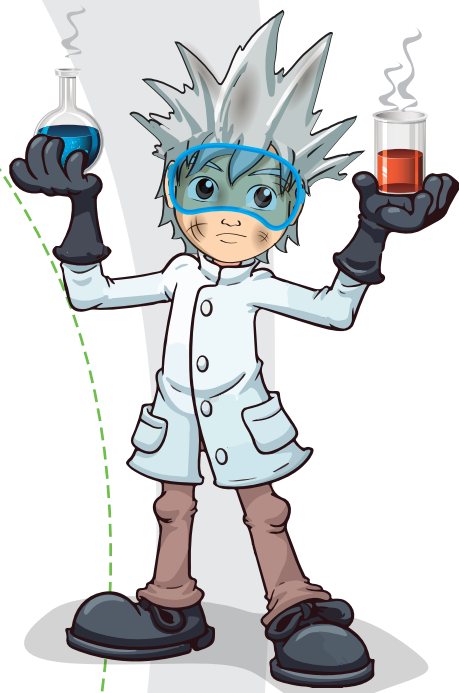
$$\%H = 2.016 \text{ g} \left[ \frac{100\% \text{ de masa}}{16.023 \text{ g}} \right] = 12.58\%$$

<sup>2</sup> Ibid.

Independientemente de si se usa la fórmula molecular o la fórmula mínima, los resultados de la composición elemental son los mismos, porque ambas fórmulas expresan la composición de un compuesto.

En conclusión, la estequiometría es el cálculo de las relaciones cuantitativas entre reactivos y productos en una reacción química. Es una herramienta indispensable que ayuda a resolver problemas químicos tan diversos como por ejemplo, la concentración de ozono en la atmósfera, la cantidad de contaminantes en el agua o la concentración de un reactivo X para obtener un producto.

### Reacciones químicas

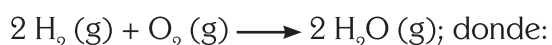


Como se puede notar cada fórmula química está asociada a un tipo especial de reacción química, y es que estas son de gran utilidad en la química, en la industria o en la cotidianidad, por ejemplo, al preparar un café.

Una reacción química se define como el proceso mediante el cual una o más sustancias químicas (elementos o compuestos), denominados reactivos, sufren un proceso de transformación o combinación para dar lugar a una serie de sustancias, elementos o compuestos denominados productos. En una reacción química se produce desprendimiento o absorción de calor u otras formas de energía.

Cada tipo de reacción química se representa de manera sencilla mediante una ecuación química, que es la manera gráfica del proceso que se está llevando a cabo.

Por ejemplo:



Números = Proporción de combinación (coeficientes estequiométricos).

Signo (+) = "Reacciona con".

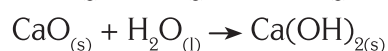
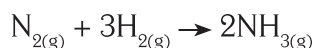
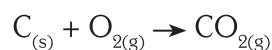
Signo (  $\longrightarrow$  ) = "Produce" o "para dar".

Letras en ( g, ac, l, s ) = Indican el estado de agregación de las especies químicas.

Fórmulas químicas = A la izquierda son reactivos, a la derecha productos.

Se conocen dos tipos comunes de reacciones químicas, las de combinación y descomposición. En las primeras dos reactivos se combinan para formar un solo producto, mientras que en las reacciones de descomposición un solo reactivo se descompone para formar dos o más sustancias o productos, como se observa en los ejemplos<sup>3</sup>:

Reacción de combinación



Reacción de descomposición

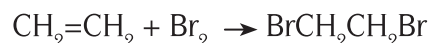


<sup>3</sup> Tomado y adaptado de Monografias.com. Definición. Recuperado de <http://www.monografias.com/trabajos15/definiciones-fisica/definiciones-fisica.shtml>



Existen diferentes tipos de reacciones de descomposición que permiten diferenciarlas:

- a. Reacciones de adición: Cuando dos o más reactivos se combinan para formar un producto:



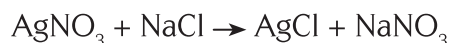
- b. Reacciones de desplazamiento: Reacciones en las cuales un elemento desplaza a otro de un compuesto:



- c. Reacciones de metátesis: Donde dos reactivos se enrocan, es decir, se combinan:



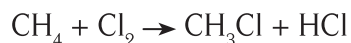
- d. Reacciones de precipitación: Reacciones en las cuales uno o más reactivos se combinan generando un producto insoluble:



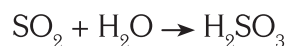
- e. Reacciones de dismutación: Donde se generan compuestos a partir de los reactivos y en las cuales un elemento tiene dos estados de oxidación:



- f. Reacciones de sustitución: Reacciones en las cuales se sustituye uno de los reactivos por alguno de los componentes del otro reactivo:



- g. Reacciones Redox u óxido-reducción: Donde los reactivos intercambian electrones; son comunes en baterías y pilas, reacciones metabólicas, entre otras:



### Leyes ponderales



Son las leyes usadas en estequiometría, que permiten comprenderla y sustentarla mediante los cálculos para demostrar las relaciones entre los reactivos y productos de una reacción química. Esto significa que estas leyes ayudan a comprender el comportamiento de la materia en los cambios químicos, en función de la masa de las sustancias que participan en las ecuaciones estequiométricas.

- a. **Ley de la conservación de la masa:** Propuesta por Antoine Lavoisier; establece que en una reacción química la masa se conserva, es decir, que la suma de las sustancias que participan antes de reaccionar es igual a la suma de la masa de las sustancias después que se produce la reacción.

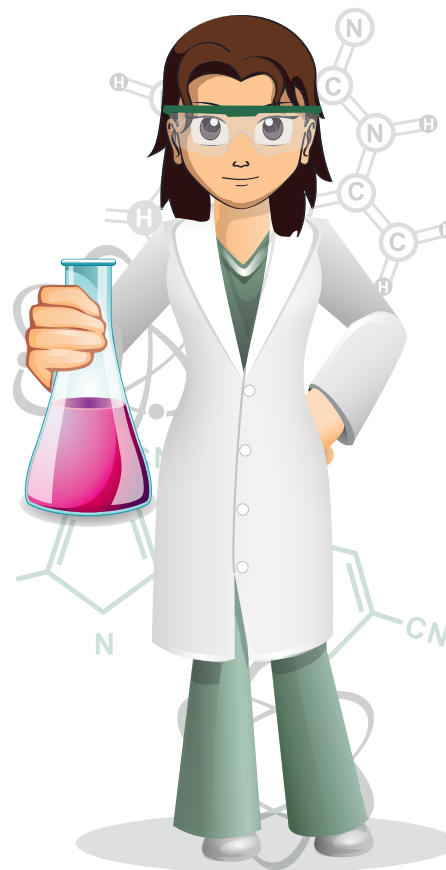
Dicho mediante una ecuación sería:



*“En las reacciones químicas, la cantidad de materia que interviene permanece constante”.*

Aclaremos esto con un ejemplo cotidiano: Si se pone a hervir una olla con 1Kg de agua en estado líquido, durante un tiempo suficiente, se obtiene 1Kg de vapor de agua.

- b. **Ley de las proporciones definidas o constantes:** Propuesta por Proust, quien concluyó que cuando se produce un compuesto, los elementos que se unen siempre lo hacen en la misma proporción, es decir, todas las sustancias puras siempre tienen la misma composición. Por ejemplo, el agua ( $H_2O$ ) es un compuesto puro, conformado por átomos de hidrógeno y oxígeno; en cualquier muestra de agua pura, sin importar la cantidad, siempre habrá dos átomos de hidrógeno por cada átomo de oxígeno.
- c. **Ley de las proporciones múltiples:** Elaborada por el científico John Dalton, quien estableció que en algunas ocasiones dos elementos se combinan y no producen un solo compuesto, sino que pueden generar varios, lo cual no previó Proust.



Esta ley establece que dada una cantidad fija de uno de los elementos que participan en la ecuación, las diferentes cantidades del otro elemento se combinan con la cantidad fija del primero, dando como productos, compuestos cuya masa se expresa en números enteros pequeños.

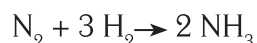
Ejemplo<sup>4</sup>: El carbono y el oxígeno forman dos compuestos comunes que son el dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>) y el monóxido de carbono (CO). El cuadro muestra las relaciones entre los compuestos, así:

Compuesto	Relación por masa molar	Proporción
CO <sub>2</sub>	12g C: 32g O	1:2
CO	12g C: 16g O	1:1

- d. **Ley de las proporciones equivalentes o recíprocas:** Propuesta por Richter; indica que si dos elementos se combinan con una masa fija de un tercer elemento, sus masas son capaces de combinarse entre sí, o bien los múltiplos o submúltiplos de dicho peso.

Ejemplo<sup>5</sup>: Si 100 gramos de A pueden combinarse con 200 gramos de C, y 50 gramos de B, también pueden combinarse con 200 gramos de C, entonces 100 gramos de A pueden reaccionar con los 50 gramos de B, o hacerlo en proporciones múltiplos o submúltiplos de estas, como 50 gr de A con 25 gr de B, o 200 gr de A con 100 gr de B.

Para poner algún ejemplo en concreto, se pueden observar las siguientes reacciones<sup>6</sup>:

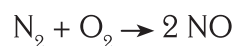


En esta reacción, un gramo de hidrógeno reacciona con 4,66 gramos de nitrógeno.



En esta reacción, un gramo de hidrógeno reacciona con 8 gramos de oxígeno.

Según la ley de las proporciones recíprocas, 4,66 gramos de nitrógeno deben ser capaces de reaccionar con 8 gramos de oxígeno.



En esta reacción de formación de monóxido de nitrógeno, tenemos que 28 gramos de nitrógeno reaccionan con 32 gramos de oxígeno.

Entonces se observa que:

4,66 g de nitrógeno, multiplicado por 4, da como resultado los 28 g de la última reacción, y 8 g de oxígeno, multiplicado por 4, da como resultado los 32 g de la reacción de formación del NO, y se tiene que la ley de las proporciones recíprocas se cumple perfectamente.

### Métodos para balancear ecuaciones

Antes de iniciar con los cálculos estequiométricos debemos aprender a balancear las ecuaciones para así cumplir con la ley de la conservación de la materia, porque

**4 Tomado de** Escuela Americana El Salvador. Leyes Ponderales. Recuperado de <http://www.amschool.edu.sv/paes/science/leyes.htm>

**5 Tomado de** González, M (2010). Ley de proporciones recíprocas. Recuperado de <http://quimica.laguia2000.com/conceptos-basicos/ley-de-proporciones-reciprocas>

**6** *Ibíd.*

en química es muy importante saber qué cantidad de reactivos se necesitan en una reacción para obtener la cantidad de producto deseada, es decir, poder interpretar la reacción de manera cuantitativa, con cantidades.

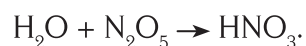
Generalmente se usan dos métodos para balancear una ecuación, el método de tanteo o inspección simple y el Redox u óxido-reducción, que utiliza los números o estados de oxidación de los elementos químicos, es decir, números enteros que representan el número de electrones que un átomo recibe (simbolizado con el signo -) o que pone a disposición de otros (signo +) cuando forma un compuesto determinado.

A continuación se observa la tabla periódica con los estados o números de oxidación de los elementos químicos:

## NÚMEROS DE OXIDACIÓN DE LOS ELEMENTOS DE LA TABLA PERIÓDICA

	1 IA																18 VIIIA		
1	+1 H	2 IIA																1 He	
2	+1 Li	+2 Be																2 Ne	
3	+1 Na	+2 Mg	3 IIIA	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIB	8 VII	9 VII	10 VIII	11 IB	12 IIB	+3 Al	+2,+4 Si	+1,+2,+3,+4,+5 N	+1,+2 O	+1 F	+1,+3,+5,+7 Cl	3 Ar
4	+1 K	+2 Ca	+3 Sc	+2,+3,+4 Ti	+2,+3,+4,+5 V	+2,+3,+6 Cr	+2,+3,+4,+5,+6,+7 Mn	+2,+3 Fe	+2,+3 Co	+2,+3 Ni	+1,+2 Cu	+2 Zn	+1,+3 Ga	+2,+4 Ge	+3,+5 As	+2,+4,+6 Se	+1,+3,+5,+7 Br	4 Kr	
5	+1 Rb	+2 Sr	+3 Y	+3,+4 Zr	+2,+3,+4,+5 Nb	+2,+3,+6 Mo	+4,+5,+6,+7 Tc	+2,+3,+4,+5,+6,+7,+8 Ru	+2,+3,+4,+5,+6 Rh	+2,+4 Pd	+1 Ag	+2 Cd	+1,+3 In	+3,+5 Sn	+3,+5 Sb	+2,+4,+6 Te	+1,+3,+5,+7 I	5 Xe	
6	+1 Cs	+2 Ba	+3 La	+3,+4 Hf	+3,+4,+5 Ta	+2,+3,+4,+5,+6 W	+2,+3,+4,+5,+6,+7 Re	+2,+3,+4,+5,+6,+7,+8 Os	+2,+3,+4,+5,+6 Ir	+2,+4 Pt	+1,+3 Au	+1,+2 Hg	+1,+3 Tl	+3,+5 Pb	+2,+4,+6 Bi	+2,+4,+6 Po	+1,+5,+7 At	6 Rn	
7	+1 Fr	+2 Ra	+3 Ac	+3,+4 Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uun	Uuu	Uub	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	7 Uuo	

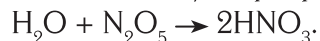
**A. Método de inspección simple o tanteo:** Consiste en verificar que los átomos de los reactivos y los productos tengan átomos de cada elemento químico, presentes en la reacción química, en igual cantidad, aunque estén en moléculas o sustancias diferentes. Para lograr esta igualdad sólo se pueden agregar COEFICIENTES a las fórmulas que lo necesiten, pero no se pueden cambiar o alterar los subíndices presentes. Por ejemplo, se solicita balancear la siguiente reacción química dada entre el agua y el óxido de nitrógeno para obtener ácido nítrico, como se representa a continuación:



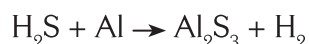
De acuerdo a lo expresado, en los reactivos de cada fórmula química están presentes 2 átomos de hidrógeno, 6 átomos de oxígeno y 2 de nitrógeno, mientras que en los productos está presente 1 átomo de hidrógeno, 3 de oxígeno y sólo 1 átomo de nitrógeno; de acuerdo a esto se puede deducir que esta reacción no cumple con la ley de la conservación de la materia, ya que en los productos falta una molécula de  $\text{HNO}_3$ , para igual cantidad de hidrógeno, oxígeno y nitrógeno

presentes entre reactivos y productos. Para evitar esta representación

$\text{H}_2\text{O} + \text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{HNO}_3$ , se escribe un número entero como coeficiente, para este caso el 2, lo que permite que se dé un balanceo, el cual se escribe así:



Tenemos otro ejemplo, el sulfuro de hidrógeno reacciona con el aluminio metálico para producir sulfuro de aluminio con desprendimiento de hidrógeno gaseoso, como se escribe en la reacción química:



**NOTA: Es de vital importancia escribir adecuadamente las fórmulas químicas de las sustancias indicadas.**

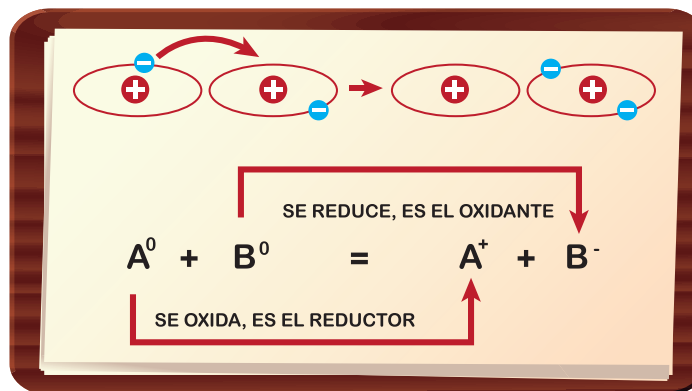
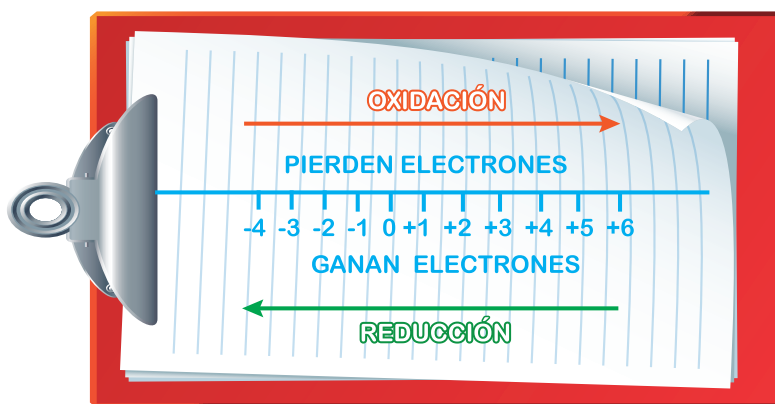
En la reacción se destaca que en los productos existe más aluminio (Al) y azufre (S) que en los reactivos, razón que sustenta la necesidad de buscar un(os) coeficiente(s) para igualar los valores tanto de reactivos como de productos, ellos son 2 para el  $\text{H}_2\text{S}$  y 3 para el aluminio; el problema surge en que al hacer esto se altera el número de hidrógenos presente en los productos, por lo tanto se debe obtener un coeficiente que equilibre este elemento, tanto en los reactivos como en los productos; para este ejemplo es el 3, el cual logra completar el balanceo entre reactivos y productos. Al escribir los números obtenidos en la reacción química, se llega a la siguiente ecuación:



Resumen que explica la aplicación del método de tanteo:

- Se escribe la ecuación con la estructura básica para la reacción.
- Se cuentan los átomos de los elementos en los reactivos.
- Se cuentan los átomos de los elementos en los productos.
- Se obtienen los coeficientes y se cambian para que el número de átomos de cada elemento sea igual en ambos lados de la ecuación; NO se deben alterar los subíndices.
- Se escriben los coeficientes en la razón numérica más cercana posible, los cuales son números enteros.
- Se revisa que el número de átomos de cada elemento sea igual a ambos lados de la ecuación.

**B. Método de Redox u óxido-reducción:** Se basa en el principio químico de que los compuestos son eléctricamente neutros, excepto los iones cuando se consideran separadamente, porque se considera que todos los átomos de un compuesto aportan cargas positivas y negativas pero en su globalidad se anulan. Las reacciones de óxido-reducción se caracterizan porque hay una transferencia de electrones, en donde una sustancia gana electrones, mientras que otra los pierde, lo que significa que la sustancia que gana electrones disminuye su número de oxidación, es decir, sufre un proceso de reducción, mientras que la otra sustancia que pierde electrones aumenta su número de oxidación, proceso llamado oxidación. Los procesos mencionados anteriormente se pueden observar en las siguientes imágenes:



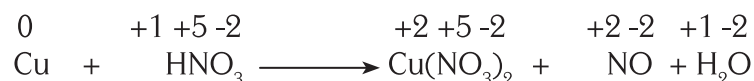
En las reacciones de Redox u óxido-reducción el agente oxidante acepta electrones, y es aquel que se reduce, y el agente reductor, el que se oxida, suministra electrones a la reacción.

**Este método pone en consideración los siguientes pasos, como se observa en el siguiente ejemplo<sup>7</sup>:**

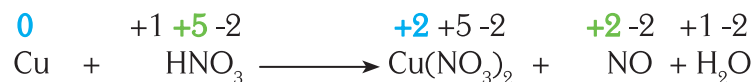
1. Verificar que la ecuación esté bien escrita y completa:



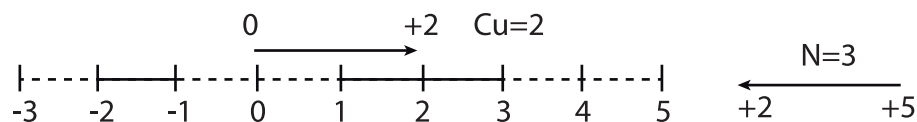
2. Colocar los números de oxidación en cada uno de los elementos:



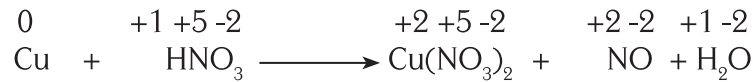
3. Observar qué números de oxidación cambiaron (un elemento se oxida y otro se reduce):



4. Escribir la diferencia de números de oxidación de un mismo elemento:

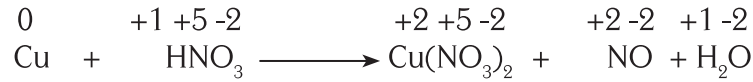


<sup>7</sup> Tomado de Tiempo de éxito. Balanceo de ecuaciones por método de Redox (oxidación-reducción). Recuperado de <http://tiempodeexito.com/quimicain/30.html>



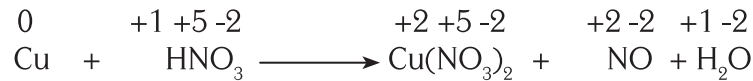
$$\begin{array}{l} \text{Cu} = 2 \\ \text{N} = 2 \end{array}$$

5. Multiplicar la diferencia de números de oxidación por los subíndices correspondientes de cada elemento:



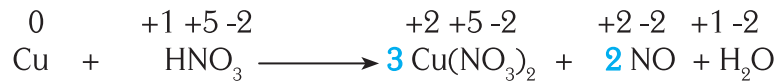
$$\begin{array}{l} \text{Cu} = 2 \times 1 = 2 \\ \text{N} = 3 \times 1 = 3 \end{array}$$

6. Cruzar los resultados:



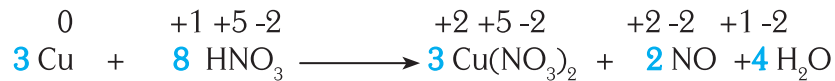
$$\begin{array}{l} \text{Cu} = 2 \times 1 = 2 \longrightarrow \text{Cu} = 3 \\ \text{N} = 3 \times 1 = 3 \longrightarrow \text{N} = 2 \end{array}$$

7. Colocar los resultados como coeficientes en el lugar correspondiente:



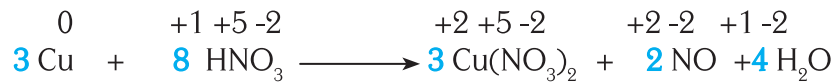
$$\begin{array}{l} \text{Cu} = 2 \times 1 = 2 \longrightarrow \text{Cu} = 3 \\ \text{N} = 3 \times 1 = 3 \longrightarrow \text{N} = 2 \end{array}$$

8. Completar el balanceo por tanteo:



$$\begin{array}{l} \text{Cu} = 2 \times 1 = 2 \longrightarrow \text{Cu} = 3 \\ \text{N} = 3 \times 1 = 3 \longrightarrow \text{N} = 2 \end{array}$$

9. Verificar la cantidad de átomos en cada miembro de la ecuación:



REACTIVOS	ELEMENTOS	PRODUCTOS
3	Cu	3
8	H	8
8	N	8
24	O	24

10. En caso de que todos los coeficientes sean divisibles se reducen a su mínima expresión. En este caso no son divisibles y quedan de la siguiente manera:



### Cálculos estequiométricos

En el estudio de la estequiometría se tienen en cuenta las relaciones cuantitativas entre las sustancias que intervienen en una reacción química, los reactivos y los productos, o sólo entre los reactivos o sólo entre los productos.

Para llevar a cabo los cálculos estequiométricos, se debe utilizar una ecuación química balanceada para asegurar que el resultado sea el correcto, porque la parte central de un problema estequiométrico es hallar el factor molar, el cual es considerado como la fracción que relaciona las moles de la sustancia deseada con las moles de la sustancia dada o de partida, como se representa a continuación:

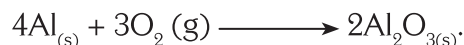
$$\text{Factor molar} = \frac{\text{Moles de la sustancia deseada}}{\text{Moles de la sustancia de partida}}$$

Este factor molar traducido en coeficientes estequiométricos se obtiene de balancear la ecuación, porque permite conocer la cantidad de producto a partir de cierta cantidad de reactivos o viceversa. Para ello se define la razón estequiométrica, que surge de los coeficientes utilizados para balancear la ecuación, ya que las ecuaciones químicas balanceadas deben cumplir con la ley de la conservación de la materia.

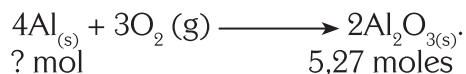
En el factor molar la sustancia deseada es la que se presenta como la INCÓGNITA y puede ser expresada en moles, gramos o litros, mientras que la sustancia de partida se presenta como DATO y se expresa igualmente en moles, gramos o litros. Por ejemplo<sup>8</sup>:

A partir de la siguiente reacción química  $\text{Al}_{(s)} + \text{O}_2(g) \longrightarrow \text{Al}_2\text{O}_{3(s)}$  determino: ¿Cuántas moles de aluminio (Al) son necesarias para producir 5,27 moles de  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ?

1. Primero se debe revisar y balancear la ecuación:



2. Una vez balanceada la ecuación, se representa en ella el dato y la incógnita del ejercicio:



3. Se identifica la sustancia deseada y de partida; para el ejemplo, la sustancia deseada es el aluminio ya que el texto del ejercicio solicita el cálculo de las moles de aluminio. El dato dado es 5,27 moles de óxido de aluminio  $\text{Al}_2\text{O}_{3(s)}$ , entonces esta es la sustancia de partida.

<sup>8</sup> Tomado y adaptado

de Cuesta González M.A (2008). Estequiometría.

Recuperado de <http://genesis.uag.mx/edmedia/material/quimicall/pdf2/1.%20Estequiometr%EDa.pdf>



4. Se calcula el factor molar a partir de los datos aportados por la reacción química balanceada, así:

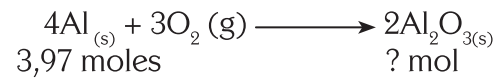
4 moles de  $\text{Al}_{(s)}$  + 3 moles de  $\text{O}_2(g)$   $\longrightarrow$  producen 2 moles de  $\text{Al}_2\text{O}_{3(s)}$ , por lo tanto el factor molar es:  $5,27 \text{ mol Al}_2\text{O}_3 \left[ \frac{4 \text{ mol Al}}{2 \text{ mol Al}_2\text{O}_3} \right]$   
FACTOR MOLAR

5. Se realizan las respectivas operaciones matemáticas y se halla la respuesta, para el caso, 10,54 moles de Al son necesarias para producir 5,27 moles de  $\text{Al}_2\text{O}_{3(s)}$ .

Surge otra incógnita: ¿Cuántas moles de oxígeno son necesarias para que reaccionen con 3,97 moles de aluminio (Al)?

Partiendo de la ecuación que ya ha sido balanceada, la sustancia deseada es el oxígeno (O) y la de partida es el aluminio (Al).

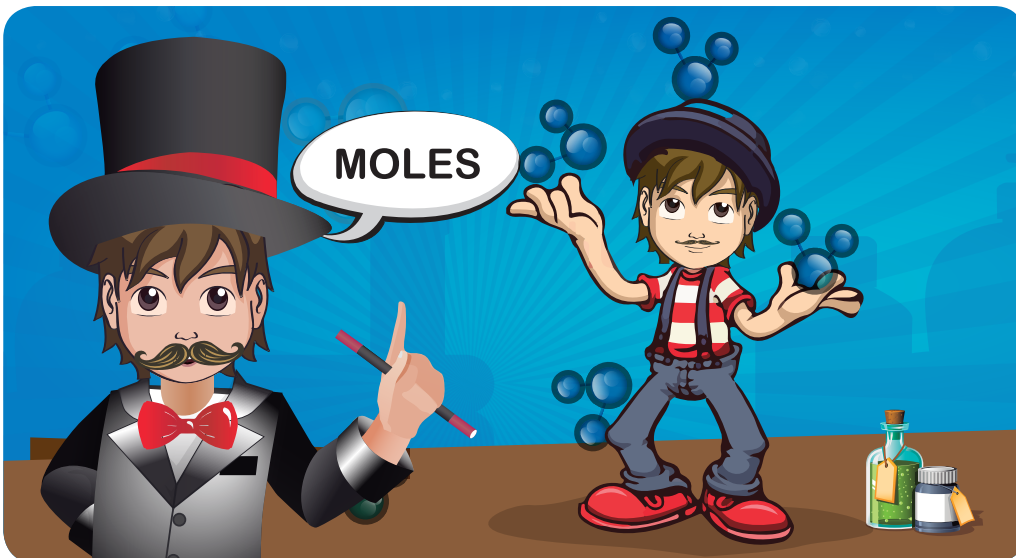
Se representa en la ecuación el dato y la incógnita:



Se halla el factor molar y se resuelven las operaciones matemáticas planteadas:

$3,97 \text{ mol Al} \left[ \frac{3 \text{ mol O}_2}{4 \text{ mol Al}} \right]$  Para este segundo caso, se necesitan 2,98 moles de  $\text{O}_2$  para que reaccionen con 3,97 moles de Al.

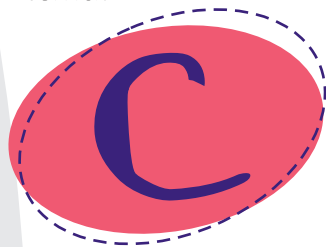
**Resumen de los pasos a seguir para realizar cálculos estequiométricos:**



- Se escriben las fórmulas correctas de reactivos y productos, y se balancea la ecuación.
- Cuando sea necesario, se calcula la cantidad de sustancia a partir de la masa de las sustancias cuyos datos están dados en el problema.
- Se utilizan las razones estequiométricas o factor molar para calcular la cantidad de las sustancias que se desea conocer.
- Con la cantidad de las sustancias y sus masas molares, se puede calcular las masas de las mismas.
- Se revisan y analizan los cálculos estequiométricos y sus resultados.

## TRABAJO CON EL PROFESOR

3. Solicitamos la presencia del profesor para que evalúe el diagrama, producto de la lectura anterior, y aclare algunas dudas con relación al tema.



## Ejercitación

## TRABAJO EN PAREJAS

### Reforzamos nuestras competencias ciudadanas

*“Creo en la democracia porque da rienda suelta a las energías de todo ser humano.”*

**Thomas Woodrow Wilson**

1. Resolvemos conjuntamente las siguientes preguntas usando nuestras propias palabras<sup>9</sup>:
  - a. ¿Cuál es la diferencia entre un átomo y una molécula?
  - b. ¿Qué conceptos se deben tener en cuenta para desarrollar el tema de estequiometría?
  - c. ¿Por qué es necesario balancear una ecuación química?
  - d. ¿Cuál es la diferencia entre peso atómico y peso molecular?
2. Para cada oración escribimos la palabra adecuada, seleccionada de las palabras clave:

### PALABRAS CLAVE para ser usadas en cada oración:

SÍNTESIS	COEFICIENTES	ESTEQUIOMÉTRICA	NEUTRALIZACIÓN
ÁCIDO	PRODUCTOS	REACTIVOS	

- a. Cantidad que nos indica los coeficientes que se utilizan para ajustar una ecuación química:
- b. Sustancia de sabor agrio, con un pH menor que siete:
- c. Sustancias que se forman a partir de otras en una reacción química:
- d. Sustancias que se transforman en otras en una reacción química:
- e. Tipo de reacción en la que un ácido y una base reaccionan para formar una sal y agua:
- f. Dígitos que se escriben delante de las fórmulas en las ecuaciones químicas para equilibrarlas:

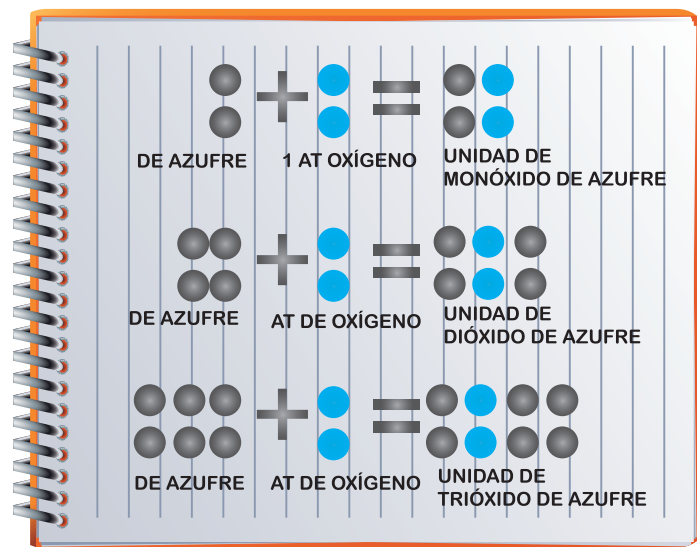
<sup>9</sup> Tomado y adaptado de Obando Melo, S.M (2013). Implementación de estrategias didácticas para la enseñanza de la estequiometría en estudiantes del grado once de enseñanza media. Universidad Nacional de Colombia. Recuperado de <http://www.bdigital.unal.edu.co/10308/1/36758490.2013.pdf>

g. Tipo de reacción química en la cual dos o más sustancias se combinan para dar un único producto:

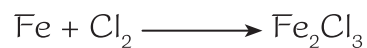
3. Analizamos la siguiente situación y justificamos si se ajusta a la ley de la conservación de la materia<sup>10</sup>:

“Si a un automóvil se le carga con 20 Kilogramos de combustible, después de haber encendido el motor durante un tiempo y de que se haya consumido todo el combustible, el auto pesará 20 kilogramos menos, pero en la atmósfera habrá 20 kilogramos más de gases producto de la combustión”.

4. Observamos la siguiente imagen y explicamos qué ley ponderal está describiendo:

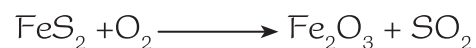


5. Balanceamos por tanteo la siguiente ecuación y con la información obtenida completamos el siguiente cuadro:



COMPUESTO	COEFICIENTE	MASA MOLAR	MOLES	PESO ATÓMICO
Fe		55,84		
Cl <sub>2</sub>		70,90		
Fe <sub>2</sub> Cl <sub>3</sub>		162,20		

6. Usando como ejemplo las ecuaciones presentes en la fundamentación científica, resolvemos la siguiente ecuación por el método de óxido-reducción y respondemos las preguntas:



<sup>10</sup> Tomado y adaptado de ejemplosde.com. Ejemplos de Ley de la Conservación de la Materia. Recuperado de [http://www.ejemplosde.com/37-fisica/1278-ejemplo\\_de\\_ley\\_de\\_la\\_conservacion\\_de\\_la\\_materia.html](http://www.ejemplosde.com/37-fisica/1278-ejemplo_de_ley_de_la_conservacion_de_la_materia.html)

- a. ¿Cuál es el agente oxidante? ¿Por qué?
- b. ¿Cuál es el agente reductor? ¿Por qué?

## TRABAJO CON EL PROFESOR

7. De acuerdo a nuestro liderazgo, compartimos con el profesor las actividades desarrolladas anteriormente y le solicitamos que sean evaluadas.



## Aplicación

### TRABAJO INDIVIDUAL

1. Teniendo en cuenta la siguiente ecuación, respondo las preguntas<sup>11</sup>:



- a. ¿Cuáles son los productos de la reacción?
  - b. ¿Cuáles son los reactivos de la reacción?
  - c. ¿Qué tipo de reacción se presenta?
2. El óxido de calcio se combina con el agua para dar hidróxido de calcio. ¿Cuáles son los reactivos y cuáles los productos? Escribo la ecuación química.
  3. Ajusto las siguientes ecuaciones químicas por tanteo:
    - a.  $\text{HCl} + \text{Ca}(\text{OH})_2 \longrightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
    - b.  $\text{Zn}_{(s)} + \text{HCl}_{(ac)} \longrightarrow \text{ZnCl}_{2(ac)} + \text{H}_{2(g)}$
    - c.  $\text{PCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_3\text{PO}_3 + \text{HCl}$
  4. El clorato de potasio,  $\text{KClO}_3$ , se obtiene por la acción del cloro sobre una disolución de hidróxido de potasio  $\text{KOH}$  en caliente, según la reacción:



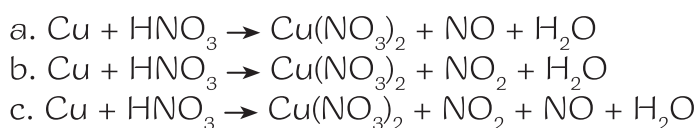
- a) Ajusto la ecuación química.
- b) Calculo la cantidad de  $\text{KClO}_3$ , en mol, que se obtiene al reaccionar 10 moles de  $\text{KOH}$  con la cantidad suficiente de  $\text{Cl}_2$ .
- c) Calculo la cantidad de cloro, en mol, que reacciona completamente con 5 moles de hidróxido de potasio.

**11 Tomado de** Tema 3. Transformaciones Químicas. Estequiometría. Recuperado de [http://futuroformacion.com/descargas/estequiometria-coleccion\\_1.pdf](http://futuroformacion.com/descargas/estequiometria-coleccion_1.pdf)

5. Determino el número de oxidación de los átomos de los siguientes compuestos y completo la tabla: Peróxido de hidrógeno, trifluoruro de boro, dicromato potásico y metanol<sup>12</sup>:

NOMBRE	FÓRMULA QUÍMICA	NÚMERO DE OXIDACIÓN
Peróxido de hidrógeno		
Trifluoruro de boro		
Dicromato potásico		
Metanol		

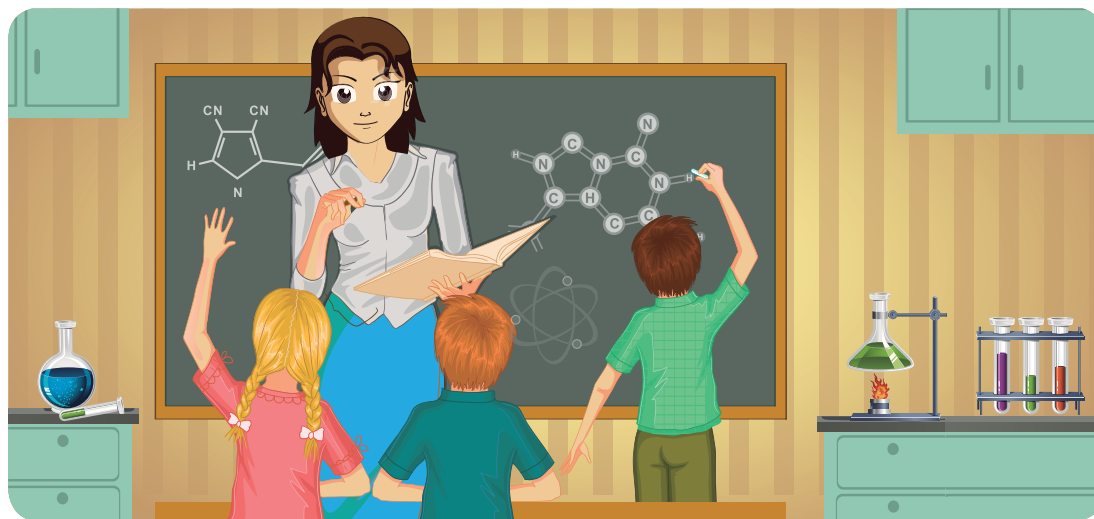
6. Ajusto las siguientes reacciones de oxidación-reducción:



## TRABAJO EN EQUIPO

¡Vamos a experimentar!

7. En compañía del profesor nos dirigimos al laboratorio de la institución o al CRA (centro de recursos de aprendizaje) y en cada sitio de trabajo reunimos los siguientes materiales<sup>13</sup>:



### REACTIVOS

- Sulfato de cobre.
- Agua potable.
- Amoniaco.

### MATERIALES

- Vaso de precipitado de 50 ml.
- Espátula.
- Vidrio reloj.

<sup>12</sup> Tomado de Quimitube.com. Vídeos ejercicios oxidación-reducción resueltos: Enunciados. Recuperado de <http://www.quimitube.com/wp-content/uploads/2012/04/Enunciados-ejercicios-redox.pdf>

<sup>13</sup> Tomado y adaptado de Universidad de Ciencias e Informática. "Informe de laboratorio n°5 Estequiometría I". Recuperado de <http://apmine.files.wordpress.com/2011/06/informe-de-laboratorio-estequimetric3ada.pdf>

- Pipeta graduada 10 ml.
- Balanza.

## PROCEDIMIENTO

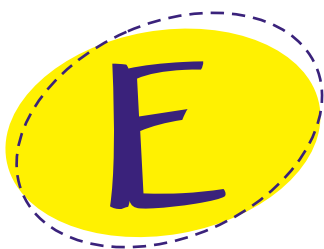
- Con la espátula recolectamos el sulfato de cromo, pesamos 2 g del mismo en la balanza, lo mezclamos con 10 ml de agua medidos con la pipeta en el vaso de precipitado y agitamos hasta disolver el preparado.
  - En otro vaso de precipitado vertimos 5 ml de la solución preparada, medimos con la pipeta, agregamos dos gotas de amoníaco de forma paulatina y agitamos constantemente, luego esto lo dejamos en reposo por 5 minutos.
  - Agregamos otras tres gotas de amoníaco y agitamos.
8. Con los datos obtenidos procedemos a escribir el respectivo informe de laboratorio que debe incluir las siguientes secciones; una vez finalizado lo exponemos en los instrumentos de gobierno:
- Objetivo de la práctica.
  - Marco teórico.
  - Análisis de resultados: Resolvemos las siguientes preguntas, elaboramos el cuadro en nuestros cuadernos y lo complementamos con lo solicitado:
    - Escribimos las ecuaciones balanceadas de cada una de las reacciones que ocurrieron durante la práctica.
    - Indicamos los colores de cada uno de los compuestos formados en las reacciones que ocurrieron durante el procedimiento.
    - ¿Cuáles de las sustancias formadas son elementos y cuáles compuestos?

	Sustancia inicial	Sustancia intermedia	Sustancia final
Símbolo o fórmula química	$\text{CuCO}_4$	$\text{Cu(OH)}_2$	$\text{Cu(NH}_3)_4(\text{OH})_2$
Nombre			Tetramindihidróxido de cobre II.
Propiedades químicas			
Propiedades físicas			

- d. Relato de las dificultades que se presentaron durante el desarrollo de la práctica de laboratorio y en la construcción del informe de laboratorio.
- e. Conclusiones.

## TRABAJO CON EL PROFESOR

9. Le solicito a mi profesor valorar las actividades desarrolladas de forma individual y el trabajo en equipo, como producto del mejoramiento de mis desempeños.



## Complementación

## TRABAJO EN EQUIPO

1. Analizamos con atención la siguiente lectura<sup>14</sup> complementaria y damos respuestas a las actividades propuestas:

### Aplicaciones de la estequiometría en la industria

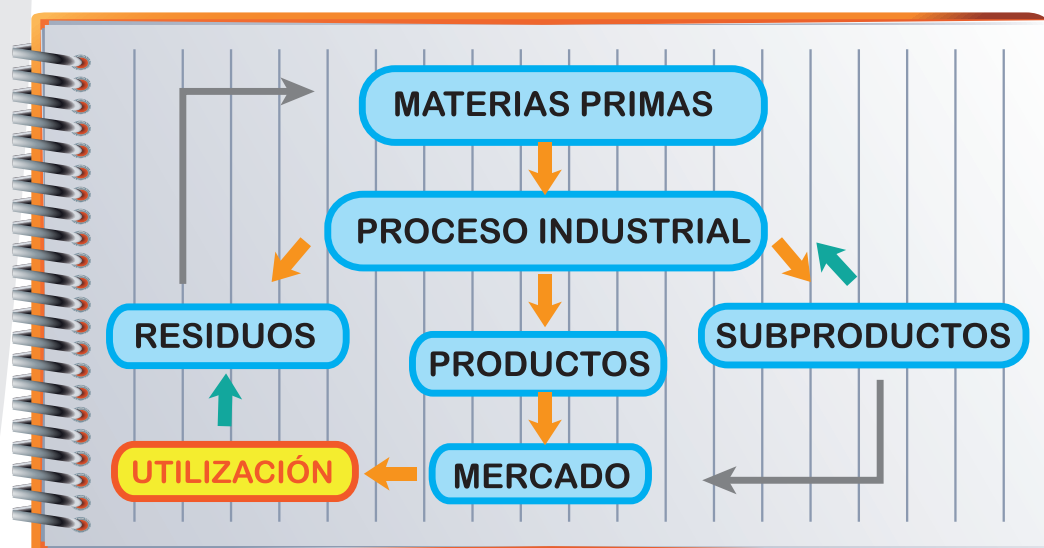
**14 Tomada de** Ortega, N. Aplicaciones de la estequiometría en la industria. Recuperado de <http://algomasporeconocer.blogspot.com/2012/09/aplicaciones-de-la-estequiometria-en-la.html>

Se conoce como industria al conjunto de actividades orientadas a la transformación de materias primas en objetos o productos útiles y preparados para el consumo. Normalmente se suele asociar como un proceso contaminante relacionado con la fabricación de los productos que se utilizan en la vida cotidiana. La industria de la química es realmente grande, debido a que de las industrias químicas sale la materia prima para la gran mayoría de las industrias, por lo tanto de ella dependen las demás. En la actualidad, la industria y la contaminación se han relacionado entre sí y aceptado como un mal de estos tiempos. Estas obras y actividades son capaces de provocar cambios en el entorno, pero no por ello se debe paralizar el desarrollo ni eliminar la producción, sino por el contrario, existen cada vez más medios desarrollados a su vez para permitir las actividades siendo responsables con el Medio Ambiente; uno de estos medios es la estequiometría, ya que esta ciencia se encarga del estudio cuantitativo de los reactivos y



productos que participan en una reacción, es decir, la estequiometría hace un balance de masas indicando fielmente el costo y la ganancia a la que nos llevaría la comercialización de dicho producto, lo cual es un principio básico en cualquier industria. En este proceso, se optimizan las reacciones y los gastos para tener productos de calidad. Se debe estar consciente de que un error en esa industria conlleva a pérdidas (tiempo y/o dinero) y accidentes para los que allí trabajan.

Conocer el porcentaje de composición en masa y volumen de un elemento en un compuesto es de bastante importancia y las leyes químicas son muy específicas en estos temas. Otro aspecto industrial donde diariamente se usa la estequiometría, es en el control de calidad de los productos, ya que los experimentos de calidad son basados en cálculos estequiométricos, causando impacto a nivel económico y ambiental. La estequiometría es de gran importancia económica y ambiental para la industria, pues mediante su aplicación, los químicos realizan cálculos con exactitud para determinar las cantidades de reactivos (insumos) que se consumirán durante el proceso de elaboración u obtención de cierta cantidad de producto. De esa manera se evita el consumo excesivo de materia prima. Los reactivos son lo que se conoce como materia prima. Los contaminantes pueden ser parte de los productos de la reacción, o bien estar en los reactivos. Para no producir contaminantes o bien eliminarlos antes de que se conviertan en un problema, hay que saber hacer las reacciones adecuadamente y disponer con seguridad de los residuos, por ello es necesario conocer la cantidad de reactivos que son indispensables para conseguir la cantidad deseada de productos, por lo que un buen uso de la estequiometría es primordial en todo este proceso.



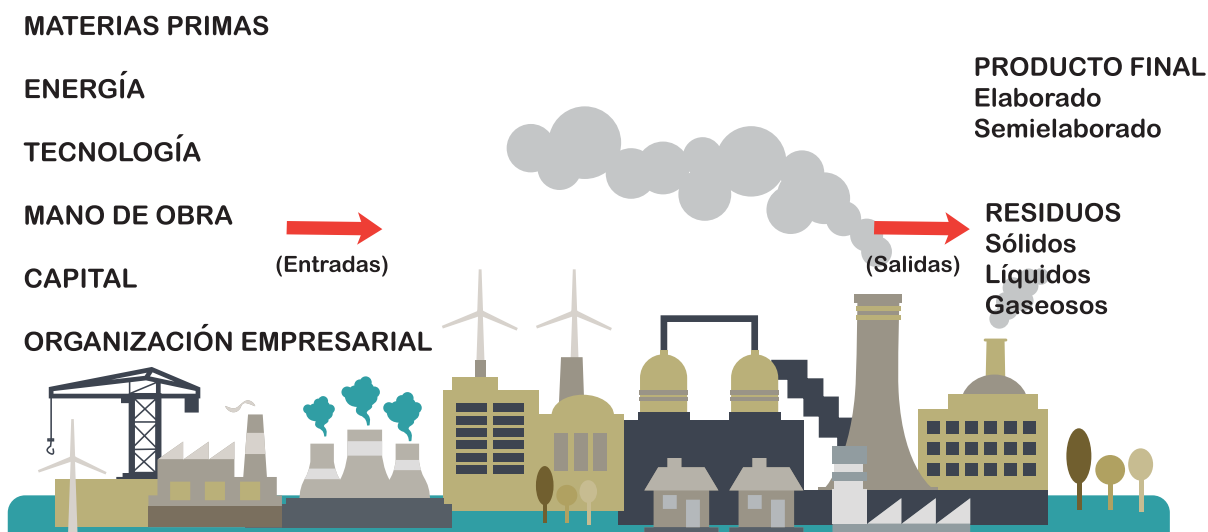
Por estas razones, cada vez es más necesario que los profesionales que realizan los proyectos conozcan los medios, mecanismos y elementos que deben considerar e integrar en los proyectos para que estos resulten cuidadosos con el Medio Ambiente. Con esto en mente, los ingenieros diseñan los reactores químicos (donde se producen las reacciones) que a partir de la información obtenida con los cálculos de la cantidad de insumos a obtener se puede conocer el tamaño de los tanques de almacenamiento, la potencia de las bombas para transportar los materiales, entre otros, para ahorrarse el desperdicio de materias primas y tener un mejor control de todo en la industria.



2. Teniendo en cuenta la lectura, respondemos los siguientes interrogantes en nuestros cuadernos:
- ¿Cuál es el mensaje de la lectura?
  - ¿Qué importancia tiene el estudio de la estequiometría en la conservación del medio ambiente?
  - ¿Es posible llevar a cabo procesos industriales sin alterar el medio ambiente? Justificamos nuestras respuestas.
  - ¿Cuáles podrían ser algunos ejemplos de aplicación del uso de la estequiometría en la vida cotidiana? Escribimos dos y los justificamos.

## TRABAJO INDIVIDUAL

3. Teniendo en cuenta la lectura realizada en el trabajo en grupo, justifico si la siguiente imagen representa el contenido de la misma y el concepto de estequiometría:



4. Hoy en día se habla del consumo masivo de materia prima o procesada, la cual genera grandes toneladas de desechos. De acuerdo a esto pienso por un momento: ¿A dónde van a parar estos desechos? Generalmente a un relleno sanitario, cuerpos de agua u otros sitios. Si no existe un proceso de transformación de estos desechos, ¿se está cumpliendo la ley de la conservación de la materia? Argumento mi respuesta.

En relación al concepto de estequiometría, ¿cómo está el balance entre reactivos (materia prima) y productos (materia procesada)? Con



base en la respuesta anterior, pronostico qué sucederá con nuestro medio ambiente.

## TRABAJO POR PAREJAS

5. Abrimos la página [www.youtube.com](http://www.youtube.com) y buscamos el siguiente vídeo con dirección URL <http://youtu.be/5PRIN2k-uG8> y con título: Estequiometría: Resolución de problemas; lo observamos atentamente y resolvemos en nuestros cuadernos los siguientes ejercicios químicos<sup>15</sup>:
- Un adolescente tiene amigdalitis crónica y se trata con una mezcla de antibióticos que contiene: Amoxicilina (500 mg) y ácido clavulámico (125 mg en cada 5 ml) para un frasco de 60 ml. En una semana un médico llegó a recetar 80 frascos, ¿cuántos gramos se requieren de dichas sustancias para atender la demanda de los pacientes?
  - Actualmente muchas personas se quejan de dolor de cabeza y acostumbran a tomar comprimidos cuya composición es: Ácido acetilsalicílico (250 mg), paracetamol (250 mg) y cafeína (65 mg). En una encuesta de 360 personas, se obtuvo que 80 de ellas lo utilizan dos veces al día. Hallamos las cantidades de dichas sustancias.
  - En la higiene de los pies, para evitar la dermatosis por hongos, se suele utilizar el permanganato de potasio  $\text{KMnO}_4$  ( $\text{K}=39$ ,  $\text{Mn}=55$ ) un oxidante fuerte. Hallamos el peso molecular, la cantidad de moles en 1580 g y el porcentaje de potasio en dicho compuesto.

## TRABAJO CON EL PROFESOR

6. Convocamos a nuestro profesor para socializar con él las actividades desarrolladas y le solicitamos respetuosamente evaluar nuestros desempeños.

**15 Tomado de** Valenzuela Ortiz, J.C (2011). Química recreativa: cálculos de inicio a la estequiometría. Recuperado de <http://julioval88hp.blogspot.com/2011/06/quimica-recreativa-calculos-de-inicio.html>

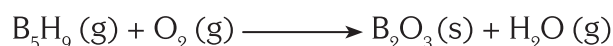
## Evaluación por Competencias

A continuación me proponen resolver un conjunto de preguntas o realizar algunas actividades, que tienen como propósito identificar aquellos aspectos que muestran mis fortalezas y aquellos en los que debo reforzar, posterior al estudio de la temática propuesta en la guía.

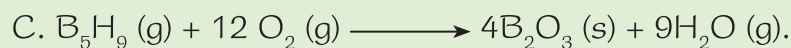
### Preguntas de selección múltiple con única respuesta

Las preguntas de este tipo constan de un enunciado y de cuatro opciones de respuesta, entre las cuales debo escoger la que considere correcta y escribirla en mi cuaderno:

1. La ley de la conservación de la materia de Lavoisier, enuncia que en toda reacción química, la suma de las masas de los reactivos o sustancias reactantes es igual a la suma de las masas de la(s) sustancia(s) producidas o productos de la reacción:

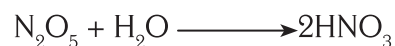


Teniendo en cuenta la definición y la ecuación anteriores, esta ley SÓLO se cumple si la ecuación presenta la siguiente distribución de coeficientes estequiométricos:



1

2. En un laboratorio de química se están llevando a cabo diversas reacciones químicas para producir ácido nítrico, una de ellas es la siguiente:



Se necesita determinar qué masa de óxido de nitrógeno ( $\text{N}_2\text{O}_5$ ) se requiere para preparar 15 g de ácido nítrico ( $\text{HNO}_3$ ) para evitar desperdicios y sobrecostos:

A. 12,85 g.

B. 128,5 g.

C. 1,285 g.

D. 1285 g.

2

3. De acuerdo a la ley de proporciones definidas de Proust, cuando dos o más elementos se combinan para formar un compuesto determinado, lo hacen siempre en una relación de peso constante. En el amoníaco, el nitrógeno y el hidrógeno (N/H) se encuentran en una relación de 4,632/1; ¿cuál será la cantidad de amoníaco obtenido a partir de 5 g de hidrógeno<sup>16</sup>?

A. 0,2316 g.

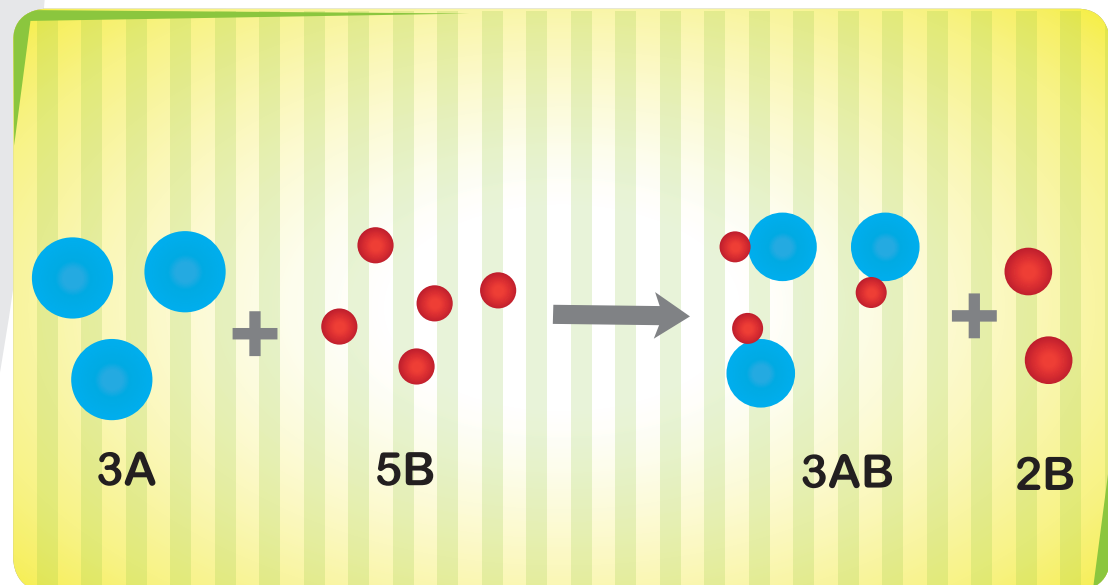
B. 2,316 g.

C. 23,16 g.

D. 231,6 g.

3

4. Si consideramos la siguiente representación estequiométrica:



16 Tomado y adaptado de Clases de apoyo. Leyes Ponderales. Recuperado de <http://www.clasesdeapoyo.com/archivo?file=clasesdeapoyonuevo.s3.amazonaws.com/capitulos/apuntes/5.1.1.1.pdf&name=Apuntes:%20Leyes%20Ponderales>

De la cual podemos decir que 3 moles de A reaccionan con 5 moles de B para producir 3 moles de AB y 2 moles de B; esta representación estequiométrica se ajusta a:

- A. La ley de proporciones equivalentes o recíprocas.
- B. La ley de las proporciones múltiples o de Dalton.
- C. La ley de las proporciones constantes o de Proust.
- D. La ley de la conservación de la materia de Lavoisier.

4

5. Al tener varios números de oxidación, el azufre tiene la capacidad de formar diferentes compuestos, como es el caso del ácido sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ); el estado de oxidación del S en la presente molécula es:

- A. -2
- B. +2
- C. +6
- D. -1

5

## Glosario



- **Isótopos<sup>17</sup>:** Un mismo elemento químico puede estar constituido por átomos diferentes; es decir, sus números atómicos son iguales, pero el número de neutrones es distinto. Estos átomos se denominan isótopos del elemento en cuestión. Isótopos significa “mismo lugar”; es decir, que como todos los isótopos de un elemento tienen el mismo número atómico, ocupan el mismo lugar en la Tabla Periódica.
- **Leyes ponderales:** Son un conjunto de leyes que tienen como objetivo el estudio del peso relativo de las sustancias en una reacción química, entre dos o más elementos químicos.
- **Estequiometría:** Es el cálculo de las relaciones cuantitativas entre los reactivos y productos en el transcurso de una reacción química.

<sup>17</sup> Tomado y adaptado de González Mañas, J.M. Isótopos. Recuperado de <http://www.ehu.es/biomoleculas/isotopos/isotopos2.htm>

# Webgrafía

## Guía 3:

- Educando, El Portal de la Educación Dominicana. El pH en nuestra vida. [En línea]. Recuperado de <http://www.educando.edu.do/articulos/estudiante/el-ph-en-nuestra-vida/>
- Tomado de Educando, El Portal de la Educación Dominicana. El pH en tu boca. El pH en nuestra vida. [En línea]. Recuperado de <http://www.educando.edu.do/articulos/estudiante/el-ph-en-nuestra-vida/>
- Experimentos caseros. Experimentos de Química. Medidor de pH casero. [En línea]. Recuperado de <http://experimentoscaseros.net/2012/07/experimentos-de-quimica-medidor-de-ph-casero/>
- Ibáñez, J. J. (2007). pH del suelo. Mi+d un lugar para la ciencia y la tecnología. [En línea]. Recuperado de <http://www.madrimasd.org/blogs/universo/2007/04/02/62776>
- Puerto Ciencia, Museo Interactivo de Ciencias. [En línea]. Recuperado de [http://www.cienciacotidiana.org.ar/noticia\\_19.html](http://www.cienciacotidiana.org.ar/noticia_19.html)
- Método de Newton. [En línea]. Recuperado de [http://docencia.udea.edu.co/cen/MetodosNumericos/capitulo7/metodo\\_de\\_newton.html](http://docencia.udea.edu.co/cen/MetodosNumericos/capitulo7/metodo_de_newton.html)
- Ciencianet. Química de ácidos y bases. [En línea]. Recuperado de <http://www.ciencianet.com/acidobase.html>
- Sabelotodo.org, Ser cultos para ser libres. La escala de pH. [En línea]. Recuperado de <http://www.sabelotodo.org/quimica/escalapH.html>
- Hernández, R. (2005). Acidez y pH. Libro Botánica Online. [En línea]. Recuperado de <http://www.forest.ula.ve/~rube>

## Guía 4 :

- Ruiz Garritz, A. Capítulo 6 Estequiometría. Primera parte, Manifestaciones de la materia. [En línea]. Recuperado de [http://garritz.com/andoni\\_garritz\\_ruiz/documentos/Mi%20curriculum/06-Garritz.pdf](http://garritz.com/andoni_garritz_ruiz/documentos/Mi%20curriculum/06-Garritz.pdf)
- Valenzuela Ortiz, J.C (2011). Química recreativa: cálculos de inicio a la estequiometría. [En línea]. Recuperado de <http://julioval88hp.blogspot.com/2011/06/quimica-recreativa-calculos-de-inicio.html>
- González Mañas, J.M. Isótopos. [En línea]. Recuperado de <http://www.ehu.es/biomoleculas/isotopos/isotopos2.htm>

- González, M (2010). Ley de proporciones recíprocas. [En línea]. Recuperado de <http://quimica.laguia2000.com/conceptos-basicos/ley-de-proporciones-reciprocas>
- Cuesta González, M.A (2008). Estequiometría. [En línea]. Recuperado de <http://genesis.uag.mx/edmedia/material/quimicall/pdf2/1.%20Estequiometr%EDa.pdf>
- Ortega, N. Aplicaciones de la estequiometría en la industria. [En línea]. Recuperado de <http://algotasporconocer.blogspot.com/2012/09/aplicaciones-de-la-estequiometria-en-la.html>
- Obando Melo, S.M (2013). Implementación de estrategias didácticas para la enseñanza de la estequiometría en estudiantes del grado once de enseñanza media. Universidad Nacional de Colombia. [En línea]. Recuperado de <http://www.bdigital.unal.edu.co/10308/1/36758490.2013.pdf>
- Clases de apoyo. Leyes Ponderales. [En línea]. Recuperado de <http://www.clasesdeapoyo.com/archivo?file=//clasesdeapoyonuevo.s3.amazonaws.com/capitulos/apuntes/5.1.1.1.pdf&name=Apuntes:%20Leyes%20Ponderales>
- Escuela Americana El Salvador. Leyes Ponderales. [En línea]. Recuperado de <http://www.amschool.edu.sv/paes/science/leyes.htm>
- Ejemplosde.com. Ejemplos de Ley de la Conservación de la Materia. [En línea]. Recuperado de <http://www.ejemplosde.com/37-fisica/1278-ejemplo-de-ley-de-la-conservacion-de-la-materia.html>
- Monografías.com. Definición. [En línea]. Recuperado de <http://www.monografias.com/trabajos15/definiciones-fisica/definiciones-fisica.shtml>
- Quimitube.com. Vídeos ejercicios oxidación-reducción resueltos: Enunciados. [En línea]. Recuperado de <http://www.quimitube.com/wp-content/uploads/2012/04/Enunciados-ejercicios-redox.pdf>
- Tema 3. Transformaciones Químicas. Estequiometría. [En línea]. Recuperado de [http://futuroformacion.com/descargas/estequiometria\\_coleccion\\_1.pdf](http://futuroformacion.com/descargas/estequiometria_coleccion_1.pdf)
- Tiempo de éxito. Balanceo de ecuaciones por método de Redox (oxidación-reducción). [En línea]. Recuperado de <http://tiempodeexito.com/quimicain/30.html>
- Universidad de Ciencias e Informática. “Informe de laboratorio nº5 Estequiometría I”. [En línea]. Recuperado de <http://apmine.files.wordpress.com/2011/06/informe-de-laboratorio-estequimetr3ada.pdf>