

QUÍMICA 4

Lección 1 ¿Cómo se combinan los elementos?



FIGURA 4.1. Un compuesto de cobre:
Sulfato de Cobre (II) Pentahidratado
($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$)

Aprendizajes esperados de la Lección

La presente Lección tiene como propósito que tú:

Conozcas y comprendas las diferentes leyes que rigen la formación de compuestos y las reacciones químicas. Además, buscamos que seas capaz de interpretar fórmulas y ecuaciones químicas y que extraigas información importante a partir de ellas.

Antes de empezar, **debes recordar**: átomo, elemento, molécula, compuesto, cambio químico, fórmula química, enlace químico.



Actividad inicial: Repasando lo que necesito

Responde en tu cuaderno las siguientes preguntas (1 pto. c/u):

- a) ¿Qué es una molécula?
- b) ¿Qué es un compuesto?
- c) ¿Qué es un elemento químico?
- d) ¿En qué se diferencia un átomo de una molécula?
- e) ¿En qué se diferencia un elemento químico de un compuesto?
- f) ¿Qué es una fórmula química y qué datos sacamos a partir de ella?
- g) ¿Qué es un cambio químico, también llamado reacción química?
- h) ¿Cómo se reconoce la presencia de un elemento químico en una fórmula química?
- i) ¿Cuántos y cuáles elementos existen en una molécula de CoF_3 ? Fundamenta tu respuesta.

¿Cómo te fue con las actividades? Revisa tus respuestas en el solucionario (pág. 228) y calcula tu puntaje. **Bien** 😊 (sobre 7 ptos.) **Regular** 😐 (entre 5 y 7 ptos.) **Mal** 😞 (bajo 5 ptos.)

Si no estás conforme con tu desempeño, te invitamos a averiguar sobre la clasificación de la materia y los cambios químicos. Cuando te sientas preparado para seguir, ¡podemos continuar!

Conceptos clave de la Lección:

- Ley de conservación de la materia
- Leyes ponderales
- Ley de las proporciones definidas
- Ley de las proporciones múltiples
- Masa atómica
- Masa molecular
- Composición porcentual
- Unidad de masa atómica (u.m.a.)
- Fórmula empírica
- Fórmula molecular
- Ecuación química
- Reactantes
- Productos
- Transformación
- Estados de agregación
- Balance de ecuaciones químicas

Leyes ponderales, fórmulas y balance de ecuaciones químicas

Guía de estudio y ejercitación



Lloviendo ideas: "Compartelo lo que sabes"

Reúnete con tres compañeros más y a partir de lo que saben, construyan una respuesta grupal para cada una de las preguntas siguientes. Anoten las respuestas en su cuaderno.

i Recuerden que una buena respuesta de grupo se logra con los aportes de todos!

- 1 ¿Qué dice la ley de conservación de la materia?
- 2 ¿Qué es una fórmula molecular y qué representa?
- 3 ¿Qué representa una ecuación química y cuáles son sus partes más importantes?

Cuando hayan terminado, presenten su respuesta al resto del curso. Recuerda definir con claridad el objetivo general de la presentación y luego organizarla considerando una introducción, desarrollo y conclusión.



¡Se pone FeO!

Cuando átomos de diferentes elementos se combinan, se originan los compuestos. Cada uno de los compuestos se compone de una cantidad determinada de átomos que es lo que lo hace único. ¿Y cómo representamos esas cantidades? Mediante las fórmulas químicas que son características de las moléculas.

En la presente lección estudiaremos las leyes que rigen la **combinación de compuestos**, así como las reacciones químicas asociadas a ellos y que después escribiremos de forma resumida utilizando ecuaciones químicas. Dentro de ellas están:

- i) Ley de las proporciones definidas (propuesta por Proust)
- ii) Ley de las proporciones múltiples (propuesta por Dalton)
- iii) Ley de Conservación de la masa (propuesta por Lavoisier)
- iv) Ley de Avogadro (también llamada Hipótesis de Avogadro)

En la presente lección hablaremos sobre las tres primeras.

Ley de las proporciones definidas

Publicada en 1799 por Joseph Proust¹, establece que *muestras diferentes de un mismo compuesto siempre contienen los mismos elementos en la misma proporción en masa*. Si tomamos el ejemplo del dióxido de carbono (CO_2) tendremos que 12 gramos de carbono (masa de dicho elemento) se combinarán con 32 gramos de oxígeno (dos veces la masa del oxígeno, por necesitarse 2 átomos en cada molécula). Así, la proporción carbono: oxígeno ($\text{C}: \text{O}$) será la división entre 12 y 32, vale decir, $12 \div 32 = 0,375$. Ahora, como la ley en estudio dice que esa proporción es fija, si tuviéramos 72 g de carbono y quisieráramos formar CO_2 , deberíamos tener en cuenta la proporción inicial y buscar los gramos de oxígeno necesario de la siguiente manera:

$$\frac{\text{gramos de carbono}}{\text{gramos de oxígeno}} = 0,375 \quad \text{por tanto,} \quad \frac{72 \text{ g de C}}{\text{gramos de O}} = 0,375$$

$$\text{y al resolver la ecuación} \quad \frac{72 \text{ g de C}}{0,375} = 192 \text{ g = gramos de O}$$

Actividad 1: Aplica lo aprendido

Objetivo: Aplicar la ley de Proust en compuestos químicos.

Desarrolla en tu cuaderno los siguientes ejercicios:

- 1 El azufre, el oxígeno y el zinc se encuentran formando el sulfato de zinc en una relación S: O: Zn de 1: 1,99: 2,04. De acuerdo a esta información determina la cantidad de sulfato de zinc que se podrá obtener si tenemos 8,53 g de zinc.
- 2 Si 10 g de azufre se combinan con 5 g de oxígeno para formar cierto óxido de azufre, ¿cuántos gramos de dicho óxido de azufre se obtendrán a partir de 15 g de azufre y la cantidad necesaria de oxígeno?

Ley de las proporciones múltiples

Formulada en 1803 por John Dalton², establece que *si dos elementos pueden combinarse para formar más de un compuesto, la masa de uno de los elementos que se combina con una masa fija del otro, mantiene una relación de números enteros pequeños. Se puede enunciar como sigue: diferentes compuestos formados por los mismos elementos, se diferencian solo en la cantidad de átomos de cada clase*.

Comprueba la ley

Junto a dos compañeros más, te invitamos a aplicar la ley de proporciones múltiples para el CO_2 y el CO . **¿Cuál será la relación de números enteros pequeños?**

¹ Joseph Proust (1754-1826). Químico francés. Fue el primero en aislar el azúcar de las uvas.
² John Dalton (1766-1844). Químico matemático y filosofo inglés. Además de una teoría atómica (postulados), también formuló varias leyes sobre los gases y proporcionó la primera descripción detallada de la ceguera al color, la cual padecía.

Importante:

Los átomos de cualquier elemento tienen una masa atómica promedio que aparece escrita en la tabla periódica. Este valor se puede trabajar en unidad de masa atómica (u.m.a.) o en gramos, dependiendo de cuántos átomos usemos.

Monóxido de carbono



Dióxido de carbono



FIGURA 4.2. Relación entre átomos de oxígeno (estrellas rojas) con los átomos de carbono (estrellas negras) en el monóxido de carbono (CO , arriba) y en el dióxido de carbono (CO_2 , abajo).

Desafío

Relaciona y aplica

La ley de proporciones definidas se simplifica si aplicas a ella el concepto de átomo que ya conoces. ¿Puedes hacerlo?

Desafío

Averigua...
¿Qué propone la hipótesis de Avogadro?

Como ya has visto, para simplificar la representación gráfica de una molécula y no tener que dibujar permanentemente pelotitas que representen a los átomos presentes en ellas, utilizamos fórmulas químicas.

Fórmulas de un compuesto químico

Las fórmulas químicas son representaciones gráficas que nos indican los elementos presentes en una molécula, así como también la cantidad en la que se encuentran estos. Dentro de la fórmula química, distinguimos cada uno de los elementos presentes por las letras mayúsculas que existen, y la cantidad de cada uno por el subíndice (números pequeños) a su derecha.

Es importante mencionar que existen tipos de fórmula química:

- La **fórmula molecular**, que indica la cantidad real (y total) de átomos de cada tipo dentro de una molécula, y
- La **fórmula empírica**, que corresponde a la relación numérica más sencilla entre los distintos elementos que forman un compuesto, utilizando solo números enteros.

Un ejemplo para aclarar la diferencia:

La fórmula molecular de la glucosa es $C_6H_{12}O_6$, de donde entendemos que en una molécula existen seis átomos de carbono (C), doce átomos de hidrógeno (H) y seis átomos de oxígeno (O); mientras que su fórmula empírica se obtendrá dividiendo todos los subíndices por el máximo común divisor (número mayor que los divide a todos), en este caso dividiendo todo por seis, para obtener la mínima proporción entre los elementos involucrados, vale decir, que cada un átomo de C hay dos átomos de H y un átomo de O. Así, la fórmula empírica de la glucosa será: CH_2O .

La **fórmula molecular del benceno** es C_6H_6 , ¿cuál es su fórmula empírica?

Observación:
La estructura de Lewis de una molécula de B_2O_3 es la siguiente:



Puedes observar que una molécula de este compuesto está formada por dos átomos de boro (B) y tres átomos de oxígeno (O). En total cinco átomos.

Para pensar:
¿Qué pasa con la fórmula empírica si los subíndices de la fórmula molecular no son divisibles por un mismo número?

Fórmula molecular y masa molecular

Cada uno de los átomos que conforman una molécula le aportan masa. Dichos aportes individuales, son iguales a la **masa atómica** de cada elemento, es decir, a la masa de un único átomo de esa especie. Ese valor se encuentra en las tablas periódicas y se mide en unidades de masa atómica (u.m.a.).

Entonces, si podemos conocer la masa de cada uno de los átomos con solo mirar la tabla periódica, podemos saber la masa de una molécula completa (**masa molecular**) al sumar las masas de todos los átomos presentes en ella.

Por ejemplo (mirando la tabla periódica):

- Si queremos calcular la masa molecular de la sal de mesa (cloruro de sodio NaCl), bastará con sumar la masa atómica aproximada del sodio (23 u.m.a.) y la del cloro (35,5 u.m.a.). De esta forma, el NaCl tiene una masa molecular de
$$23 \text{ u.m.a.} + 35,5 \text{ u.m.a.} = 58,5 \text{ u.m.a.}$$
- Si lo que deseamos es calcular la masa de una molécula de agua, de fórmula molecular H_2O , entonces tendremos que sumar los aportes de todos los átomos presentes, pero para ello debemos tener muy presente que existen dos átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno, lo que provocará que la masa atómica del H deba ser multiplicada por dos. Entonces:

$$\begin{aligned} \text{Masa molecular } H_2O &= 2 \bullet \text{masa atómica H} + \text{masa atómica O} \\ &= 2 \bullet 1 \text{ u.m.a.} + 16 \text{ u.m.a.} \\ &= 2 \text{ u.m.a.} + 16 \text{ u.m.a.} = 18 \text{ u.m.a.} \end{aligned}$$

¿Qué sucederá si queremos obtener la masa de uno de los óxidos de hierro, el Fe_2O_3 ? ¿Cómo se tendría que hacer?



Actividad 4: Aplica lo aprendido

Objetivo: Calcular las masas moleculares de compuestos químicos comunes.

Utilizando la tabla periódica de los elementos que aparece en la página 240, determina la masa molecular de los siguientes compuestos:

- | | |
|--------------|---------------|
| a) NH_3 | d) HCl |
| b) CH_4 | e) CO_2 |
| c) H_2SO_4 | f) KCl |
| g) $NaOH$ | h) $Mg(OH)_2$ |
| i) $NaHCO_3$ | |



Actividad 3: Aplica lo aprendido

Objetivo: Determinar fórmulas empíricas de algunos compuestos químicos.

- | | | |
|--|--------------|--------------|
| Para las fórmulas moleculares de los siguientes compuestos, determina su fórmula empírica: | | |
| a) C_4H_8 | c) Na_2O_2 | e) NH_3 |
| b) H_2O_2 | d) C_2H_6 | f) H_2SO_4 |

Composición porcentual

Los porcentajes (%) son una proporción directa que se utiliza para relacionar valores en función de un total (100%). Así, una vez que tenemos la masa de una molécula, es posible determinar la composición porcentual de ella, vale decir, es posible determinar **qué porcentaje (%) de la masa total de la molécula fue aportado por cada uno de los elementos**.

Para esto, hemos de considerar que la masa molecular de la especie es el 100% (total) y buscar a qué porcentaje corresponde al aporte en masa (u.m.a.) de cada uno de los elementos. Vale decir:

$$\text{Aporte en u.m.a. de elemento } X \xrightarrow{\text{es el}} 100\% \\ \text{Masa molecular (en u.m.a.)} \xrightarrow{\text{es el}} \% \text{ de elemento } X$$

Entonces, para determinar el porcentaje de cierto elemento en la molécula debemos despejarlo de la regla de 3 (multiplicamos los valores que se cruzan y dividimos por valor que está en diagonal a la incógnita X) y tendremos la siguiente fórmula:

$$\% \text{ de elemento } X \text{ en una molécula} = \frac{\text{Aporte en u.m.a. de } X}{\text{Masa molecular (en u.m.a.)}} \cdot 100\%$$

Por ejemplo, continuando con la sal de mesa (NaCl) y el agua (H_2O):

- i) El NaCl tiene una masa molecular de 58,5 u.m.a., que fue aportada por el átomo de Na y el átomo de Cl. Entonces, para cada uno de ellos tendríamos:

$$\% \text{ de Na en una molécula} = \frac{\text{Aporte en u.m.a. del Na}}{\text{Masa molecular (en u.m.a.)}} \cdot 100\% \\ = \frac{23 \text{ u.m.a.}}{58,5 \text{ u.m.a.}} \cdot 100\% \\ (=) 39,32\%$$

**Desafío****¿Cómo se relacionan?**

Junto a otro compañero, ¿puedes encontrar la relación entre la composición porcentual y la ley de proporciones definidas? Fundamenta tu respuesta y ejemplificala utilizando el amoniaco (NH_3) y el hidróxido de aluminio ($(\text{Al(OH})_3$).

- iii) En el caso del agua, H_2O , que tiene una masa molecular de 18 u.m.a.:

$$\% \text{ de H en la molécula} = \frac{\text{Aporte en u.m.a. del H}}{\text{Masa molecular (en u.m.a.)}} \cdot 100\% \\ = \frac{2 \text{ u.m.a.}}{18 \text{ u.m.a.}} \cdot 100\% \\ (=) 11,11\%$$

Ahora que ya conoces sobre la composición porcentual de los compuestos, se hace más simple comprender y aplicar la Ley de las proporciones múltiples propuesta por Dalton.

Junto a dos compañeros más, ¿pueden demostrar que la Ley de proporciones múltiples se cumple para los dos óxidos que forma el hierro: FeO y Fe_2O_3 ? ¿Y para los compuestos de fósforo (P) y Cloro (Cl): PCl_3 y PCl_5 ?

**Actividad 5: Aplica lo aprendido**

Objetivo: Determinar la composición porcentual de algunos compuestos.

Utilizando la tabla periódica de los elementos que encontrarás en la página 240 y los resultados de la masa molecular de la actividad 3 (pág. 170), calcula la composición porcentual de cada uno de los siguientes compuestos:

- a) NH_3 d) HCl
b) CH_4 e) CO_2
c) H_2SO_4 f) KCl
g) NaOH h) Mg(OH)_2
i) NaHCO_3

**Actividad 6: Analízalo y responde**

Objetivo: Reconocer importancia de un concepto.

Con los conocimientos que has adquirido hasta ahora, responde la siguiente pregunta:
¿Por qué puede ser importante conocer la composición porcentual de un compuesto y para qué podría servir?

Entonces, podemos decir que una molécula de NaCl contiene, en masa, un 39,32% de sodio (Na) y un 60,68% de cloro (Cl). Notar que los porcentajes deben sumar 100%, por tanto si la molécula solo tiene dos elementos, se puede obtener una composición porcentual de uno y restarsela a 100% para obtener la del otro.

Determinación de la fórmula empírica y molecular de un compuesto cualquiera

Para obtener la fórmula de un compuesto, será necesario contar con la composición porcentual de éste, que si no la dan como dato, debe ser obtenida mediante una "regla de tres" que relaciona la masa presente de un elemento X con el total de muestra en gramos (100%), así, al dejar el porcentaje del elemento X obtendremos que:

$$\% \text{ de elemento } X \text{ en una molécula} = \frac{\text{Masa presente de } X}{\text{Masa total de la muestra}} \cdot 100\%$$



Para pensar

¿Para qué puede servir este procedimiento para obtener la fórmula empírica y molecular de un compuesto cualquiera? Y ¿cuándo se utilizará?

Para pensar
Una vez que tenemos el porcentaje de composición para cada uno de los elementos presentes, seguiremos los siguientes pasos para obtener la fórmula empírica y molecular de un compuesto:

Paso 1: Transformar los porcentajes antes obtenidos a gramos. Para facilitar el trabajo supondremos que se tienen 100 u.m.a. de muestra, de tal manera que los porcentajes se puedan transformar de manera directa a u.m.a.

Paso 2: Dividir la masa que se tiene de cada elemento por la masa atómica de cada uno de ellos.

Paso 3: Dividir todos los valores obtenidos en el paso 2, por el número más pequeño entre ellos. Si en los resultados obtenidos hay un decimal, debemos multiplicar todos los resultados por un número que haga que el valor decimal se convierta en entero o sea aproximable a un entero. Por ejemplo, si existe un decimal 0,5 multiplicaremos todo por 2; y si existe un 0,3 multiplicaremos todo por 3.

Paso 4: Escribir la **fórmula empírica**. Para esto, en general ordenamos los elementos empezando por los menos electronegativos (de mayor carácter metálico) y terminando por los más electronegativos (no metales). Después, ponemos debajo de cada uno de los símbolos –como **subíndice**– el número que obtuvimos en el paso 3 para él.

Paso 5: Para obtener la **fórmula molecular** del compuesto tenemos que calcular la masa de la fórmula empírica y compararla con el dato de la masa molecular que nos entregaron. Si las masas coinciden, entonces la fórmula empírica es la misma que la fórmula molecular. Si la masa de la fórmula empírica es diferente de la masa molecular que nos dieron, eso significa que la fórmula molecular se obtiene multiplicando los subíndices de la fórmula empírica por algún número, y para descubrirlo tenemos que preguntarnos cuántas veces cabe la masa de la fórmula empírica en la masa molecular, vale decir:

$$\text{Número para multiplicar subíndices} = \frac{\text{Masa fórmula molecular}}{\text{Masa fórmula empírica}}$$

A continuación se muestra un ejemplo detallado donde se aplican los pasos anteriores:

El **vinagre** es ácido acético en agua. Dicho ácido contiene 40% de carbono (C), 53,3% de oxígeno (O) y 6,7% de hidrógeno (H). ¿Cuál será su fórmula empírica y su fórmula molecular si se sabe que el compuesto tiene una masa molecular de 60 u.m.a.?

Desafío

Compuesto orgánico

¿Puedes descubrir qué es un compuesto orgánico y dar al menos cinco ejemplos de compuestos orgánicos en tu vida cotidiana?

Inicio: Necesitamos la composición porcentual, que en este caso nos fue dada. Organizando los datos:

Carbono (C): 40%
Oxígeno (O): 53,3%
Hidrógeno (H): 6,7%

Paso 1: Transformar porcentajes a u.m.a.

$$\begin{aligned} C: 40\% &\rightarrow 40 \text{ u.m.a.} \\ O: 53,3\% &\rightarrow 53,3 \text{ u.m.a.} \\ H: 6,7\% &\rightarrow 6,7 \text{ u.m.a.} \end{aligned}$$

Paso 2: Dividir la masa de cada elemento por su masa atómica (ver tabla periódica de la página 240)

$$\begin{aligned} C &\rightarrow 40 \text{ u.m.a.} \div 12 \text{ u.m.a.} (=) 3,33 \\ O &\rightarrow 53,3 \text{ u.m.a.} \div 16 \text{ u.m.a.} (=) 3,33 \\ H &\rightarrow 6,7 \text{ u.m.a.} \div 1 \text{ u.m.a.} = 6,7 \end{aligned}$$

Paso 3: Dividir todos los valores del paso 2 por el resultado más pequeño entre ellos, o sea, 3,33.

$$\begin{aligned} C &\rightarrow 3,33 \div 3,33 = 1 \\ O &\rightarrow 3,33 \div 3,33 = 1 \\ H &\rightarrow 6,7 \div 3,33 = 2,01 (=) 2 \end{aligned} \quad \left[\begin{array}{l} \text{Los resultados aquí obtenidos son los} \\ \text{subíndices que cada uno de los elementos} \\ \text{llavará en la fórmula empírica.} \end{array} \right]$$

Paso 4: Escribir fórmula empírica. En este caso, los elementos se deben ordenar C, H, O, por tratarse de un compuesto orgánico.

$$\text{Fórmula empírica: } C_2H_4O_1 = CH_2O$$

Paso 5:

Calculamos la masa de la fórmula empírica:

$$\begin{aligned} \text{Masa } CH_2O &= 1 \bullet \text{masa C} + 2 \bullet \text{masa H} + 1 \bullet \text{masa O} \\ &= 1 \bullet 12 \text{ u.m.a.} + 2 \bullet 1 \text{ u.m.a.} + 1 \bullet 16 \text{ u.m.a.} \\ &= 12 \text{ u.m.a.} + 2 \text{ u.m.a.} + 16 \text{ u.m.a.} \\ &= 30 \text{ u.m.a.} \end{aligned}$$

Reacción química y ecuación química

Una reacción química (cambio químico) sucede cuando cierto grupo de sustancias, se combinan entre sí para originar nuevas especies. Cada reacción química se puede representar mediante una ecuación química, tal como una receta dice cómo hacer una comida.

Así, una ecuación química bien escrita muestra las sustancias a reaccionar, el resultado de esa combinación, en qué condiciones físicas se encuentran las especies y las cantidades de cada una de ellas. Luego, una ecuación química tiene cinco componentes mínimos:

- A la izquierda de la flecha, las sustancias a reaccionar **reactantes o reactivos**,
- Una flecha (\longrightarrow) que señala la transformación,

- A la derecha de la flecha, las sustancias que se obtendrán en la reacción llamados **productos**,

- Delante de cada una de las especies, un número que indique la cantidad de cada una de las especies, y

- A la derecha de cada sustancia que reacciona (reactantes) y de cada sustancia formada (producto), se escribe entre paréntesis, una letra que señala el estado físico de la especie: **s**: sólido; **l**: líquido; **g**: gaseoso; **a**: acuoso (disuelto en agua).

¿Cómo interpretarías la siguiente ecuación que resume la descomposición del agua mediante electricidad?



Ley de conservación de la materia

El origen de la masa sigue siendo un misterio para nosotros, y en la actualidad, un grupo de importantes científicos se encuentran trabajando para resolver este misterio. Sin embargo, a pesar de no saber el origen de la masa, sí sabemos que esta siempre se conserva, incluso durante los cambios químicos (sinónimo de reacción química), vale decir, durante aquellos cambios que modifican la estructura interna de una sustancia.

También conocida como **Ley de conservación de la masa**, fue publicada en 1789 por quien es considerado el padre de la química moderna, Antoine Lavoisier, y sostiene que: **la materia no se crea ni se destruye, solo se transforma**.

O sea, si consideramos que toda la materia está compuesta por átomos, podemos deducir que dichos átomos no desaparecen durante una reacción química, sino que ellos solamente se ordenarán de una forma diferente para dar origen a nuevas sustancias. Entonces, dentro de una reacción química, ¿qué sucede con los enlaces químicos de los átomos?

Averígualo...

¿Qué tipo de reacciones químicas existen y en qué consiste cada uno de ellos?

Química y física cuántica

La física cuántica llamó "bosón de Higgs" a la partícula responsable de la masa de las partículas subatómicas (protones, electrones y neutrones, por ejemplo), las que a su vez le dan masa a los átomos.

Desde 1964 François Englert y Peter Higgs estudiaron una teoría que explica el origen de la masa en un gran laboratorio subterráneo en la frontera de Suiza y Francia. El año 2012 anuncianon el hallazgo de esta partícula, que hasta el momento era uno de los grandes enigmas de la física. Gracias a este descubrimiento ambos recibieron el premio Nobel de Física 2013. **¿Sabes qué otro nombre se le da al bosón de Higgs y por qué?**



Peter Higgs en el túnel del acelerador de partículas en el CERN.

Luego, debemos descubrir cuántas veces cabe la masa de la fórmula empírica en la masa molecular. Esto se puede hacer solo mirando los valores o aplicando la fórmula. En el segundo caso tendriamos:

Número para multiplicar subíndices = $\frac{\text{Masa fórmula empírica}}{\text{Masa fórmula molecular}}$

$$\text{Número para multiplicar subíndices} = \frac{60 \text{ u.m.a.}}{30 \text{ u.m.a.}} = 2$$

Luego, todos los subíndices de la fórmula empírica deben ser multiplicados por 2 para obtener la fórmula molecular. Entonces:

Fórmula empírica: $C_1H_2O_1$

Multiplicar subíndices por 2

Fórmula molecular: $C_2H_4O_2$



Actividad 7: Aplica lo aprendido

Objetivo: Determinar la fórmula de algunos compuestos presentes en la vida cotidiana.

Resuelve los siguientes ejercicios:

a) La alicina es un compuesto responsable del olor característico del ajo. Un análisis de dicho compuesto muestra que tiene la siguiente composición porcentual: 44% de carbono (C); 6,21% de hidrógeno (H); 39,5% de azufre (S); y 9,86% de oxígeno (O). Calcula la fórmula empírica y molecular de la alicina, sabiendo que su masa molecular aproximada es de 162 u.m.a.

b) El glutamato de sodio es un potenciador del sabor de los alimentos muy utilizado en la actualidad. Este compuesto tiene la siguiente composición porcentual en masa: 35,51% de carbono (C); 4,77% de hidrógeno (H); 37,85% de oxígeno (O); 8,29% de nitrógeno (N) y 13,60% de sodio (Na). ¿Cuál será la fórmula empírica y molecular del glutamato de sodio si su masa molecular aproximada es de 169 u.m.a.?

c) El ácido caproico es el responsable del olor a calcetines sucios. Al analizar una muestra de 0,225 g, se obtuvo que dentro de ella existían 0,140 g de carbono (C), 0,023 g de hidrógeno (H) y el resto de oxígeno (O). Si se sabe que la masa molecular de dicho compuesto es de 116 u.m.a., calcular su fórmula empírica y molecular.

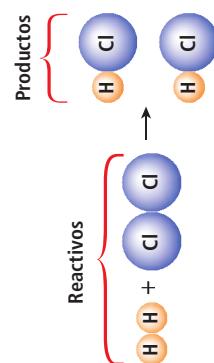
Química en la web

En el siguiente link puedes encontrar ejercicios resueltos de cálculo de fórmula empírica y molecular:
<http://www.matematicasfisica-quimica.com/fisica-quimica-bachillerato/45-quimica-2o-bachillerato/622-ejercicios-solucion-materia-composicion-centesimal-formulas-empiricas-moleculares.html>

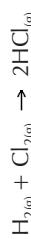
Balance de ecuaciones químicas

Cualquier ecuación química que escribamos debe estar **balanceada**, vale decir, debe contar con las mismas cantidades y tipos de átomos antes y después de la reacción.

Por ejemplo, en la formación de ácido clorídrico gaseoso ($\text{HCl}_{(\text{g})}$) a partir de los gases H_2 y Cl_2 , tendríamos lo que muestra la figura.



En este caso es posible notar que como los reactivos aportaron dos átomos de H y dos átomos de Cl, es necesario generar dos moléculas de HCl , pues si solo formáramos una molécula de producto (HCl) estarían “desapareciendo” un átomo de H y un átomo de Cl. De esta forma, la ecuación que representa a la reacción anterior es:



La ecuación anterior se encuentra balanceada, pues tanto al lado izquierdo como al lado derecho de la ecuación existen dos átomos de H y dos átomos de Cl.

Para realizar el balance de cualquier ecuación química. Debemos seguir los siguientes pasos:

Paso 1: Identificar (y escribir) las sustancias presentes en cada lado de la ecuación.

Paso 2: Contar (y escribir) las cantidades de cada sustancia que existen en el lado izquierdo y derecho de la ecuación.

Paso 3: En caso que uno o más sustancias tengan diferentes cantidades de átomos a la izquierda y a la derecha, se debe buscar un número que al ser multiplicado por las cantidad de átomos de cierto elemento en uno de los lados de la ecuación, permita igualar el valor del otro lado. El número así obtenido, se escribe delante de la sustancia que contiene a ese elemento y nunca como subíndice.

Paso 4: Una vez que se escribe un número delante de una sustancia, éste multiplica las cantidades de todos los átomos de todos los elementos que forman la sustancia, por tanto se debe recomptar los átomos y repetir el paso 3 hasta que se igualen las cantidades de todos los átomos involucrados en la reacción química.

Practice your English

A chemical change –chemical reaction– converts one substance into another.



Puedes encontrar la traducción en el soluciónario.

Para saber más

Dos métodos para balancear ecuaciones

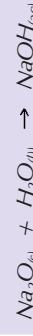
El método de balanceo de ecuaciones que te estamos presentando se llama **método de inspección o de “tanteo”**, pues se busca “al ojo” el coeficiente (número) que se debe escribir delante de una especie, según lo que uno ve que falta. Como en la ecuación: $\text{H}_{2(\text{g})} + \text{Br}_{2(\text{g})} \rightarrow \text{HBr}_{(\text{g})}$, donde es evidente que al producto le falta un 2 delante.

El segundo método se denomina **método algebraico**, pues utiliza operaciones matemáticas ligadas al álgebra para descubrir los coeficientes que le corresponden a cada especie en la ecuación.

A continuación, aplicaremos los pasos mencionados en la página anterior para realizar el balance de la siguiente ecuación:



Paso 1: Reconocer los elementos presentes



A la izquierda A la derecha

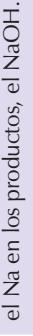
Na O H

Paso 2: Escribir las cantidades de cada uno de los átomos



Na = 2	Na = 1
O = 1+1= 2	O = 1
H = 2	H = 1

Paso 3: Como todos los átomos tienen cantidades diferentes a la izquierda y a la derecha, hay que balancearlos todos. Se puede partir con cualquier átomo, aunque es recomendable dejar el oxígeno (O) para el final. En este caso, partiremos por el Na. Buscamos un número que lleve –multiplicando– la cantidad de la izquierda (un átomo) a la cantidad de sodio al lado derecho (dos átomos); el número buscado es 2 y se debe escribir luego, delante de la especie que aportó el Na en los productos, el NaOH .



Na = 2	Na = 2
O = 1+1= 2	O = 1
H = 2	H = 1

Paso 4: Recuentamos los átomos, considerando el 2 delante del NaOH . El 2 multiplica a todos los subíndices del NaOH .



Na = 2	Na = 1•2
O = 1+1= 2	O = 1•2 = 2
H = 2	H = 1•2 = 2

Ahora, las cantidades de átomos están iguales a ambos lados, por tanto la ecuación está balanceada.

En la página siguiente se muestra un segundo ejemplo paso a paso.

Química en la web

En el siguiente link puedes encontrar información sobre el método algebraico para balancear ecuaciones químicas, además de ejercicios complementarios.
<http://balanceoecuaciones.blogspot.com/>

Ten presente que:

Se realiza el balanceo de un elemento a la vez



Deja siempre el oxígeno (O) para el final



Recuerda:

En química el número 1 no se escribe, por lo tanto no aparece en ningún contexto.



¿Cuánto aprendí de esta Lección?

Responde las siguientes preguntas (1 pto. c/u):

- 1) ¿Qué dice la ley de conservación de la materia?
- 2) ¿Qué es una fórmula química y qué representa?
- 3) ¿Qué representa una ecuación química y cuáles son sus partes más importantes?
- 4) ¿Qué es la fórmula empírica y la fórmula molecular de un compuesto?
- 5) ¿En qué consiste el balance de ecuaciones y para qué se realiza?
- 6) ¿Qué es la composición porcentual y para qué sirve?
- 7) ¿Qué dice la ley de las proporciones definidas y qué implica?
- 8) ¿Qué dice la ley de las proporciones múltiples y qué implica?

¿Cómo te fue con las actividades? Revisa tus respuestas en el solucionario (pág. 230) y calcula tu puntaje.

Bien 😊 (sobre 6 ptos.) **Regular** 😐 (entre 5 y 6 ptos.) **Mal** 😞 (bajo 5 ptos.)

Si no estás seguro sobre repasar o no, para ayudarte a decidir te recomendamos comparar las respuestas de las preguntas 1, 2 y 3 con las respuestas que entregaste para estas mismas en la actividad "Lloviendo ideas" al comienzo de la lección.



Para practicar más...

Al terminar esta Lección, no olvides que:

- Los compuestos químicos tienen una relación entre elementos que es única, y se pueden representar mediante fórmulas químicas.
- Una fórmula que muestre la cantidad de átomos reales de cada una de las especies se conoce como fórmula molecular, mientras que la fórmula que muestra la proporción mínima entre cada uno de los elementos, recibe el nombre de fórmula empírica.
- Las reacciones químicas se representan mediante ecuaciones químicas que deben estar balanceadas para cumplir con la Ley de conservación de la masa.

Prepárate para lo que viene:

La próxima Lección, te invita a trabajar con las cantidades de reactantes y productos que participan en una reacción química, es decir, conocerás la estequiometría.



Actividad 10: Aplica lo aprendido

Objetivo: Realizar balance de ecuaciones.

Realiza el balance de las siguientes ecuaciones químicas a fin que las respectivas reacciones cumplan con la ley de conservación de la masa.

- a) $\text{NaOH}_{(aq)} + \text{H}_2\text{SO}_{4(aq)} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_{4(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$
- b) $\text{NH}_{3(g)} + \text{CO}_{2(g)} \rightarrow (\text{NH}_{2})_2\text{CO}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$
- c) $\text{Al}_{(s)} + \text{Fe}_2\text{O}_{3(aq)} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_{3(aq)} + \text{Fe}_{(s)}$
- d) $\text{C}_4\text{H}_{10(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{CO}_{(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$

Guía de ejercicios: Leyes ponderales, fórmulas y balance de ecuaciones químicas



Objetivo: Ejercitarse la determinación de fórmulas y balance de ecuaciones químicas.

Desarrolla los siguientes ejercicios:

- 1) Determina la proporción entre los elementos que forman el cloruro de calcio (CaCl_2), el anhídrido sulfúrico (SO_3) y el carbonato de sodio (Na_2CO_3).
- 2) Demuestra la ley de proporciones múltiples (en función de las masas) para los diferentes compuestos que forma el cloro con el oxígeno: anhídrido perclórico (Cl_2O_7), anhídrido clórico (Cl_2O_5), anhídrido cloroso (Cl_2O_3) y anhídrido hipocloroso (Cl_2O). Para guiarlo, te recomendamos leer en el solucionario la respuesta al segundo desafío de la página 168.

- 3) Determina la fórmula empírica y molecular del sulfato de cobre, si se sabe que dicho compuesto está formado por un 39,83% de cobre (Cu), un 20,06% de azufre (S) y un 40,11% de oxígeno (O), y que tiene una masa molecular de 159,54 u.m.a.
- 4) Una muestra de un compuesto contiene 1,52 g de nitrógeno (N) y 3,47 g de oxígeno (O). Sabiendo que la masa molecular de la especie es de 92 u.m.a., determina la fórmula empírica y molecular de este compuesto.

- 5) Realiza el balance de las siguientes reacciones químicas:

- a) $\text{N}_{2(g)} + \text{H}_{2(g)} \rightarrow \text{NH}_{3(g)}$
- b) $\text{P}_4\text{O}_{10(s)} + \text{H}_{2(O)} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_{4(aq)}$
- c) $\text{S}_{(s)} + \text{HNO}_{3(aq)} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_{4(aq)} + \text{NO}_{2(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$
- d) $\text{NH}_{3(l)} + \text{CuO}_{(s)} \rightarrow \text{Cu}_{(s)} + \text{N}_{2(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$
- e) $\text{Be}_2\text{C}_{(s)} + \text{H}_{2(O)} \rightarrow \text{Be}(\text{OH})_{2(aq)} + \text{CH}_{4(g)}$

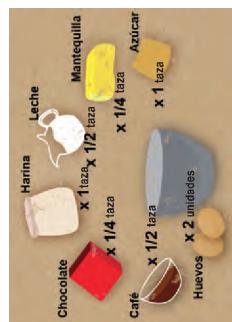


Recordando...

En el $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$, el parentésis con el 2 a la derecha indica que esa porción de la molécula (NH_2) está repetida 2 veces.

Lección 2

¿Cómo contamos la materia? ¿una materia, dos materias...? El mol y la estequiometría



Aprendizajes esperados de la Lección

La presente Lección tiene como propósito que tú:

Conozcas, comprendas y apliques el concepto de mol, así como las relaciones que existen entre cantidades de reactantes y productos dentro de una reacción química (estequiometría).

Antes de empezar, **débes recordar**: reacción química, ecuación química, reactantes, productos, balance de ecuaciones químicas, ley de conservación de la masa, fórmulas químicas, masa, volumen.



Actividad inicial: Repasando lo que necesito

1 Busca en la sopa de letras las respuestas a las siguientes preguntas (2 pts. clj):

- Una reacción química se representa mediante una _____. Lavoisier postuló una ley que dice que la masa se _____. Para que una ecuación cumpla la ley de Lavoisier ésta se debe _____. Lo que está a la izquierda de una ecuación química son los _____. Lo que está a la derecha de una ecuación química son los _____.
- Cómo se obtiene la masa molecular de una sustancia?
- Qué pasa con los átomos y los enlaces dentro de una reacción química?
- En qué se diferencia un compuesto de otro?

2 Responde las siguientes preguntas (2 pts. clj):

- Cómo se obtiene la masa molecular de una sustancia?
- Qué pasa con los átomos y los enlaces dentro de una reacción química?
- En qué se diferencia un compuesto de otro?

¿Cómo te fue con las actividades? Revisa tus respuestas en el solucionario (pág. 231) y calcula tu puntuaje. **Bien** 😊 (sobre 13 pts.) **Regular** 😐 (entre 10 y 13 pts.) o **Mal** 😞 (bajo 10 pts.)

Si no estás conforme con tu desempeño, te invitamos a volver a leer la lección anterior: "¿Cómo se combinan los elementos?". Cuando te sientas preparado para continuar, ¡podemos continuar!



Lloviendo ideas: "Comparte lo que sabes"

Reúnete con tres compañeros más y a partir de lo que saben, construyan una respuesta grupal para cada una de las preguntas siguientes. Anotén las respuestas en su cuaderno.

iRecuerden que una buena respuesta del grupo se logra con los aportes de todos!

1 ¿Qué es un mol?

2 ¿En qué consiste la estequiometría?

3 ¿Qué se entiende por porcentaje de rendimiento?

Cuando hayan terminado, presenten su respuesta al resto del curso.

Química e inglés

En el idioma inglés se diferencia lo contable de lo incontable, a través del uso del "how many" (para lo que se puede contar) y el "how much" (para aquello que no se puede contar). Dentro de lo que se puede contar están los objetos, por ejemplo: un lápiz, dos lápices, tres lápices, etc... Mientras que dentro de lo incontable encontramos sustancias como el agua... Como la materia es incontable, utilizamos el **MOL** para poder cuantificarla.

¿Y cómo medimos moles?

El mol corresponde a una unidad de medida que contiene tantas unidades elementales (átomos, moléculas u otros) como átomos hay exactamente en 12 gramos del isótopo carbono-12, vale decir, $6,022 \cdot 10^{23}$ partículas. Este valor se conoce como **número de Avogadro**, en honor a ese científico italiano.

Entonces, de la misma forma que sabemos que una docena de huevos contiene 12 huevos o que un centenar de lápices son 100 lápices:

- 1 mol de cierto elemento contendrá siempre $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos
- 1 mol de cierto compuesto contendrá siempre $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas.

Así también podríamos pensar en moles de sillas, de mesas o de cualquier cosa, y siempre el número relacionado sería el número de Avogadro ($6,022 \cdot 10^{23}$), o sea, $6,022 \cdot 10^{23}$ sillas o $6,022 \cdot 10^{23}$ mesas.

Número de Avogadro =
 $6,022 \cdot 10^{23}$

Averígualo...
La Sociedad de Química de Estados Unidos impulsó hace unos años la creación del DÍA DEL MOL. ¿Cuándo es el DÍA DEL MOL? ¿Y por qué se celebra en esa fecha y entre ciertas horas?

El mol ofrece además, la posibilidad de relacionar el mundo de los átomos con nuestro mundo macroscópico, al tener equivalencias en masa (gramos) y en volumen para los gases (litros). De esta forma:

- Equivalencia en cantidad de partículas:** 1 mol contiene tantas partículas como señala el número de Avogadro, vale decir:

$$1 \text{ mol} = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ entidades}$$

ii) **Equivalencia en masa:** 1 mol de átomos masa es la masa atómica del elemento expresada en gramos, mientras que 1 mol de moléculas masa es la masa molecular de la especie también expresada en gramos.

Entonces, estamos hablando que los valores de masa de la tabla periódica se pueden interpretar en u.m.a. si hablamos de átomos individuales o de moléculas, o se pueden interpretar en una unidad mucho más grande, los gramos/mol (g/mol). Si la unidad que ponemos para masar es g/mol, entonces la masa atómica y la masa molecular pasará a llamarse **masa molar (MM)**, pues corresponderá a la masa (en g) contenida en 1 mol de esa sustancia. En resumen:

$$1 \text{ mol sustancia} = \text{masa molar en gramos de dicha sustancia}$$

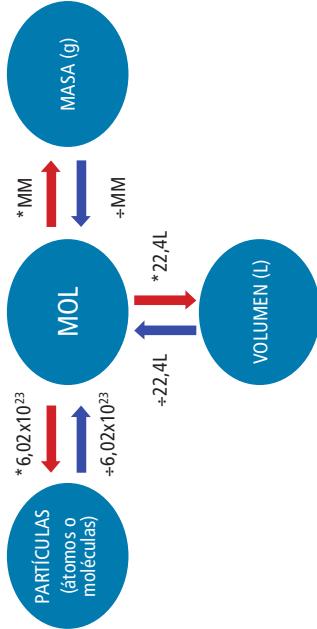
Observación:

En general, el **número de Avogadro** se utiliza solo con dos decimales, por tanto, de ahí en adelante, en lugar de utilizar el $6,022 \cdot 10^{23}$, utilizaremos solo $6,02 \cdot 10^{23}$.

Observación:

En general, el **número de Avogadro** se utiliza solo con dos decimales, por tanto, de ahí en adelante, en lugar de utilizar el $6,022 \cdot 10^{23}$, utilizaremos solo $6,02 \cdot 10^{23}$.

Entonces, las equivalencias del mol, así como el paso de una a otra, se pueden resumir en el siguiente cuadro:



(Para gases en c.n.p.t.)

Es importante notar que el cuadro anterior resume las relaciones de equivalencia del mol, y busca simplificarlas. Sin embargo, también es posible convertir una unidad en otra utilizando proporción directa ("regla de tres"), donde siempre tienes que tener claro que:



Así por ejemplo, si para el **ácido cianhídrico (HCN)** te preguntas:

i) **¿Cuántas moléculas existen en 3 moles?** Puedes responder a partir del cuadro multiplicando 3 por $6,02 \cdot 10^{23}$ o aplicando la siguiente "regla de 3":



donde la respuesta (X) se obtiene resolviendo $(3 \bullet 6,02 \cdot 10^{23}) \div 1$. Como puedes notar, de ambas formas se llega al mismo resultado: $1,806 \cdot 10^{24}$ moléculas.

ii) **¿Cuántos moles existen en 108 gramos de esa sustancia (MM = 27g/mol)?** Puedes responder a partir del cuadro dividiendo 108 g por 27 g/mol o aplicando la siguiente "regla de 3":



donde la respuesta (X) se obtiene resolviendo $(108 \bullet 1) \div 27$. Como puedes notar, de ambas formas se llega al mismo resultado: 4 moles.

Actividad 11: Aplica lo aprendido

Objetivo: Calcular las masas mоляres de algunos compuestos químicos.

Utilizando la tabla periódica de los elementos que aparece en la página 240, determina la masa molar de los siguientes compuestos:

- a) H_2S b) C_4H_{10} c) KCl d) CCl_4 e) HNO_3 f) Al(OH)_3

Actividad 12: Aplica lo aprendido

Objetivo: Determinar la cantidad de moles presentes en cierta cantidad de materia.

Utilizando una calculadora, responde: ¿cuántos moles existen en _____?

- a) 22 g de CO_2 c) 5,6 L de NH_3 en c.n.p.t.
 b) $12,04 \cdot 10^{24}$ átomos de He d) 120 g NaOH

**Estequiométría**

La **estequiometría** estudia las cantidades de cada reactante que participa en una reacción y la cantidad de productos que se formarán. ¿Qué significa cuantitativo? Se refiere a cantidades.

Lo mínimo que necesitamos para trabajar en estequiometría es la ecuación química balanceada que representa a la reacción. Los "números de adelante" que surgen del balance, reciben el nombre de **coeficientes estequiométricos** y representan la **cantidad de moles** de cada una de las sustancias.

Una reacción balanceada como la que se muestra a continuación, corresponde a la combustión del propano (parte del gas licuado):



Objetivo: Comparar en la realidad 1 mol de diferentes sustancias.

En grupos de tres estudiantes, consigan las siguientes sustancias:

- Sal de mesa (NaCl)
- Agua (H_2O)
- Azúcar de mesa (sacarosa, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$)
- Papel de aluminio (Al)

Luego, con ayuda de la tabla periódica de la página 240, calculen la masa molar de cada una de las sustancias. Finalmente, utilizando una balanza midan la cantidad de gramos que obtuvieron como masa molar de la especie y comparen las cantidades de cada una de ellas con las demás.

¿Cuántos moles de cada sustancia tienen? Y ¿qué pasa con las cantidades en gramos? ¿se parecen?



FIGURA 4.4: 1 mol de diferentes sustancias. 1 mol de carbono (sustancia negra); 1 mol de mercurio (en el vaso); 1 mol de azufre (polvo amarillo); 1 mol de cobre (alambre color naranja); 1 mol de hierro (clavos).

**Desafío**
¿Cuántos átomos?

Junto a otro compañero, ¿puedes determinar la cantidad de átomos de sodio (Na), azufre (S) y oxígeno (O) que existen en tres moles de sulfato de sodio (Na_2SO_4)?

Actividad 13: De la teoría a tu mundo

Objetivo: Comparar en la realidad 1 mol de diferentes sustancias.

En grupos de tres estudiantes, consigan las siguientes sustancias:

- Sal de mesa (NaCl)
- Agua (H_2O)
- Azúcar de mesa (sacarosa, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$)
- Papel de aluminio (Al)

Luego, con ayuda de la tabla periódica de la página 240, calculen la masa molar de cada una de las sustancias. Finalmente, utilizando una balanza midan la cantidad de gramos que obtuvieron como masa molar de la especie y comparen las cantidades de cada una de ellas con las demás.

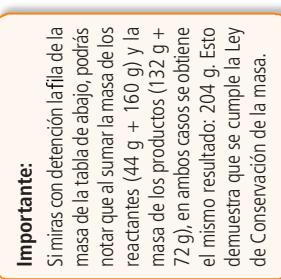
¿Cuántos moles de cada sustancia tienen? Y ¿qué pasa con las cantidades en gramos? ¿se parecen?

**Actividad 14: Ejercita lo aprendido**

Objetivo: Ejercitarse las equivalencias del mol.

En parejas, responde las siguientes preguntas:

- a) ¿Cuántos gramos son $3,01 \cdot 10^{24}$ átomos de plomo (Pb)?
 b) ¿Qué volumen ocupan (en c.n.p.t.) 132 g de CO_2 ?
 c) ¿Cuántas moléculas de glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) existen en 900 g de esa sustancia?
 d) ¿Cuántos átomos de cobre (Cu) existen en 400 g de alambre de ese material?

**Importante:**

Si miras con detención la fila de la masa de la tabla de abajo, podrás notar que al sumar la masa de los reactantes ($44 \text{ g} + 160 \text{ g}$) y la masa de los productos ($132 \text{ g} + 72 \text{ g}$), en ambos casos se obtiene el mismo resultado: 204 g. Esto demuestra que se cumple la Ley de Conservación de la masa.

	$\text{C}_3\text{H}_8(\text{g})$	$\text{O}_{2(\text{g})}$	\rightarrow	$\text{CO}_{2(\text{g})}$	$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$
Mol	1	5	\rightarrow	3	4
Moléculas	$1 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$	$5 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$	\rightarrow	$3 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$	$4 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$
Masa (g)	$1 \cdot \text{MM C}_3\text{H}_8 = 1 \cdot 44 = 44 \text{ g}$	$5 \cdot \text{MM O}_2 = 5 \cdot 32 = 160 \text{ g}$	\rightarrow	$3 \cdot \text{MM CO}_2 = 3 \cdot 44 = 132 \text{ g}$	$4 \cdot \text{MM H}_2\text{O} = 4 \cdot 18 = 72 \text{ g}$
Volumen (L) (en cm)	$1 \cdot 22,4 = 22,4 \text{ L}$	$5 \cdot 22,4 = 112 \text{ L}$	\rightarrow	$3 \cdot 22,4 = 67,2 \text{ L}$

Así por ejemplo, podemos decir: "22,4 L C_3H_8 gaseoso se mezclan con 160 g de O_2 gaseoso para formar tres moles CO_2 gaseoso y $2,408 \cdot 10^{23}$ moléculas H_2O en estado líquido".

Actividad 15: Aplica lo aprendido

Objetivo: Aplicar equivalencias del mol a ecuaciones concretas y responder preguntas sobre estequiometría.

La siguiente ecuación química (**no balanceada**) muestra la combustión del heptano, un compuesto que de estar presente en la gasolina, favorece el deterioro del motor:



Para esta reacción:

- a) Realiza el balance de la ecuación química.
b) Con la ecuación balanceada completa el siguiente párrafo:

"En la combustión completa del heptano, mol(es) de reactivo(n) con mol(es) de en estado reaccionan para formar mol(es) de en estado y mol(es) de en estado "

- c) A partir de la ecuación balanceada, completa la siguiente tabla:

	$\text{C}_7\text{H}_{16(l)}$	$\text{O}_{2(g)}$	\rightarrow	$\text{CO}_{2(g)}$	$\text{H}_2\text{O}_{(l)}$
Mol	→
Moléculas	→
Masa (g)	→
Volumen (L) (en cm)	→

- d) A partir de la tabla anterior, responde:

- i) ¿Cuántos gramos de CO_2 se formarán a partir de la reacción completa de 1 mol de C_7H_{16} ?
ii) ¿Qué volumen de O_2 será necesario para que reaccionen completamente 100 g de C_7H_{16} ?
iii) ¿Cuántas moléculas de H_2O se formarán a partir de la reacción completa de 1 mol de C_7H_{16} ?
iv) ¿Qué masa de O_2 es necesaria para producir 156,8 L de CO_2 gaseoso en c.p.t?



Cálculos estequiométricos

Como habrás notado hasta aquí, las relaciones de cantidad entre productos y reactantes en una ecuación química se pueden hacer tanto en moles, como en moléculas (átomos), masa y volumen (si la especie es gaseosa). Por tanto, a partir de la ecuación química balanceada es posible responder cualquier pregunta referida a cantidades dentro de una reacción. Este tipo de cálculos se conocen como **cálculos estequiométricos** y se basan en proporciones.

Para realizar cálculos estequiométricos es importante que veas una ecuación química como una receta que dice cómo preparar cierta sustancia y que reconozcas en los coeficientes estequiométricos las cantidades de cada una de las especies involucradas. Así, los cálculos estequiométricos son "reglas de tres" donde se agregan los datos que nos da la ecuación combinados con los datos de una situación imaginaria que es planteada como una pregunta que involucra a un valor desconocido (íncognita).

Para realizar **cálculos estequiométricos** asociados a una pregunta, podemos seguir los siguientes pasos:

Paso 1: Identificar qué especies se están relacionando en la pregunta.

Paso 2: A partir de la ecuación, establecer la proporción en moles y luego en alguna de sus equivalencias si la pregunta lo pide) entre las sustancias que aparecen en la pregunta.

Paso 3: Armar la "regla de tres" con el par de datos sacados desde la ecuación y lo que aparece en la pregunta (un dato y una incógnita, esta última en general llamada X).

Paso 4: Resolver la "regla de tres" y descubrir el valor de X.

Paso 5: Responder la pregunta.

Ejemplo aplicado: Se tiene la siguiente ecuación balanceada que representa la reacción de algunos antiácidos en el estómago:



Para esta ecuación responder:

- a) ¿Cuántos moles de agua (H_2O) se forman por la reacción completa de 5 moles de $\text{Al}(\text{OH})_3$?

Paso 1: La pregunta relaciona H_2O con $\text{Al}(\text{OH})_3$

- Paso 2: A partir de la ecuación, establecer relación en moles entre H_2O y $\text{Al}(\text{OH})_3$

Se forman por la reacción de
3 moles de H_2O 1 mol de $\text{Al}(\text{OH})_3$

Química y matemática

Proporción directa

Proporción directa es un tipo de relación entre dos o más variables, donde si una aumenta su valor, las demás también. Para resolverlas se utiliza la llamada "regla de tres", que consiste en tres valores (A, B y C, por ejemplo) y una incógnita (*X* en general llamada *X*) que se relacionan mediante flechas o en fracciones.

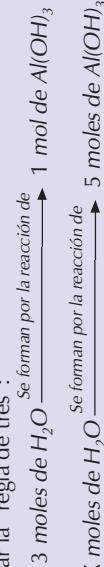
Por ejemplo:

$$\begin{array}{l} A \rightarrow B \\ C \rightarrow X \\ \hline \end{array} \quad \frac{A}{B} = \frac{C}{X}$$

En ambos casos se puede saber el valor de la incógnita multiplicando los dos números que se cruzan entre sí (B y C) y dividiendo ese resultado por el número cruzado a la *X*, vale decir, para el ejemplo anterior:

$$x = \frac{B \cdot C}{A}$$

Paso 3: Agregar a la relación obtenida en el paso 2, el dato y la incógnita (valor desconocido, *X*) que aparece en la pregunta, para armar la "regla de tres".



Paso 4: Resolver la "regla de 3" del paso anterior.

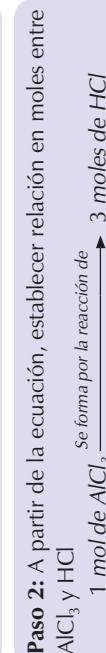
$$X = \frac{5 \text{ moles } H_2O \bullet 3 \text{ moles } Al(OH)_3}{1 \text{ mol } Al(OH)_3} = 15 \text{ moles } H_2O$$

Paso 5: Responder la pregunta.

"Por la reacción completa de 5 moles de $Al(OH)_3$ se formarán 15 moles de H_2O ".

b) ¿Cuántos gramos de $AlCl_3$ se formarán por la reacción completa de 4 moles de HCl ?

Paso 1: La pregunta relaciona $AlCl_3$ con HCl



Ahora, como la pregunta relaciona en realidad gramos de $AlCl_3$ con moles de HCl , transformamos el mol de $AlCl_3$ en masa (gramos), multiplicándolo por la masa molar de la especie (MM = 133,5g/mol):

$$133,5 \text{ g de } AlCl_3 \xrightarrow{\text{Se forman por la reacción de}} 3 \text{ moles de } HCl$$

Paso 3: Agregar a la relación anterior el dato y la incógnita que aparece en la pregunta, para armar la "regla de tres".

$$X = \frac{4 \text{ moles } HCl \bullet 133,5 \text{ g } AlCl_3}{3 \text{ moles } HCl} = 178 \text{ g } AlCl_3$$

Paso 4: Resolver la "regla de tres" del paso anterior

"Por la reacción completa de 4 moles de HCl se formarán 178 g de $AlCl_3$ ".

Para la misma ecuación anterior:



Responer:

c) **¿Cuántos gramos de HCl se necesitan para formar 240 g de H_2O ?**

Observación:

La "regla de tres" se puede armar mencionando cualquiera de las especies primero, siempre que se mantenga el orden en ambas filas (o en ambas fracciones).

Desafío

¿Y si fuera volumen?

Junto a otro compañero, ¿puedes determinar cómo habrá que proceder para responder una pregunta de estequimetría que involucre una especie gaseosa en condiciones normales de presión y temperatura (c.n.p.t.)?



Actividad 16: Ejercitá lo aprendido

Objetivo:

Ejercitá cálculos estequiométricos.

Para la ecuación que estamos trabajando:



Responde las siguientes preguntas:

- a) ¿Qué masa (g) de $AlCl_3$ se formará por la reacción completa de 120 g de $Al(OH)_3$?
- b) ¿Cuántos moles de $Al(OH)_3$ se necesitan para que reaccionen completamente 350 g de H_2O ?

- c) ¿Cuántos gramos de HCl se necesitan para formar 70 gramos de H_2O ?
- d) ¿Cuántos moles de $AlCl_3$ se formarán a partir de 2 moles de $Al(OH)_3$?
- e) ¿Cuántos gramos de $Al(OH)_3$ se necesitan para formar 50 gramos de $AlCl_3$?

Los cálculos estequiométricos hasta aquí realizados han supuesto una situación ideal, donde se cuenta con todos los reactivos necesarios y en las cantidades suficientes para llevar a cabo una reacción. Sin embargo, esto no es lo más común, pues lo que en general pasa –al igual que cuando nos disponemos a cocinar– es que tenemos un exceso de reactivo y un déficit de otro.

En el proceso de comprobar si contamos con todos los reactantes para una reacción, lo más probable es que no dispongamos de cantidades suficientes de todos como para repetir la reacción la cantidad de veces que nosotros deseamos. Cuando esto pasa, estamos en presencia de un **reactivo limitante**.

Reactivo limitante es aquel reactivo que está en menor proporción a la necesaria –y que por tanto se agotará– durante el transcurso de una reacción. **Reactivo en exceso**, es aquel reactante que está en mayor proporción a la necesaria –y que por tanto sobra y queda sin reaccionar. Siempre que existe un reactivo limitante, se deberá primero determinar cuál de los reactivos es el que se agota y luego responder la pregunta, utilizando para esos cálculos, únicamente, la información relacionada con el reactivo limitante, sin considerar los datos del reactivo en exceso.

Actividad 17: Aplica lo aprendido



Actividad individual

Objetivo: Establecer relaciones estequiométricas en ejercicios que contengan un reactivo limitante.

- El azufre a altas temperaturas se combina con el Fe para producir FeS de acuerdo a la siguiente reacción química: $\text{Fe} + \text{S} \rightarrow \text{FeS}$
- En un experimento se hicieron reaccionar 8,67 g de S con 7,62 g de Fe.

- ¿Cuál es el reactivo limitante?
- ¿Qué masa de producto se formó?
- ¿Qué cantidad de reactivo quedó en exceso al final de la reacción?

- Para obtener la urea se hicieron reaccionar 637,2 g de amoníaco con 1142 g de dióxido de carbono, según la siguiente ecuación:

$$2 \text{NH}_3 + \text{CO}_2 \rightarrow (\text{NH}_2)_2\text{CO} + \text{H}_2\text{O}$$
 - ¿Cuál es el reactivo limitante y cuál el reactivo en exceso?
 - ¿Qué masa de producto (urea) se formó?
 - ¿Qué masa de reactivo en exceso quedó sin reaccionar?

Por ejemplo, para la ecuación:

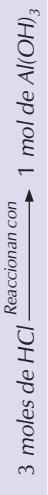


Responder: ¿Cuántos moles de H_2O se formarán por la reacción de 200 g de HCl y 4 moles de Al(OH)_3 ?

En este caso, como se mencionan los dos reactantes es necesario revisar si están en una proporción adecuada. Para esto, se realiza primero un “regla de tres” que relacione los dos reactantes. En concreto:

Paso inicial: Determinar reactivo limitante (con “regla de tres” entre los dos reactivos)

i) Establecer la relación de los reactivos en moles



ii) Transformar la relación anterior (en moles) a la unidad en que se nos entregan los datos de cada una de los reactivos.
 En este caso, habrá que multiplicar los moles de HCl por la masa molar de esa sustancia ($M_M \text{ HCl} = 36,5 \text{ g/mol}$).

$$109,5 \text{ g de HCl} \xrightarrow{\text{Reaccionan con}} 1 \text{ mol de Al(OH)}_3$$

iii) Armar la “regla de tres” combinando los datos del paso anterior con la cantidad dada en la pregunta **para uno** de los reactivos y dejando el otro como incógnita.

$$X = \frac{200 \text{ g de HCl} \bullet 1 \text{ mol Al(OH)}_3}{109,5 \text{ g HCl}} \approx 1,82 \text{ moles Al(OH)}_3$$

iv) Resolver la “regla de 3” del paso anterior
 “Para que reaccionen completamente 200 g de HCl, es necesario utilizar 1,82 moles de Al(OH)_3 ”

v) Interpretar el resultado anterior:
 Junto a otro compañero y para el ejemplo que se está trabajando en esta página, ¿puedes realizar la determinación del reactivo limitante para la reacción del ejercicio, utilizando como dato los moles de Al(OH)_3 e interpretar la información que ahí obtengas?



Actividad en pareja

Desafío

¿Y cómo es con el otro?

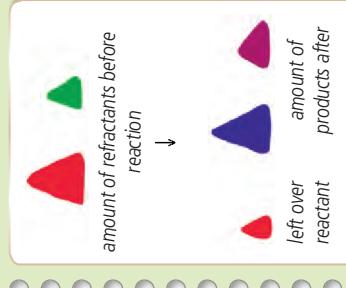
vi) Definir quién es el reactivo limitante y quién es el reactivo en exceso:
 Para esto, compararemos la cantidad de Al(OH)_3 que necesitamos con la cantidad que tenemos (mentionada en la pregunta). Así, como solo necesitamos 1,82 moles de Al(OH)_3 y la pregunta dice que tenemos 4 moles de esa especie, podemos notar que nos sobrará de ese reactante, por tanto, ese es el reactivo en exceso. Entonces, el que se agota en la reacción será el HCl, por tanto, lo llamaremos reactivo limitante.



Desafío

Menciona un ejemplo cotidiano en el que exista un reactivo limitante y otro en exceso.

Practice your English



Puedes encontrar la traducción y explicación en el diccionario de la Unidad.

Luego, considerando **sólo** el reactivo limitante, resolvemos el ejercicio:

Paso 1: Relacionar HCl (reactivo limitante) con H₂O (producto solicitado)

Paso 2: De la ecuación escribir la relación en moles entre HCl y H₂O



Multiplicamos los 3 moles de HCl por su masa molar (36,5 g/mol):



Paso 3: Agregar a la relación anterior el dato del reactivo limitante y la incógnita que aparece en la pregunta, para armar la "regla de tres":



Sobre el reactivo en exceso, ¿Cómo se puede obtener la cantidad que queda sin reaccionar (lo que sobra)?

Para pensar

Resolver la "regla de tres" del paso anterior

$$X = \frac{200 \text{ g HCl} \bullet 3 \text{ moles H}_2\text{O}}{109,5 \text{ g HCl}} \approx 5,48 \text{ moles H}_2\text{O}$$

Paso 5: Responder la pregunta
"200 g de HCl y 4 moles de Al(OH)₃ formarán 5,48 moles de H₂O".

Actividad 18: Ejercita lo aprendido

Objetivo: Ejecutar cálculos estequiométricos con reactivo limitante.

① Para la ecuación que estamos trabajando:



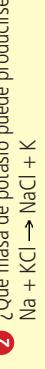
Responde las siguientes preguntas:

a) ¿Cuántos moles de AlCl₃ se forman por la reacción de 7 moles de HCl y 200 g de Al(OH)₃?

b) ¿Qué masa (g) de H₂O se formará por la reacción de 340 g de Al(OH)₃ y 400 g de HCl?

2) ¿Qué masa de potasio puede producirse por la reacción de 150 g de Na con 150 g de KCl? Na + KCl → NaCl + K

3) ¿Cuál es la máxima cantidad de Ni(OH)₂ que podría prepararse mezclando dos disoluciones que contienen 25,9 g de NiCl₂ y 10 g de NaOH respectivamente? La reacción química del proceso es:



4) Cuántos gramos de NH₃ pueden prepararse de 85,5 g de N₂ y 17,3 g de H₂? La reacción química de este proceso es: N₂ + 3 H₂ → 2 NH₃

Por último, es importante mencionar que las reacciones químicas casi nunca ocurren al 100% de rendimiento, vale decir, muy pocas veces se obtiene la cantidad de producto que podemos predecir desde la ecuación. A la relación que existe entre lo realmente formado y lo que teóricamente se debería formar, se le conoce con el nombre de **porcentaje de rendimiento** (o **solo rendimiento**) de la reacción y se calcula como:

se muestra a continuación:

$$\% \text{ rendimiento} = \frac{\text{Cantidad de producto realmente obtenido}}{\text{Cantidad de producto esperado (teórico)}}$$

Para aplicar esta relación, debes tener en cuenta que el valor esperado de producto (teórico) es lo que se obtiene cuando se utiliza la ecuación, tal como hemos hecho hasta ahora. Mientras que la cantidad real de producto formado la deberán informar en la pregunta.

Para pensar

¿Qué significa que una reacción química tenga un rendimiento del 60%?

Para pensar

¿Cómo se obtiene la cantidad real de producto a obtener en una reacción si nos entregan solo la ecuación, las cantidades de reactivo presentes y el porcentaje de rendimiento de ella?

Para pensar

¿Cuál sería el rendimiento de la reacción



si al hacer reaccionar 200 g de HCl y 4 moles de Al(OH)₃ se forman 4,3 moles de H₂O?

Los datos aquí planteados corresponden al último ejemplo desarrollado para esa ecuación, donde tuvimos que: "Por la reacción de 200 g de HCl y 4 moles de Al(OH)₃ se debían formar 5,48 moles de H₂O". Luego, este valor (5,48 moles) corresponde a la cantidad de producto esperado (teórico, obtenido desde la ecuación), y la información que nos entregan en esta pregunta (4,3 moles de H₂O) sería la cantidad realmente obtenida. Entonces, el rendimiento queda:

$$\% \text{ rendimiento} = \frac{4,3 \text{ moles}}{5,48 \text{ moles}} (=) 78,5\%$$

Y si en lugar de 4,3 moles se hubiesen formado 5 moles, ¿cuál sería el rendimiento de la reacción?

Observación:

Para obtener el rendimiento de una reacción es posible utilizar la cantidad real y teórica del producto en cualquier unidad, siempre que para ambos se utilice la misma, de manera que las unidades se cancelen al resolver la fracción.



Actividad 19: Ejercita lo aprendido

Objetivo: Ejercitarse en cálculos estequiométricos y porcentaje de rendimiento.

Para la ecuación que estamos trabajando:



Responde las siguientes preguntas en tu cuaderno.

- ¿Qué rendimiento tendría la reacción si la reacción completa de 5 moles de HCl originan 3 moles de H_2O ?
- ¿Qué rendimiento tendría una reacción si al reaccionar completamente 450 g de Al(OH)_3 , se generarán 270 g de H_2O ?
- ¿Cuántos moles de AlCl_3 se formarán por la reacción completa de 7 moles de HCl, si la reacción tuviera un rendimiento del 90%?
- ¿Cuántos gramos de agua (H_2O) se formarían por la reacción completa de 3 moles de Al(OH)_3 , si la reacción tiene un rendimiento del 84%?
- ¿Cuál sería el rendimiento de la reacción si al hacer reaccionar 5 moles de HCl con 2 moles de Al(OH)_3 se obtuviera solo 1,2 moles de AlCl_3 ?



¿Cuánto aprendí de esta Lección?

Responde en tu cuaderno las siguientes preguntas (1 pto. c/u):

- 1 ¿Qué es un mol?
- 2 En qué consiste la estequiometría?
- 3 ¿Qué se entiende por porcentaje de rendimiento?
- 4 ¿Cuáles son las equivalencias de un mol y cómo se relacionan entre ellas?
- 5 ¿Cuál es la importancia de la estequiometría y para qué se puede utilizar?
- 6 ¿Cuántos átomos de Nitrógeno (N) hay en 28 g de nitrógeno molecular (N_2)?
- 7 ¿Qué volumen ocupan 2,5 moles de un gas cualquiera en condiciones normales (c.n.)?
- 8 ¿Qué es el reactivo limitante y reactivo en exceso? Entrega un ejemplo de la vida cotidiana que ayude a comprender el concepto.

¿Cómo te fue con las actividades? Revisa tus respuestas en el diccionario (pág. 232) y calcula tu puntaje.

Bien 😊 (sobre 7 ptos.) Regular 😐 (entre 5 y 7 ptos.) o Mal 😞 (bajo 5 ptos.)

Si no estás conforme con tu desempeño y/o quieres recordar, puedes repasar la Lección. Si no estás seguro sobre repasar o no, para ayudarte a decidir te recomendamos comparar las respuestas de las preguntas 1, 2 y 3 con las respuestas que entregaste para estas mismas en la actividad "Lloviendo ideas" al comienzo de la Lección.



Para practicar más...

Al terminar esta Lección, no olvides que:

- La materia no se puede contar por sí misma, por tanto, se utiliza una unidad llamada MOL que contiene 6,02 • 10²³ entidades (átomos, moléculas, etc.).
- El mol tiene equivalencias en masa (gramos), en partículas (átomos o moléculas) y en volumen (litros) (para gases). A cada una de ellas se illega utilizando, respectivamente, la masa molar (MM), el número de Avogadro (6,02 • 10²³) y un factor de 22,4 (si se trabaja en c.n.p.t.)
- Se conoce como coeficiente estequiométrico al número que señala la cantidad de moles necesarios de cada especie y que se obtiene mediante el balance de la ecuación.

Guía de ejercicios: Estequiometría



Objetivo: Realizar cálculos estequiométricos.

ACTIVIDAD: Para la reacción de combustión del acetileno (etino), representada por la siguiente ecuación (no balanceada):



Responde las siguientes preguntas en tu cuaderno.

- ¿Qué masa (gramos) de H_2O se producen por la reacción completa de 8 moles de O_2 ?
- ¿Cuántos litros de CO_2 en c.n.p.t. se producen por la reacción completa de 180 g de C_2H_2 ?
- ¿Cuántos gramos de H_2O se producen por la reacción de 6 moles de C_2H_2 y 4 moles de O_2 ?
- ¿Cuántos moles de CO_2 se producen por la reacción de 50 g de C_2H_2 y 70 g de O_2 ?
- ¿Cuál es el porcentaje de rendimiento de la reacción si al reaccionar completamente 120 g de C_2H_2 se producen 72 g H_2O ?
- ¿Cuál sería el porcentaje de rendimiento de la reacción si al reaccionar 3,7 moles de C_2H_2 con 5,2 moles de O_2 se produjieran 4,9 g de H_2O ?





Síntesis de la Unidad

El texto siguiente, que resume la Unidad 4, tiene palabras faltantes. ¡Te invitamos a descubrirlas! Si lo necesitas, puedes utilizar las pistas que te damos al final de la página, donde encontrarás la primera letra de cada palabra y una pista sobre la cantidad de letras totales en ellas (cada línea es una letra). ¡Buena suerte!

Un elemento se combina con otro en una (1) definida para formar un tipo de (2), la cual será igual sin importar el origen de éste. Algunos elementos se pueden combinar con otros en más de una proporción, lo que queda establecido en la ley de proporciones (3) propuesta por Dalton. La composición de una molécula se puede abbreviar mediante una (4), la cual muestra la cantidad y tipos de átomos presentes en ella. La fórmula puede ser (5), si ella muestra la proporción mínima en que los elementos se están combinando o (6) si lo que muestra son las cantidades reales de los elementos presentes.

Por otra parte, una ecuación química es una representación de una (7), donde los (8) están a la izquierda, los (9) a la derecha y la (10) simboliza la transformación. Las reacciones químicas cumplen con la ley de (11), propuesta por Lavoisier y que dice que la materia no se crea ni se destruye, solo se transforma. A partir de esta ley, se hace evidente la necesidad de balancear las ecuaciones a fin que

Las palabras son:

- 1 P — — — — —
- 2 C — — — — —
- 3 M — — — — —
- 4 F — — — — —
- 5 E — — — — —
- 6 M — — — — —
- 7 R — — — — —
- 8 R — — — — —
- 9 P — — — — —
- 10 F — — — — —
- 11 C — — — — —
- 12 A — — — — —
- 13 M — — — —
- 14 V — — — — —
- 15 E — — — — —
- 16 L — — — — —
- 17 E — — — — —
- 18 M — — — — —
- 19 R — — — — —
- M — — — — —

Evaluación final de la Unidad

Tiempo disponible para resolver evaluación: 90 minutos

I. Selección múltiple: Encierra en un círculo la alternativa correcta. (1 pto. c/u = 10 ptos.)

- 1 Sobre una ecuación química es **FALSO** que:
 - 5 Es **FALSO** decir que:
 - A. Los productos está al lado izquierdo.
 - B. La flecha señala la transformación.
 - C. Se utiliza para representar un cambio químico.
 - D. La masa se conserva.
 - E. Ninguna de las anteriores.
 - 6 Relación mínima entre dos o más elementos que forman un compuesto". La definición refiere a:
 - A. Fórmula empírica.
 - B. Fórmula molecular.
 - C. Mol.
 - D. Molécula.
 - E. Ninguna de las anteriores.
 - 7 La masa de 2 moles de N₂ es (masa molar N = 14 g/mol):
 - A. 56 g
 - B. 32 g
 - C. 28 g
 - D. 14 g
 - E. 7 g
 - 8 ¿Cuánto masa el H₃PO₄ si H masa 1 u.m.a., P masa 31 u.m.a. y O masa 16 u.m.a.?
 - A. 47 u.m.a.
 - B. 50 u.m.a.
 - C. 98 u.m.a.
 - D. 188 u.m.a.
 - E. 200 u.m.a.
 - 9 Un mol de un compuesto cualquiera:
 - A. Tiene una masa igual a la masa molar del compuesto.
 - B. Contiene una cantidad de moléculas igual al número de Avogadro.
 - C. Bajo ciertas condiciones de presión y temperatura, ocupará un volumen fijo si el compuesto es gaseoso.
 - D. Sirve para contar materia.
 - E. Todas las anteriores.
- 2 "Relación mínima entre dos o más elementos que forman un compuesto". La definición refiere a:
 - A. Fórmula empírica.
 - B. Fórmula molecular.
 - C. Mol.
 - D. Molécula.
 - E. Ninguna de las anteriores.
- 3 La masa de 2 moles de N₂ es (masa molar N = 14 g/mol):
 - A. 56 g
 - B. 32 g
 - C. 28 g
 - D. 14 g
 - E. 7 g
- 4 ¿Qué porcentaje de oxígeno existe en el H₂S₂O₃ (masas atómicas: H = 1 u.m.a.; S = 32 u.m.a.; O = 32 u.m.a.)?
 - A. 42,1%
 - B. 48,0%
 - C. 50,0%
 - D. 56,1%
 - E. 65,1%

- 9 La fórmula empírica de un compuesto que contiene 52,9% de aluminio y 47,1% de oxígeno es: (masas atómicas: Al = 27 u.m.a.; O = 16 u.m.a.)
- AlO
 - Al₂O₃
 - Al₃O₂
 - Al_{0,53}O_{0,47}
 - Al₄O₆

- 10 De la ley de conservación de la masa **NO** se desprende que:
- La masa de reactivos es igual a la masa de los productos en una reacción química.
 - Las ecuaciones químicas se tienen que balancear para trabajar con ellas.
 - La cantidad de átomos en una reacción permanece constante.
 - El número de moles antes y después de la reacción es igual.
 - Todas las anteriores.

II. Desarrollo:

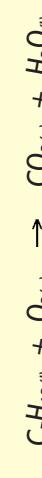
- 1 Completa la tabla señalando si la fórmula química que se presenta es empírica o molecular (0,5 puntos
 $c/u = 2$ ptos.)

Fórmula	Tipo de fórmula	Fórmula	Tipo de fórmula
PCl ₅		C ₆ H ₁₂ O ₆	
H ₂ O ₂		C ₃ H ₄	

- 2 Realizar el balance de las ecuaciones que se indican a continuación (2 ptos. $c/u = 8$ ptos.):



- 3 La siguiente ecuación química (**no balanceada**) muestra la combustión completa del pentano (C₅H₁₂):



Para esta ecuación, realice el balance y completa las frases a continuación (0,5 ptos. $c/u = 6$ ptos.):

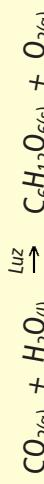
En la combustión del pentano (C₅H₁₂), mol(es) de en estado reacciona(n) con mol(es) de en estado para formar mol(es) de en estado y mol(es) de en estado

A partir de la misma ecuación balanceada, completa la siguiente tabla (1 punto cada celda = 12 ptos.):

Unidad / compuesto	C ₅ H _{12(l)}	O _{2(g)}	→	CO _{2(g)}	H ₂ O _(l)
Mol			→		
Número de moléculas			→		
Gramos (g)			→		

Para la reacción anterior, responde:

- a) ¿Cuántos gramos de O₂ serán necesarios para que reaccionen completamente 15 moles de C₅H₁₂? (3 ptos.)
- b) ¿Qué masa de agua (H₂O) se forma por la reacción de 50 g de pentano (C₅H₁₂) y 14 moles de O₂? (5 ptos.)
- c) Calcular la masa de CO₂ que se forma a partir de la reacción completa de 6 moles de C₅H₁₂ si el rendimiento de la reacción fuera del 75% (4 ptos.)
- d) La fotosíntesis es un proceso vital para las plantas y para nuestro ecosistema, en el cual el dióxido de carbono (CO₂) se mezcla con agua (H₂O) y en presencia de luz forman glucosa (C₆H₁₂O₆) y oxígeno respirable (O₂). Este importante proceso se puede resumir en la siguiente ecuación química no balanceada:



Para esta reacción:

- a) Escribe la ecuación química balanceada (2 ptos.)
- b) Responde, ¿cuántos moles dióxido de carbono (CO₂) y agua (H₂O) se necesitan para producir 10 moles de oxígeno respirable (O₂)? (4 ptos.)
- c) Responde, ¿cuántos gramos de glucosa (C₆H₁₂O₆) se pueden producir por la reacción completa de 320 g de CO₂? (3 ptos.)
- d) Responde, ¿cuántos moles de C₆H₁₂O₆ y de O₂ se pueden producir por la reacción de 180 g de CO₂ y 200 g de H₂O? (5 ptos.)
- e) Responde, ¿qué rendimiento tendría la reacción si la reacción completa de 3 moles de CO₂ generara 90 g de O₂? (4 ptos.)

Revisa tus respuestas en el solucionario (pág. 233), calcula tu puntaje e interpreta tu resultado:

- Bajo 41 puntos: No has logrado los propósitos de la Unidad. 😞 :(
 - Entre 41 y 53 puntos: Has logrado medianamente los propósitos de la Unidad. 😊 :D
 - Sobre 53 puntos: Has logrado los propósitos de la Unidad. 😃 :D
- ¿Qué emoticon obtuviste?

SOLUCIONARI

UNIDAD 4

Piénsalo y compártelo (pág. 165)

Las respuestas a las preguntas planteadas en la actividad deben ser desarrolladas por tú con la guía de tu profesor si lo necesitas, pues constituyen un aercamiento a los contenidos desde lo que tú conoces y/o piensas.

Actividad inicial (pág. 166)

- Un conjunto de átomos iguales o distintos que se mantienen unidos mediante enlace químico.
- Una combinación de dos o más elementos.
- Forma más simple de materia, que no puede separarse en otras más sencillas. Se encuentra en la tabla periódica.
- Una molécula es la unión de dos o más átomos.
- Un compuesto es la combinación de dos o más elementos químicos.
- Es una forma de resumir los tipos de elementos y las cantidades de elementos que existen dentro de una molécula. A partir de ella podemos saber el tipo de elemento presente en la molécula y las cantidades.
- Un cambio químico es una alteración que se produce en la materia cuando las sustancias originales pierden sus propiedades y se forman otras nuevas con propiedades diferentes.
- Los elementos químicos se representan mediante letras mayúsculas que algunas veces corresponden a la letra inicial del nombre del elemento. También hay elementos que se representan por 2 o más letras, si es así, solo la primera es mayúscula y las siguientes se escriben en minúscula.
- En una molécula de CO_2 , hay tres átomos: Uno del elemento Cobalto (Co) y 2 del elemento Flúor (F).

Lloviendo ideas (pág. 167)

Estas preguntas deben ser respondidas solo con lo que sabes, para que tu profesor pueda reconocer los conocimientos e ideas que ya tienes sobre los contenidos que se han estudiado en la lección.

Averigualo (pág. 167)

La hipótesis de Avogadro establece que: dos o más gases en un mismo volumen, a la misma temperatura y la misma presión, contienen el mismo número de átomos o moléculas, independientemente del tipo de gas que cada uno de ellos sea.

Desafío (pág. 168, superior)

Al aplicar el concepto de átomo a la ley de proporciones definidas obtenemos una versión simplificada que es la que comúnmente todos recordamos y usamos: un compuesto contiene una determinada cantidad de átomos de cada uno de los elementos que lo forman sin importar el orden. Así por ejemplo, todas las moléculas de CO_2 tendrán siempre un átomo de carbono (C) y los átomos de oxígeno (O), sin importar si se obtuvo del ambiente, del tubo de escape de un automóvil, de nuestra exhalación, etc.

Desafío (pág. 168, inferior)

Para aplicar la ley de proporciones múltiples, tal como fue planteada por Dalton para el CO y el CO_2 , debemos primero establecer la cantidad de Oxi-

geno que reacciona con una masa fija de C, por ejemplo, 12 gramos.

En el CO: $12 \text{ g de C} \xrightarrow{\text{con}} 16 \text{ g de O}$

En el CO_2 : $12 \text{ g de C} \xrightarrow{\text{con}} 32 \text{ g de O}$

Luego, al relacionar las masas de Oxígeno, tendremos que:

$$\frac{\text{g de O en CO}_2}{\text{g de O en CO}_2} = \frac{16 \text{ g}}{32 \text{ g}} = \frac{1}{2}$$

Siendo 1:2 la relación de números enteros pequeños de la que habla la ley.

Actividad 1 (pág. 168)

- 21,08 g de ZnSO_4 .
- 22,5 g; 7,5 g de oxígeno.

Actividad 2 (pág. 169)

- Que el paciente efectivamente se encuentra intoxificado por CO, pues la gráfica de su sangre resulta de una combinación de la curva de la hemoglobina libre y la curva del CO.
- Dos medidas posibles (aunque no las únicas) seían: Revisar periódicamente el buen funcionamiento de los artefactos que realizan combustión (teléfonos, estufas a gas, etc.) y ventilar periódicamente los espacios donde dichos artefactos funcionan para limpiar el aire y favorecer una concentración de oxígeno adecuada para la combustión.

Para pensar (pág. 170)

La fórmula empírica y molecular son iguales.

Actividad 3 (pág. 170)

- CH_2
- HO
- NaO
- CH_3
- NH_3
- H_2SO_4

Actividad 4 (pág. 171)

- 17 una
- 36,5 una
- 40 una
- 36,5 una
- 44 una
- 58,3 una
- 98 una
- 74,6 una
- 82 una

Desafío (pág. 172)

La composición porcentual es la proporción fija de la que habla la ley de proporciones definidas. Así, al combinar se desprenden dos o más elementos para formar un compuesto cualquiera, ellos solo podrán hacerlo en las cantidades que estableja la composición porcentual de la especie, pues de combinarlos en otra proporción, el compuesto que se obtendrá sería otro. Por ejemplo:

- Para amoniaco (NH_3), 14 gramos de Nitrógeno (equivalente a 82,4%) se combinan siempre con 3 gramos de hidrógeno (equivalente a un 17,6% dando un total de 17 gramos que equivale al 100% del compuesto). Notar que se cumple que:

$$\frac{\text{gramos de H}}{\text{gramos de N}} = \frac{\% \text{ de H}}{\% \text{ de N}}$$

- Para hidróxido de alumínio ($\text{Al}(\text{OH})_3$) 27 gramos de Aluminio (equivalentes al 34,6%) se combinan siempre con 48 gramos de oxígeno (equivalente a un 61,5%) y con 3 gramos de hidrógeno (equivalente a un 3,9%) dando un total de 78 gramos que equivalen al 100% del compuesto. Notar que se cumple también que la proporción división entre los gramos de un elemento y otro es igual a la proporción entre los porcentajes.

Actividad 5 (pág. 173)

- 8,35% de N y 17,65% de H
- 75% de C y 25% de H
- 2,04% de H, 32,65% de S y 65,31% de O
- 2,74% de H y 97,25% de Cl
- 27,27% de C y 72,73% de O
- 52,41% de K y 47,59% de Cl
- 57,5% de Na, 40% de O y 2,5% de H
- 4,68% de Mg, 54,89% de O, 3,42% de H
- 27,38% de Na, 1,19% de H, 14,29% de C y 57,14% de O

Actividad 6 (pág. 173)

Porque a partir de ella es posible determinar la fórmula de una especie y con eso, reconocerla (saber lo que es).

Desafío (pág. 173)

- En el FeO se combinan: $55,85 \text{ g de Fe} \xrightarrow{\text{con}} 16 \text{ g de O}$
 - En el Fe_2O_3 se combinan: $11,16 \text{ g de Fe} \xrightarrow{\text{con}} 48 \text{ g de O}$
- Podemos establecer cualquier cantidadija de Fe, pero para simplificar utilizaremos el 55,85 g de Fe del FeO, de modo que utilizando proporción directa ('regla de 3'), buscamos cuántos gramos de O se combinan con 55,85 g de Fe en el Fe_2O_3 . Así:

$$111,6 \text{ g de Fe} \xrightarrow{\text{con}} 48 \text{ g de O}$$

$$x = \frac{55,85 \text{ g de Fe} \cdot 48 \text{ g O}}{111,6 \text{ g Fe}} (=) 24 \text{ g de O}$$

Luego, relacionamos las masas de Oxígeno de ambos compuestos (para 55,85 g de Fe):

$$\frac{\text{g de O en FeO}}{\text{g de O en } \text{Fe}_2\text{O}_3} = \frac{16 \text{ g}}{24 \text{ g}} = \frac{2}{3}$$

Al simplificar por 8 los valores anteriores (16 y 24) obtenemos 2:3, que es la relación de números enteros seguidos de la que habla la ley,

b)

- En el PCl_3 se combinan: $31 \text{ g de P} \xrightarrow{\text{con}} 106,5 \text{ g de Cl}$
- En el PCl_5 se combinan: $31 \text{ g de P} \xrightarrow{\text{con}} 177,5 \text{ g de Cl}$

Luego, relacionamos las masas de Cloro de ambos compuestos, para 31 g de P:

$$\frac{\text{g de O en } \text{PCl}_3}{\text{g de O en } \text{PCl}_5} = \frac{106,5 \text{ g}}{177,5 \text{ g}} = \frac{3}{5}$$

c)

Al simplificar por 35,5 (la masa del Cloro) los valores anteriores (106,5 y 177,5) obtenemos 3:5, que es la relación de números enteros pequeños de la que habla la ley.

Para pensar (pág. 174)

Sin para reconocer de qué está hecha una sustancia, descubrir su fórmula y con ello poder predecir parte de su comportamiento químico. Estos procedimientos son muy utilizados en la investigación científica cuando se obtienen moléculas desconocidas.

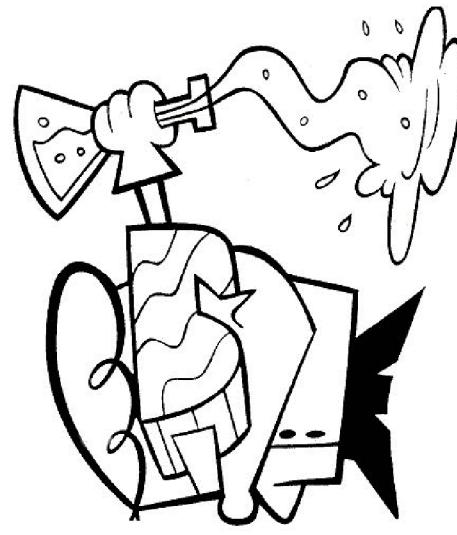
Desafío (pág. 175)

Compuesto orgánico es cualquier compuesto que presente cadenas de carbono (carbonos unidos con otros carbonos, excepto el CH_4). Reciben ese nombre porque en un comienzo se creyó que eran productos de los organismos vivos y que solo podían ser producidos por ellos. Ejemplos hay muchísimos,

pero por nombrar algunos además del ácido acético que está en el vino: cualquier vitamina, cualquier molécula de grasa, cualquier azúcar (es una familia de compuestos), cualquier alcohol (es una familia de compuestos), cualquier proteína (como las de carne o la leche), el gas natural (metano, CH_4), los componentes de la bencina y el petróleo y un gran etcétera.

Desafío (pág. 176)

NH = 82,4%; NH₂NO₃ = 35%; (NH₄)₂SO₄ : 21,2%; (NH₄)₂HPO₄ = 21,2%, (NH₄)₂CO = 45,7%



Actividad 8 (pág. 177)

- Comprende qué es un fertilizante, para qué se usa y como actúa con los pro y contras de ello.
- El costo de las materias primas necesarias para preparar el fertilizante; la facilidad de almacenamiento, transporte y uso; la composición porcentual en masa del elemento deseado; la dobleidad del compuesto, es decir si el compuesto es soluble en agua y si las plantas lo pueden aprovechar fácilmente.
- Responsta personal.

Averigüalo (pág. 178)

- Reacciones de síntesis o composición:

Dos o más reactivos se combinan para formar un único producto.
 $A + B \rightarrow C$

- Reacciones de descomposición
 Un reactante se transforma en dos o más productos por la acción del calor y/o la electricidad.
 $A \rightarrow B+C$
- Reacciones de sustitución o desplazamiento.
 Un elemento adicionado en estado puro se incorpora a una molécula en reemplazo de un elemento que estaba dentro de ella para formar un producto.
 $AB + C \xrightarrow{0} AC + B$
 Reacciones de doble desplazamiento o intercambio.
 Dos elementos de los reactivos se intercambian. Vale decir, los elementos en las moléculas se reordenan de tal forma que un elemento ocupa el lugar de otro y el otro el lugar del uno.
 $AB + CD \rightarrow AD + CB$
- Reacciones de combustión.
 Combinación de un elemento o compuesto con oxígeno. En general: Si el reactante es inorgánico teniendo:
 $A + O_{2(g)} \rightarrow A O_y$

- Sí la sustancia es orgánica se formará agua (H_2O) y CO_2 si la combustión es completa o CO si es incompleta:
 Compuesto orgánico + $O_{2(g)}$ $\rightarrow H_2O + CO_2$ (combustión completa)
 Compuesto orgánico + $O_{2(g)}$ $\rightarrow H_2O + CO$ (combustión incompleta)
- Para pensar (pág. 179)

Su contribución fue realmente importante, pues la ley de conservación de la masa es hoy en día uno de los pilares de la química. Además, se considera el padre de la química moderna porque su trabajo se caracterizó por incorporar procesos de medición cuidadosos que hicieron precisos y exactos a los experimentos. Estas mediciones cuidadosas son propias del trabajo en química y son necesarias también en nuestros días.

Actividad 9 (pág. 179)

- La ley de la conservación de la masa.
- Era una persona perseverante y sistemática. Muy riguroso en sus investigaciones.

- Fue tan importante el descubrimiento de la ley que no es fácil que alguien llegue a despreciar un hallazgo de igual importancia no solo a la química sino a todas las ciencias.

Practice your English (pág. 180)

Traducción: Frase superior: "Un cambio químico –reacción química– convierte una sustancia en otra".

Palabras del diagrama:

Reactants: Reactantes

Chemical reaction: Reacción química

New bonds formed: Nuevos enlaces formados

Products: Productos

Desafío (pág. 183)

Ecuación balanceada: $2C_6H_{6(g)} + 9O_{2(g)} \rightarrow 6CO_{2(g)} + 6H_2O_{(l)}$

En el caso de la ecuación anterior, la opción más sencilla para encontrar los valores enteros cuando el balón no resulta evidente es utilizar la fracción $(9/2)$ o el decimal (4.5) que al ser multiplicado por el subíndice del oxígeno resulte los 9 átomos que necesitamos. Así, rendiríamos:

$$C_3H_{6(g)} + 4.5O_{2(g)} \rightarrow 3CO_{2(g)} + 3H_2O_{(l)}$$

Y una vez que tenemos este balance, multiplicamos todo por dos para que el $9/2$ o 4.5 desaparezca y nos den números enteros, teniendo cuidado de multiplicar los "números de delante" de todos los reactantes y de todos los productos.

Actividad 10 (pág. 184)

- $2NaOH_{(aq)} + H_2SO_{4(aq)} \rightarrow Na_2SO_{4(aq)} + 2H_2O_{(l)}$
- $2NH_3_{(g)} + CO_{2(g)} \rightarrow (NH_4)_2CO_{3(aq)} + H_2O_{(l)}$
- $2Al_{(s)} + Fe_2O_{3(aq)} \rightarrow Al_2O_{3(s)} + 2Fe_{(s)}$
- $2CH_{3(g)} + 2O_{2(g)} \rightarrow 2CO_{2(g)} + 2H_2O_{(l)}$

Guía de ejercicios (pág. 184)

- $CaCl_2 : \frac{g \text{ de Ca en } CaCl_2}{g \text{ de Cl en } CaCl_2} = \frac{40 \text{ g}}{71 \text{ g}} = 0.563$
 $SO_3 : \frac{g \text{ de S en } SO_3}{g \text{ de O en } SO_3} = \frac{32 \text{ g}}{48 \text{ g}} = 0.667$
 $Na_2CO_3 : \text{Ismos un elemento como referencia, por ejemplo el carbono para poder儿 atraer una proporción entre tres elementos}$
 $g \text{ de Na en } Na_2CO_3 = \frac{46 \text{ g}}{12 \text{ g}} = 3.83 \text{ y}$
 $g \text{ de O en } Na_2CO_3 = \frac{48 \text{ g}}{12 \text{ g}} = 4$
- Luego, la proporción Na : C : O = 3.83 : 1 : 4.

2.

Compuesto	Masa de Cl en gramos	Masa de O en gramos
ClO ₇	2 • 35.5 = 71	7 • 16 = 112
ClO ₅	2 • 35.5 = 71	5 • 16 = 80
ClO ₃	2 • 35.5 = 71	3 • 16 = 48
Cl ₂ O	2 • 35.5 = 71	1 • 16 = 16

Como venos que todas las masas de oxígeno están relacionadas con la misma masa de Cl (71 g), entonces buscamos un número que divida todas las masas del oxígeno ($12, 30, 48, 16$) y al mirar con atención, se ve que ese número es 16 (la masa del O que multiplicó todos los números anteriores). Luego, la proporción de números enteros y que lleva que dice la ley es $75:3:1$.

- Fórmula empírica: $CuSO_4$
 Fórmula molecular: $CuSO_4$
- Realiza el balance de las siguientes reacciones químicas:

- $N_{2(g)} + 3H_{(g)} \rightarrow 2NH_{3(g)}$
- $P_4O_{10(s)} + 6H_2O_{(l)} \rightarrow 4H_3PO_{4(aq)}$
- $S_{(s)} + 6HNO_{3(aq)} \rightarrow H_2SO_{4(aq)} + 6NO_{2(g)} + 2H_2O_{(l)}$
- $2NH_{3(g)} + 3Cu_{(s)} \rightarrow 3Cu_{(s)} + N_{(g)} + 3H_2O_{(l)}$
- $BeC_{(s)} + 4H_2O_{(l)} \rightarrow 2Be(OH)_{2(s)} + CH_{4(g)}$

- Realiza el balance de las siguientes reacciones químicas:
- Frases: "Un cambio químico –reacción química– convierte una sustancia en otra".

- Palabras del diagrama:

Reactants: Reactantes

Chemical reaction: Reacción química

New bonds formed: Nuevos enlaces formados

Products: Productos

3. Representa una ecuación química mediante símbolos y fórmulas. Sus partes son: una flecha que indica transformación, a la izquierda de ella los reactivos y a la derecha los productos. Ademáis, para las especies se debe mencionar el estado físico en que fueron incorporadas a la reacción (estadio de agregación).

4. La fórmula empírica es una representación de la relación (proporción) mínima que existe entre los átomos que forman un compuesto, mientras que la fórmula molecular indica las cantidades reales de átomos dentro de una molécula.

5. Consiste en igualar las masas de reactantes y productos por medio de la igualación de la cantidad de átomos que existen a un lado y al otro en la ecuación. Se realiza para cumplir con la ley de conservación de la materia.

6. Es el porcentaje (%) de la masa total de la molécula y sirve para determinar el porcentaje en masa que fue abortado por cada uno de los elementos y con ella poder identificar de qué compuesto se trata.

7. Ley de las proporciones definidas establece que **mismas elementos en la misma proporción siempre contienen los mismos elementos en la misma proporción en masa**. Implica que la composición de un compuesto es fija y siempre será la misma sin importar cómo o de dónde lo obtengamos.

8. La Ley de las Proporciones múltiples establece que si dos elementos pueden combinarse para formar más de un compuesto, la masa de uno de los elementos que se combina con una masa fija del otro, mantiene una relación de números enteros pequeños. Implica que diferentes compuestos formados por los mismos elementos, se diferencian solo en la cantidad de átomos de cada clase.

Para practicar más (pág. 185)

Las actividades propuestas son invitaciones a averiguar y trabajar un poco más, y para conservar la libertad de esa búsqueda, solo haremos sugerencias.

1. El mapa conceptual debes ser útil para ti. Por tanto, organiza la información bajo ideas que a ti te hagan sentido. Por ejemplo: cuáles son las leyes ponderables, para qué sirven, quién las postuló, cómo se aplican y cómo se relacionan con las diferentes fórmulas y con el balance de ecuaciones.

2. Utiliza palabras familiares para ti que te permitan realizar el mismo proceso mostrado en la Lección 8 para comprobar que tu propuesta funciona.

3. Utiliza palabras que sean comunes para ti y que te permitan realizar el mismo proceso mostrado en la Lección 8. Cuando se te invite a aplicar tu propuesta con ejercicios ya realizados, es para comprobar que tu propuesta funcione.

4. Para pensar (pág. 189, inferior)

Solo es necesario saber con qué estamos trabajando para aplicar la equivalencia referida a masa. Las demás, volumen y partículas, no lo necesitan.

5. Actividad 11 (pág. 188)

Las respuestas de esta actividad dependen de la cantidad de muestra que masen en cada caso. Sin embargo, la finalidad de este trabajo es que comprendan que un mol de cierta sustancia (no gasesosa) ocupa diferentes cantidades de espacio y que la cantidad de materia involucrada está directamente relacionada con la masas de los átomos que en ella existen.

6. Actividad 12 (pág. 190)

Los resultados de esta actividad dependen de la cantidad de muestra:

a) 0.5 moles b) 20 moles c) 0.25 moles d) 3 moles

7. Actividad 13 (pág. 190)

Las respuestas de esta actividad dependen de la cantidad de muestra que masen en cada caso. Sin embargo, la finalidad de este trabajo es que comprendan que un mol de cierta sustancia (no gasesosa) ocupa diferentes cantidades de espacio y que la cantidad de materia involucrada está directamente relacionada con la masas de los átomos que en ella existen.

8. Actividad 14 (pág. 190)

Las respuestas a las preguntas:

a) 1036 g b) 67.2 L

9. Actividad 15 (pág. 192)

Resuestas a las preguntas:

a) Equación b) Balancear c) Productos d) Reactantes e) Conserva

10. Actividad 16 (pág. 186)

Responde a las preguntas:

a) $C_6H_{6(l)} + 1O_{2(g)} \rightarrow 7CO_{2(g)} + 8H_2O_{(l)}$

b) "En la combustión completa a del heptano, 1 mol(es) de C_7H_{16} en estado líquido reaccionan(n) con 11 mol(es) de O_2 en estado gaseoso para formar 7 mol(es) de CO_2 en estado gaseoso y 8 mol(es) de H_2O en estado líquido".

c) $3.01 \cdot 10^{24}$ átomos de Sodio (Na), $1.8 \cdot 10^{24}$ átomos de azufre (S), $7.2 \cdot 10^{24}$ átomos de oxígeno (O).

d) $3.79 \cdot 10^{24}$ átomos

e) $3.01 \cdot 10^{24}$ moléculas

f) $3.79 \cdot 10^{24}$ átomos

g) $3.01 \cdot 10^{24}$ átomos

h) $3.79 \cdot 10^{24}$ átomos

i) $3.01 \cdot 10^{24}$ moléculas

j) $3.79 \cdot 10^{24}$ moléculas

k) $3.01 \cdot 10^{24}$ moléculas

l) $3.79 \cdot 10^{24}$ moléculas

m) $3.01 \cdot 10^{24}$ moléculas

n) $3.79 \cdot 10^{24}$ moléculas

o) $3.01 \cdot 10^{24}$ moléculas

p) $3.79 \cdot 10^{24}$ moléculas

q) $3.01 \cdot 10^{24}$ moléculas

r) $3.79 \cdot 10^{24}$ moléculas

s) $3.01 \cdot 10^{24}$ moléculas

t) $3.79 \cdot 10^{24}$ moléculas

u) $3.01 \cdot 10^{24}$ moléculas

Ahora, como en la pregunta se señala que solo contamos con 200 g de HCl podemos ver que esa sustancia no está en la cantidad que nosotras las necesitamos, por tanto, será el reactivo limitante.

Actividad 18 (pág. 199)

1. a) Reactivo limitante: HCl. Con las cantidades dadas se forman 2,33 moles de AlCl₃

- b) Reactivo limitante: HCl. Con las cantidades dadas se forman 197,26 g de agua (H₂O).

2. 78,67 g K
3. 11,6 g de Ni(OH)₂
4. 97 g de NH₃

Para pensar (pág. 193)

Se explica por la diferencia de estados. La azida sódica (Na₃N) es sólida y por tanto sus partículas están muy unidas unas con otras, mientras que el nitrógeno (N₂) se encuentra en estado gaseoso, donde las fuerzas intermoleculares ya no existen, de modo que el nuevo volumen es mucho más grande que el del sólido.

Desafío (pág. 196)

De la misma forma en que se muestra en el ejercicio resuelto de esta página, pero utilizando la equivalencia en volumen del mol (en c.p.t), vale decir, 1 mol → 22,4 litros (en c.p.t.)

Actividad 16 (pág. 196)

- a) 205,38 g de Al(OH)₃
b) 3,2 moles de Al(OH)₃
c) 141,9 g de HCl
d) 29,2 gramos de Al(OH)₃

Practice your English (pág. 197)

Traducción por frases:
"Amount of reactants before reaction": Cantidad de reactivantes antes de la reacción.

"Left over reactant": Reactivo sobrante

"Amount of products after": Cantidad de productos después

Como se puede ver en el diagrama, el reactivo sobrante sería la porción del reactivo en exceso que quedó sin reaccionar y que permanecerá dentro del recipiente donde se lleva a cabo la reacción junto con el producto.

Desafío (pág. 197)

Se desean preparar sandwiches de queso y se dispone de tres panes y dos láminas de queso. El reactivo limitante es el queso, pues es el que se encuentra en menor cantidad y el reactivo en exceso en este caso es el pan.

Actividad 17 (pág. 197)

1. a) Fe
2. a) NH₃

Desafío (pág. 198)

Siguiendo los pasos mostrados en el ejemplo a partir del paso iii):

$$109,5 \text{ g de HCl} \xrightarrow{\text{Reaccionan con}} 1 \text{ mol de Al(OH)}_3$$

$$X \text{ g de HCl} \xrightarrow{\text{Reaccionan con}} 4 \text{ moles de Al(OH)}_3$$

Resolviendo la "regla de 3":

$$X = \frac{4 \text{ moles Al(OH)}_3}{1 \text{ mol Al(OH)}_3} \cdot 109,5 \text{ g HCl} = 438 \text{ g HCl}$$

Interpretando el resultado:

"Porque reaccionen completamente 4 moles de Al(OH)₃ se necesitan 438 g de HCl".

2. En relational las cantidades de reactivos y de productos que participan y que se generan en una reacción respectivamente.

3. La relación entre la cantidad real de producto que se formará frente a un valor esperado que se obtiene teóricamente a partir de una ecuación química.

4. Las equivalencias del mol y la forma de transformar de una a otra son las que se resumen en el diagrama de la página 89.



Evaluación final (págs. 207, 208, 209)

1. Selección múltiple:

1.	2.	3.	4.	5.	6.	7.	8.	9.	10.
A	A	C	D	A	B	A	B	C	D

II. Desarrollo:

1. Formula	Tipo de fórmula	Fórmula	Tipo de fórmula
PCl ₅	F. Empírica	C ₆ H ₁₂ O ₆	F. Molecular
H ₂ O ₂	F. Molecular	C ₃ H ₄	F. Empírica

2. a) 2KOH_(ad) + H₂SO_{4(laq)} → K₂SO_{4(laq)} + 2H₂O_(l)
b) 2NaCl_(s) + P₂O_{5(laq)} → P₂O_{5(s)} + 2NaO_{3(laq)}
c) C₂H_{6(g)} + 6O_{2(g)} → 4CO_{2(g)} + 4H₂O_(l)
d) 2CH_{4(g)} + 3O_{2(g)} → 2CO_{2(g)} + 4H₂O_(l)
3. Ecación balanceada: C₂H_{2(l)} + 8O_{2(g)} → 5CO_{2(g)} + 5H₂O_(l)
En la combustión del pentano (C₅H₁₂), 1 mol/és de C₅H₁₂ en estado líquido reaccionará (h) con 8 mol/és de O₂ en estado gaseoso para formar 5 mol/és de CO₂ en estado gaseoso y 6 mol/és de H₂O en estado líquido.

Unidad/ Sustancia	C ₅ H _{12(l)}	O _{2(g)}	→	CO _{2(g)}	H ₂ O(l)
Mol	1	8	→	5	6
Número de Moleculas	6,02•10 ²³	4,816•10 ²⁴	→	3,01•10 ⁴	3,612•10 ²⁴
Gramos (g)	72	256	→	220	108

4. a) 6CO_{2(g)} + 6H₂O_(l) C₆H₁₂O_{6(s)} + 6O_{2(g)}
b) 10 moles dióxido de carbono (CO₂) y 10 moles de agua (H₂O).
c) 218,18 gramos de glucosa (C₆H₁₂O₆).
d) 0,68 moles de C₆H₁₂O₆ y 4,09 moles de O₂. (CO₂ es reactivo limitante).
e) 93,75% de rendimiento.

Síntesis (pág. 206)

Las palabras son:

1. proporción
2. compuesto
3. múltiples
4. fórmula química
5. empírica
6. molecular
7. reacción química
8. reactivos
9. productos
10. flecha
11. conservación de la materia
12. Avigadro
13. masa

1. Del aporte de haber a la Química.
2. Descubrió un método para fabricar salitre sintético.

3. Chile era uno de los principales productores de salitre en el mundo y tenía muchas reservas de este mineral, pero a la llegada del salitre sintético recuperó en la economía del país pues ya no lo comercializaban.

4. Para producir la pólvora.
Cuanto aprendí de esta Lección (pág. 205)

1. Una unidad para medir materia que tiene equivalencias en masa, en partículas y en volumen (para gases).

3. La relación entre la cantidad real de producto que se formará frente a un valor esperado que se obtiene teóricamente a partir de una ecuación química.

4. Las equivalencias del mol y la forma de transformar de una a otra son las que se resumen en el diagrama de la página 89.

5. Es importante para industrias o otros que requieren de cierta cantidad de sustancias. Ayuda a saber cuánto reactante es preciso hacer reaccionar para obtener el producto esperado.

6. 1,204 • 10²³ átomos de Nitrógeno.

7. 56 litros.

8. Reactivo limitante es aquél reactivo que está en menor proporción a la necesaria y que por tanto se agotará durante el transcurso de una reacción. Reactivo en exceso es el reactante que está en mayor proporción a la necesaria y que por tanto sobra y queda sin reaccionar. En el ejemplo que entregues debe suceder que "algo" se agota y limita el proceso (lo detienen), a pesar de que otra cosa "aún queda" como para seguir haciendo.

Para practicar más (pág. 205)

Es importante proponer las invitaciones a averiguar y trabajar un poco más, de modo que te entereguen la respuesta a los ejercicios de equilibrio y para las demás actividades, solo haremos sugerencias y comentarios que quedan para tu trabajo:

Para pensar (pág. 200 abajo)

Haciendo los cálculos estequiométricos para ver cuánto del reactivo en exceso es necesario para que reaccione todo el reactivo limitante y una vez que obtenemos esa cantidad, restamos lo que se gastaría con la cantidad que se tenía (indicada en la pregunta).

Para pensar (pág. 200 arriba)

Que del total de producto que predice la estequimetría que se formará, solo se forma el 60%.

Para pensar (pág. 200 abajo)

Primero, analizamos la existencia de reactivo limitante y luego hacemos el cálculo teórico → a partir de la ecuación de cuánto producto se debe formar. El resultado así obtenido corresponde al 100% de rendimiento. Luego, con una "regla de tres" decimos que la cantidad de producto esperado (técnicamente y para fines estequiométricos) es al 100% como el porcentaje real (información dada en la pregunta, en este caso) es a una incógnita. Finalmente, para tener la respuesta, resolvemos la "regla de tres".

Desafío (pág. 200)

Solo se forma el 39,25% de rendimiento.

Actividad 19 (pág. 201)

- a) 60%
b) 86,7% aproximadamente
c) 2,1 moles de AlCl₃

Guía de ejercicios (pág. 201)

Ecación balanceada: 2C₂H_{6(g)} + 5O_{2(g)} → 4CO_{2(g)} + 2H₂O_(l)

- d) 1,75 moles de CO₂
e) 86,7% de rendimiento
f) 13,1% de rendimiento

Al laboratorio: Reactivo limitante (pág. 202)

Las preguntas planteadas en el práctico deben ser revisadas por tu profesor, pues constituyen parte del proceso de análisis y conclusión que debe ser hecho a partir de las observaciones tomadas durante el práctico.

Actividad 20 (pág. 204)

1. Del aporte de haber a la Química.
2. Descubrió un método para fabricar salitre sintético.

3. Chile era uno de los principales productores de salitre en el mundo y tenía muchas reservas de este mineral, pero a la llegada del salitre sintético recuperó en la economía del país pues ya no lo comercializaban.

4. Para producir la pólvora.

5. Una unidad para medir materia que tiene equivalencias en masa, en partículas y en volumen (para gases).