

QUÍMICA 4

Leyes ponderales, fórmulas y balance de ecuaciones químicas

Guía de estudio y ejercitación



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

Lección 1

¿Cómo se combinan los elementos?

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.

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

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_2 ? 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.) o **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!

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. Anoten las respuestas en su cuaderno.

¡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.

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.

Leyes ponderales

Conocidas también como **leyes de las combinaciones químicas**, son un grupo de reglas que regulan el comportamiento de la materia en los cambios químicos respecto a la masa de las sustancias que participan. 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.

Chistes químicos

¿Qué le pasa al Hierro (Fe) cuando se oxida?



¡Se pone FeO!

Averígualo...

¿Qué propone la hipótesis de Avogadro?

Ley de las proporciones definidas

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

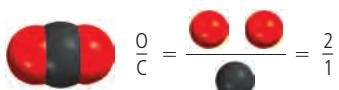


FIGURA 4.2. Relación entre átomos de oxígeno (esferas rojas) con los átomos de carbono (esferas negras) en el monóxido de carbono (CO , arriba) y en el dióxido de carbono (CO_2 , abajo).

Desafío



Relaciona y aplica

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

Actividad 1: Aplica lo aprendido

Objetivo: Aplicar la ley de Proust en compuestos químicos.

Desarrolla en tu cuaderno los siguientes ejercicios:

- 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.
- 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*.

Por ejemplo, sabemos que carbono (C) y oxígeno (O) se pueden combinar para formar monóxido de carbono (CO) y dióxido de carbono (CO_2), dos compuestos muy distintos, que se diferencian en la cantidad de átomos de O por cada átomo de C.

Desafío



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.

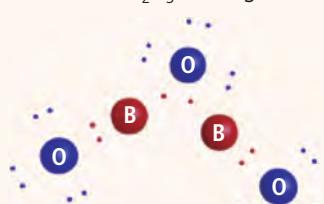
2 John Dalton (1766-1844). Químico, matemático y filósofo inglés. Además de una teoría atómica (postulados), también formuló varias leyes sobre los gases y proporcionó la primera descripción detallada de la ceguera al color, la cual padecía.

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

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?

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 moléculas, 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?

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

b) H_2O_2

c) Na_2O_2

d) C_2H_6

e) NH_3

f) H_2SO_4

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, podremos saber la masa de una molécula completa (**masa molecular**) al sumar las masas de todos los átomos presentes en ella.

Observación:

A menudo en las tablas periódicas se le llama –incorrectamente– “peso atómico” a la masa atómica.

Por ejemplo (mirando la tabla periódica):

- i) 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

$$23 \text{ u.m.a.} + 35,5 \text{ u.m.a.} = 58,5 \text{ u.m.a.}$$

- ii) Si lo que deseamos es calcular la masa de una molécula de agua, de fórmula molecular H₂O, 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:

$$\begin{aligned}\text{Masa molecular H}_2\text{O} &= 2 \cdot \text{masa atómica H} + \text{masa atómica O} \\ &= 2 \cdot 1 \text{ u.m.a.} + 16 \text{ u.m.a.} \\ &= 2 \text{ u.m.a.} + 16 \text{ u.m.a.} = 18 \text{ u.m.a.}\end{aligned}$$

Recordando...

u.m.a.

Unidad de masa atómica.

Equivale a $1,6 \cdot 10^{-24}$ gramos.

¿Qué sucederá si queremos obtener la masa de uno de los óxidos de hierro, el Fe₂O₃? ¿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 | g) NaOH |
| b) CH ₄ | e) CO ₂ | h) Mg(OH) ₂ |
| c) H ₂ SO ₄ | f) KCl | i) NaHCO ₃ |

Composición porcentual

Observación:

El símbolo (=) significa **aproximadamente**, al igual que el símbolo \approx .

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:

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

$$\text{Aporte en u.m.a. de elemento } X \xrightarrow{\text{es el}} \% \text{ de elemento } X$$

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 (H2O):

- 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:

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

$$\begin{aligned}\% \text{ de Cl en una molécula} &= \frac{\text{Aporte en u.m.a. del Cl}}{\text{Masa molecular (en u.m.a.)}} \cdot 100\% \\ &= \frac{35,5 \text{ u.m.a.}}{58,5 \text{ u.m.a.}} \cdot 100\% \\ &= 60,68\%\end{aligned}$$

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 restársela a 100% para obtener la del otro.

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 (NH3) y el hidróxido de aluminio (Al(OH)3).

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

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

$$\begin{aligned}\% \text{ de O en la molécula} &= \frac{\text{Aporte en u.m.a. del O}}{\text{Masa molecular (en u.m.a.)}} \cdot 100\% \\ &= \frac{16 \text{ u.m.a.}}{18 \text{ u.m.a.}} \cdot 100\% \\ & (=) 88,89\%\end{aligned}$$

Entonces, podemos decir que una molécula de agua (H_2O) contiene, en masa, un 11,11% de hidrógeno (H) y un 88,89% de oxígeno (O).

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 | g) NaOH |
| b) CH_4 | e) CO_2 | h) Mg(OH)_2 |
| c) H_2SO_4 | f) KCl | 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?

Desafío



Aplicar la Ley de las proporciones múltiples

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 dos compuestos de fósforo (P) y Cloro (Cl): PCl_3 y PCl_5 ?

Para guiarte te recomendamos leer en el solucionario la respuesta al desafío de la página 168 (inferior).

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 despejar 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?

Una vez que tenemos el porcentaje de composición para cada uno de los elementos presentes, seguimos 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.

Recordando...

Subíndice:

Número pequeño escrito a la derecha de un elemento y que indica la cantidad de esos átomos que hay dentro de una molécula.

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 entregarán. 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.?

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.

$$\text{C: } 40\% \rightarrow 40 \text{ u.m.a.}$$

$$\text{O: } 53,3\% \rightarrow 53,3 \text{ u.m.a.}$$

$$\text{H: } 6,7\% \rightarrow 6,7 \text{ u.m.a.}$$

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

$$\text{C} \rightarrow 40 \text{ u.m.a.} \div 12 \text{ u.m.a.} (=) 3,33$$

$$\text{O} \rightarrow 53,3 \text{ u.m.a.} \div 16 \text{ u.m.a.} (=) 3,33$$

$$\text{H} \rightarrow 6,7 \text{ u.m.a.} \div 1 \text{ u.m.a.} = 6,7$$

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

$$\text{C} \rightarrow 3,33 \div 3,33 = 1$$

$$\text{O} \rightarrow 3,33 \div 3,33 = 1$$

$$\text{H} \rightarrow 6,7 \div 3,33 = 2,01 (=) 2$$

Los resultados aquí obtenidos son los subíndices que cada uno de los elementos llevará en la fórmula empírica.

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

$$\text{Fórmula empírica: } \text{C}_1\text{H}_2\text{O}_1 = \text{CH}_2\text{O}$$

Paso 5:

Calculamos la masa de la fórmula empírica:

$$\begin{aligned}\text{Masa CH}_2\text{O}_2 &= 1 \cdot \text{masa C} + 2 \cdot \text{masa H} + 1 \cdot \text{masa O} \\ &= 1 \cdot 12 \text{ u.m.a.} + 2 \cdot 1 \text{ u.m.a.} + 1 \cdot 16 \text{ u.m.a.} \\ &= 12 \text{ u.m.a.} + 2 \text{ u.m.a.} + 16 \text{ u.m.a.} \\ &= 30 \text{ u.m.a.}\end{aligned}$$



Desafío

Compuesto orgánico

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

Química en la web

En el siguiente link puedes encontrar ejercicios resueltos de cálculo de fórmula empírica y molecular:

<http://www.matematicasfisicaquimica.com/fisica-quimica-bachillerato/45-quimica-2o-bachillerato/622-ejercicios-solucion-materia-composicion-centesimal-formulas-empirica-molecular.html>

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 tendríamos:

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

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

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

Fórmula empírica: $\text{C}_1\text{H}_2\text{O}_1$



Multiplicar subíndices por 2

Fórmula molecular: $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$



Actividad 7: Aplica lo aprendido

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

Resuelve los siguientes ejercicios:

- a) La aicina es el 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 aicina, 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.

Reacción química y ecuación química

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 Francois Englert y Peter Higgs estudian una teoría que explica el origen de la masa en un gran laboratorio subterráneo en la frontera de Suiza y Francia. El año 2012 anunciaron 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.

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:

- i) A la izquierda de la flecha, las sustancias a reaccionar **reactantes o reactivos**,
- ii) Una flecha (\longrightarrow) que señale la transformación,
- iii) A la derecha de la flecha, las sustancias que se obtendrán en la reacción llamados **productos**,
- iv) Delante de cada una de las especies, un número que indique la cantidad de cada una de las especies, y
- v) A la derecha de cada sustancia que reacciona (reactantes) y de cada sustancia formada (producto), se escribe entre paréntesis, una letra que señale el estado físico de la especie: **s**: sólido; **l**: líquido; **g**: gaseoso; **ac**: acuoso (disuelto en agua).

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



Ley de conservación de la materia

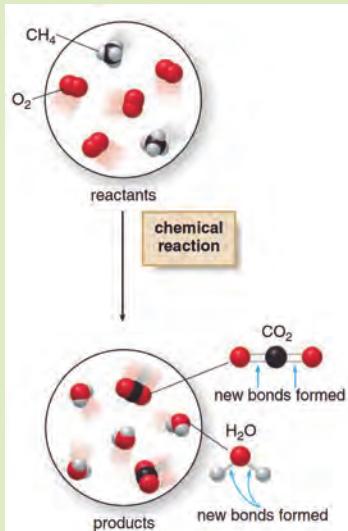
El origen de la masa sigue siendo un misterio para nosotros, y en la actualidad, un grupo de importantes científicos se encuentran trabajando para resolver este misterio. Sin embargo, a pesar de no saber el origen de la masa, sí sabemos que esta siempre se conserva, incluso durante los cambios químicos (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?

Practice your English

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

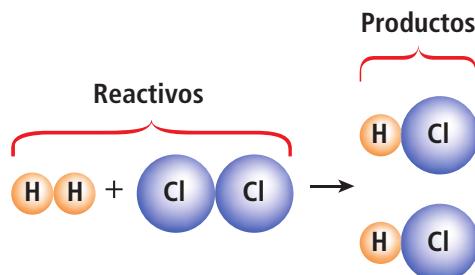


Puedes encontrar la traducción en el solucionario.

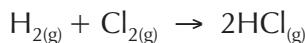
Balance de ecuaciones químicas

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 clorhídrico gaseoso ($\text{HCl}_{(g)}$) 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:

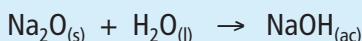
Paso 1: Identificar (y escribir) las sustancias presentes en cada lado de la ecuación.

Paso 2: Contar (y escribir) las cantidades de átomos 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.

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	Na
O	O
H	H

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/>

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



$$\begin{array}{ll} \text{Na} = 2 & \text{Na} = 1 \\ \text{O} = 1+1=2 & \text{O} = 1 \\ \text{H} = 2 & \text{H} = 1 \end{array}$$

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.



$$\begin{array}{ll} \text{Na} = 2 & \text{Na} = 1 \cdot 2 \\ \text{O} = 1+1=2 & \text{O} = 1 \\ \text{H} = 2 & \text{H} = 1 \end{array}$$

Ten presente que:

Se realiza el balance de un elemento a la vez



Empieza siempre por los elementos que aparecen una sola vez en los reactantes y productos



Deja siempre el oxígeno (O) para el final

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



$$\begin{array}{ll} \text{Na} = 2 & \text{Na} = 1 \cdot 2 = 2 \\ \text{O} = 1+1=2 & \text{O} = 1 \cdot 2 = 2 \\ \text{H} = 2 & \text{H} = 1 \cdot 2 = 2 \end{array}$$

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.

Recuerda:

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

La combustión completa del butano (C_4H_8) presente en el gas licuado se representa mediante la siguiente ecuación a balancear:



Para saber más

Método algebraico de balance de ecuaciones

Este método para balancear ecuaciones químicas comienza anteponiendo valores incógnitos a cada uno de los reactantes y productos (a, b, c, d, e). Por ejemplo:



Luego, considerando que los átomos de cada elemento deben permanecer constantes, se establecen relaciones entre los valores incógnitos de reactantes y productos a partir de cada uno de los elementos:

$$Mn \rightarrow a = c$$

$$O \rightarrow 2 \cdot a = e$$

$$H \rightarrow b = 2 \cdot e$$

$$Cl \rightarrow b = 2 \cdot c + 2 \cdot d$$

Después, se le asigna un valor pequeño a la letra que permita relacionar a las demás entre sí. En este caso, le asignaremos el valor de 1 a la letra a . Así, si $a = 1$:

$$a = c \rightarrow 1 = c \rightarrow c = 1$$

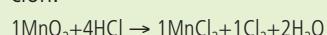
$$2a = e \rightarrow 2 \cdot 1 = e \rightarrow e = 2$$

$$b = 2 \cdot e \rightarrow b = 2 \cdot 2 \rightarrow b = 4$$

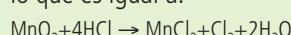
$$b = 2 \cdot c + 2 \cdot d \rightarrow 4 = 2 \cdot 1 + 2 \cdot d$$

$$\rightarrow 4 - 2 = 2 \cdot d \rightarrow d = 1$$

Finalmente, reemplazamos los números obtenidos en la ecuación:



lo que es igual a:



Paso 1:



A la izquierda A la derecha

C C

H H

O O

Paso 2:



$$C = 4$$

$$H = 8$$

$$O = 2$$

$$C = 1$$

$$H = 2$$

$$O = 2 + 1 = 3$$

Paso 3: (Siguiendo la recomendación, partiremos por balancear C)



$$C = 4 \quad C = 1 \cdot 4$$

$$H = 8 \quad H = 2$$

$$O = 2 \quad O = 2 + 1 = 3$$

Paso 4: Recontando:



$$C = 4$$

$$H = 8$$

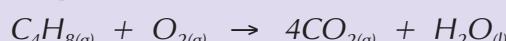
$$O = 2$$

$$C = 1 \cdot 4 = 4$$

$$H = 2$$

$$O = 2 \cdot 4 + 1 = 8 + 1 = 9$$

Un poco más claro:



$$C = 4 \quad C = 4$$

$$H = 8 \quad H = 2$$

$$O = 2 \quad O = 9$$

Como los H y los O siguen diferentes, **volvemos a aplicar el paso 3**, esta vez para los H.

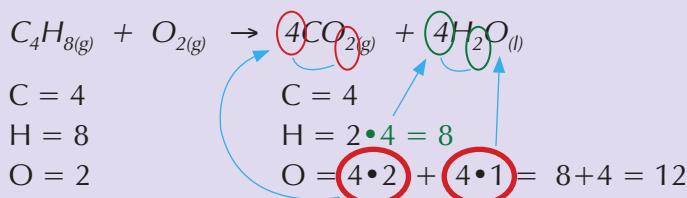


$$C = 4 \quad C = 4$$

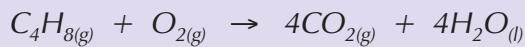
$$H = 8 \quad H = 2 \cdot 4 = 8$$

$$O = 9 \quad O = 9$$

Recontamos, considerando el 4 en frente del agua (H_2O) :

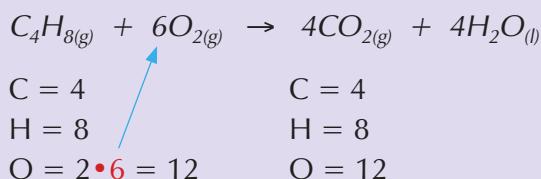


Más claro:

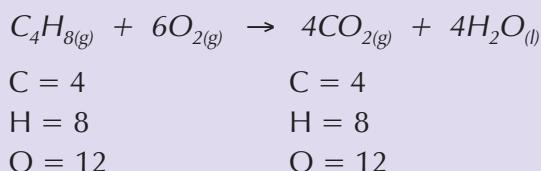


C = 4	C = 4
H = 8	H = 8
O = 2	O = 12

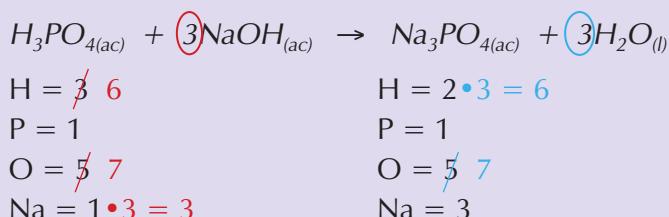
Ahora, como lo único que permanece desbalanceado son los oxígenos, repetimos el paso 3 para el O



Ahora están todas las cantidades de átomos iguales, por tanto, la ecuación está balanceada.



Una vez que adquieras destreza en el procedimiento para balancear ecuaciones, puedes realizar todo en un solo paso, tal como se muestra a continuación para la reacción completa entre el ácido fosfórico (H_3PO_4) y el hidróxido de sodio ($NaOH$)



Primer paso: en rojo (balance de Na y recomptar).

Segundo paso: en azul (balance de H y recomptar).

Y como podemos ver, al agregar los dos 3, la ecuación quedó balanceada y ya cumple con la ley de conservación de la masa.

Química en la web

En el siguiente link puedes encontrar información sobre las reacciones químicas y la estequiométría, además de ejercicios de balance de ecuaciones interactivo:

http://www.lamanzanade-newton.com/materiales/aplicaciones/lrq/lrq_index.html



Desafío

Encuentra el balance

Hay algunas reacciones en las que puede resultar más difícil encontrar los números enteros que hagan que una ecuación química quede balanceada.

¿Puedes descubrir, junto a dos compañeros, qué valores enteros hay que poner en la siguiente ecuación para que ella quede balanceada?



¿Pueden establecer un procedimiento para estos casos en que el número entero es más difícil de encontrar?



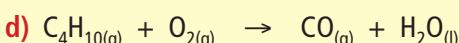
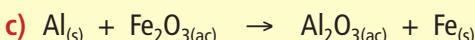
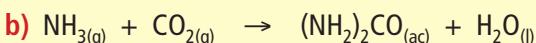
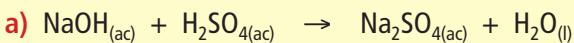
Recordando...

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

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.



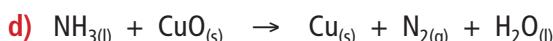
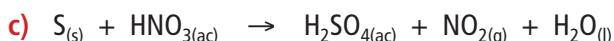
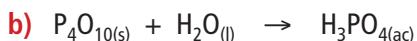
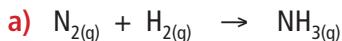
Guía de ejercicios: Leyes ponderales, fórmulas y balance de ecuaciones químicas

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), anhídrido hipocloroso (Cl_2O). Para guiarte, 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:



¿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.) 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...

Si quieres aprender más sobre los temas tratados en esta Lección, te sugerimos realizar las siguientes actividades:

- 1 Desarrolla un mapa conceptual que relacione, al menos, las ideas claves de esta Lección.
- 2 Escribe tu propia versión de pasos a seguir para obtener la fórmula empírica y molecular de un compuesto y luego aplícalo a los ejercicios propuestos durante la Lección.
- 3 Escribe tu propia versión de pasos a seguir para balancear una ecuación química y luego aplícalo a los ejercicios propuestos durante la Lección.

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 estequometría.



FIGURA 4.3. Los ingredientes para hacer un queque de chocolate aparecen en la receta de más arriba, al igual que las cantidades necesarias de cada uno de ellos. De la misma forma, una ecuación química indica las cantidades a mezclar y el producto que obtendremos.

Conceptos clave de la Lección:

- Número de Avogadro
- Mol
- Equivalencias del mol
- Masa molar
- Estequiometría
- Reactivo en exceso
- Reactivo limitante
- Porcentaje de rendimiento

Lección 2

¿Cómo contamos la materia? ¿una materia, dos materias...? El mol y 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, **debes 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 ptos. c/u):

- 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 _____.

I	C	G	J	P	Q	X	W	X	R
L	T	X	H	B	P	J	Z	E	S
R	A	E	C	N	A	L	A	B	O
V	B	T	T	B	W	C	F	Z	T
N	E	N	Q	G	T	K	T	L	C
P	E	C	U	A	C	I	O	N	U
D	L	U	N	K	I	D	H	R	D
T	U	T	Y	B	R	W	M	G	O
V	E	K	Z	X	T	I	O	J	R
S	A	V	R	E	S	N	O	C	P

2 Responde las siguientes preguntas (2 ptos. c/u):

- ¿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 puntaje. **Bien** 😊 (sobre 13 ptos.) **Regular** 😐 (entre 10 y 13 ptos.) o **Mal** 😞 (bajo 10 ptos.)

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. Anoten las respuestas en su cuaderno.

¡Recuerden que una buena respuesta de 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.

Hasta ahora hemos visto que dentro de una reacción química la masa total se conserva, por tanto, los átomos deben ser los mismos a un lado y al otro de la ecuación. Para conseguir esto, es decir, para balancear las ecuaciones químicas, es necesario muchas veces agregar números delante de las especies que nos indiquen cuántas moléculas (o átomos) necesitamos de dicha especie. Sin embargo, existe un inconveniente importante con estas mediciones: nuestra tecnología aún no cuenta con balanzas que puedan medir una sola molécula o un solo átomo.

Entonces, para resolver el problema, se inventó una unidad de medida que pudiera traer la cantidad de materia a nuestra escala macroscópica. Esta unidad es el **MOL**.

¿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.

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.

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

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?

Observación:

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

Observación:

La forma de calcular la masa molar (MM) de una sustancia es la misma utilizada en la lección anterior para calcular la masa molecular, solo que ahora no mediremos los aportes de cada uno de los átomos en u.m.a., sino que lo haremos en g/mol.

Por ejemplo, para el H2SO4:

Masa molecular = 98 u.m.a.

Masa Molar = 98 g/mol

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:

i) **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 pasarán a llamarse **masa molar (MM)**, pues corresponderá a la masa (en g) contenida en 1 mol de esa sustancia. En resumen:

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

iii) **Equivalencia en volumen:** Los gases no tienen un volumen fijo, sino que este depende de las condiciones de presión y temperatura a la que se encuentra. De esta forma, el volumen que ocupa un mol de gas se puede calcular mediante la ecuación de los gases ideales:

$$P \cdot V = R \cdot T \cdot n \quad , \text{ donde}$$

P = Presión (en atmósferas, atm); V = Volumen (en litros, L); R = Constante de los gases ideales [0,082 atm • L/(mol • K)]; T = Temperatura (en Kelvin, K); n = moles

Así, si el gas se encuentra en condiciones normales de presión y temperatura ("c.n.p.t." o solo "c.n."), vale decir 1 atm de presión y 0°C (273 K), 1 mol de éste ocupará un volumen de 22,4 L, o sea:

$$1 \text{ mol gas en c.n.p.t.} = 22,4 \text{ L}$$

Actividad 11: Aplica lo aprendido

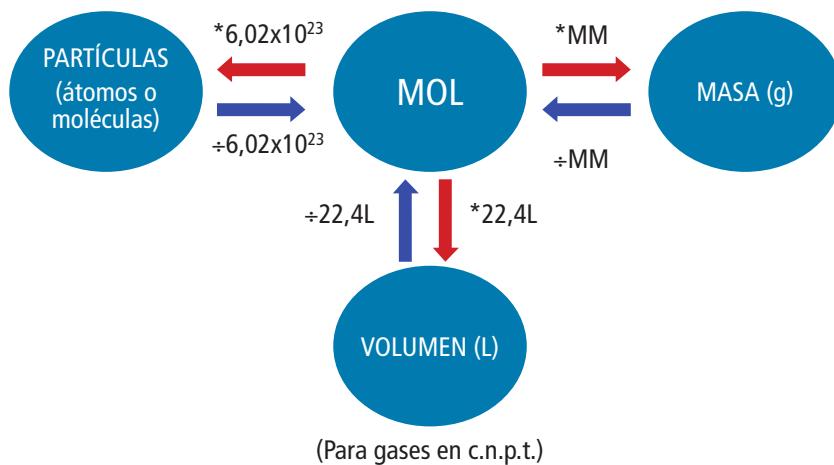


Objetivo: Calcular las masas molares de algunos compuestos químicos.

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

- a) H2S b) C4H10 c) KCl d) CCl4 e) HNO3 f) Al(OH)3

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



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:

$$1 \text{ mol} \xrightarrow{\text{contiene}} 6,02 \cdot 10^{23} \text{ partículas}$$

$$1 \text{ mol} \xrightarrow{\text{masa la}} \text{Masa molar (MM) de la sustancia}$$

$$1 \text{ mol de gas} \xrightarrow{\text{ocupa un volumen de}} 22,4 \text{ L en c.n.p.t.}$$

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

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":

$$1 \text{ mol de HCN} \xrightarrow{\text{contiene}} 6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de HCN}$$

$$3 \text{ moles de HCN} \xrightarrow{\text{contiene}} X \text{ moléculas de HCN}$$

donde la respuesta (X) se obtiene resolviendo $(3 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}) \div 1$.

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 = 27 g/mol)?** Puedes responder a partir del cuadro dividiendo 108 g por 27 g/mol o aplicando la siguiente "regla de 3":

$$1 \text{ mol de HCN} \xrightarrow{\text{masa}} 27 \text{ g}$$

$$X \text{ moles de HCN} \xrightarrow{\text{masan}} 108 \text{ g}$$

donde la respuesta (X) se obtiene resolviendo $(108 \cdot 1) \div 27$.

Como puedes notar, de ambas formas se llega al mismo resultado: 4 moles.

Desafío



¿Cuántos moles?

Junto a otro compañero, ¿puedes determinar cuántos moles de agua existen en una botella de medio litro (500 g de esa sustancia), si la masa molar del H₂O es de 18 g/mol?

Para recordar la Ley de los gases ideales se puede usar la nemotecnia (asociación mental):

"**PaVo igual RaTón**", la cual entrega la ley al quitar las vocales de "PaVo" y "RaTón" y reemplazar "igual" por un signo igual:

$$P \cdot V = R \cdot T \cdot n$$



Para pensar

¿Qué tamaño es aproximadamente 22,4 L?



Para pensar

Para las equivalencias del mol, ¿es importante saber la fórmula de la especie con que estamos trabajando o no? Y ¿por qué?

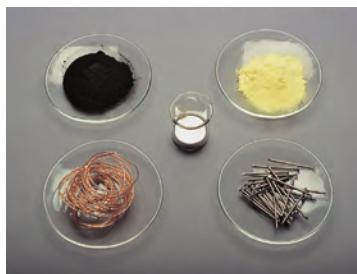


FIGURA 4.4. 1 mol de diferentes sustancias. 1 mol de carbón (sustancia negra); 1 mol de mercurio (en el vaso); 1 mol de azufre (polvo amarillo); 1 mol de cobre (alambre color naranja); 1 mol de hierro (clavos).

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 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

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?

Estequiometría

La **estequiometría** estudia las cantidades de cada reactante que participa en una reacción y la cantidad de productos que se formarán.

Lo mínimo que necesitamos para trabajar en estequiometría es la ecuación química balanceada que representa a la reacción. Los “números de adelante” que surgían 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, correspondiente a la combustión del propano (parte del gas licuado):



Se puede leer como: “un mol de propano (C_3H_8) en estado gaseoso se mezcla con cinco moles de oxígeno molecular (O_2) gaseoso para formar tres moles de dióxido de carbono (CO_2) gaseoso y cuatro moles de agua (H_2O) líquida”.

Ahora, como los coeficientes estequiométricos corresponden a moles, estos pueden ser transformados luego a otras unidades, utilizando las equivalencias de mol ya estudiadas. Por tanto, para la misma reacción anterior podemos establecer relaciones cuantitativas de reactantes y productos en cualquiera de las siguientes unidades y combinarlas según se necesite:

¿Qué significa cuantitativo?
Se refiere a cantidades.

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 g + 160 g) y la masa de los productos (132 g + 72 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 cn)	$1 \cdot 22,4 = 22,4 \text{ L}$	$5 \cdot 22,4 = 112 \text{ L}$	\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 estequiométría.

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:

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

"En la combustión completa del heptano, 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 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			\rightarrow		
Moléculas			\rightarrow		
Masa (g)			\rightarrow		
Volumen (L) (en cn)		\rightarrow	

- A partir de la tabla anterior, responde:

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

Cálculos estequiométricos

Química en la web

Para ver más ejemplos de la relación en masa entre productos y reactantes en una ecuación química, te invitamos a revisar las secciones de "experimento" del siguiente link:

<http://www.iesaguilarycano.com/dpto/fyq/lavoisier.swf>

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 (incógnita).

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

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

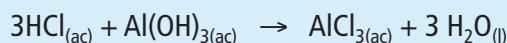
Paso 2: A partir de la ecuación, establecer la proporción en moles (y luego en alguna de sus equivalencias si la pregunta lo pide) entre las sustancias que aparecen en la pregunta.

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:

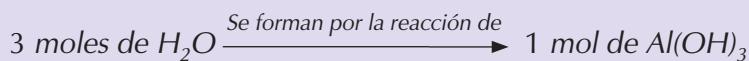


Para esta ecuación responder:

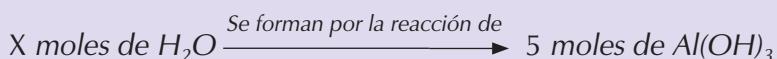
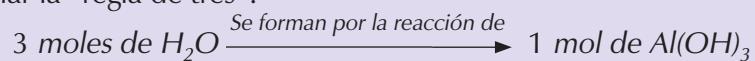
a) **¿Cuántos moles de agua (H_2O) se forman por la reacción completa de 5 moles de Al(OH)_3 ?**

Paso 1: La pregunta relaciona H_2O con Al(OH)_3

Paso 2: A partir de la ecuación, establecer relación en moles entre H_2O y Al(OH)_3



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.

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

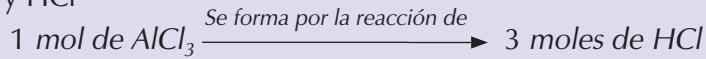
Paso 5: Responder la pregunta.

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

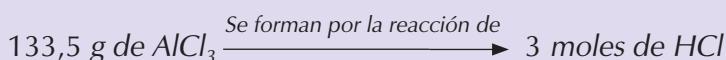
b) ¿Cuántos gramos de $AlCl_3$ se formarán por la reacción completa de 4 moles de HCl ?

Paso 1: La pregunta relaciona $AlCl_3$ con HCl

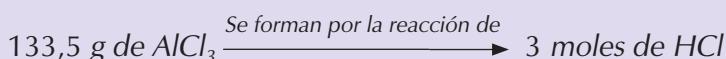
Paso 2: A partir de la ecuación, establecer relación en moles entre $AlCl_3$ y HCl



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 ($MM = 133,5\text{g/mol}$):



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



Paso 4: Resolver la “regla de tres” del paso anterior

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

Paso 5: Responder la pregunta.

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

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 (en general llamada X) que se relacionan mediante flechas o en fracciones.

Por ejemplo:

$$A \xrightarrow{} B \quad o \quad \frac{A}{C} = \frac{C}{B}$$

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:

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

Observación:

Recordar que la multiplicación es commutativa, de modo que al resolver la “regla de tres” da lo mismo cuál de los valores ocupe el primer lugar en la multiplicación.

Para la misma ecuación anterior:



Responder:

c) ¿Cuántos gramos de HCl se necesitan para formar 240 g de H₂O?

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

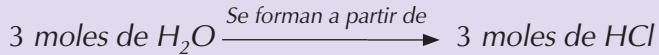


¿Y si fuera volumen?

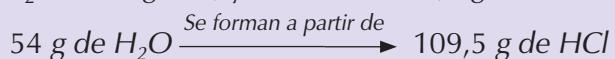
Junto a otro compañero, ¿puedes determinar cómo habría que proceder para responder una pregunta de estequiometría que involucre una especie gaseosa en condiciones normales de presión y temperatura (c.n.p.t.)?

Paso 1: La pregunta relaciona HCl con H₂O

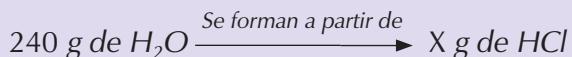
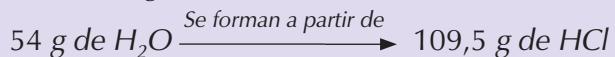
Paso 2: De la ecuación escribir la relación en moles entre HCl y H₂O



Ahora, multiplicamos los moles por sus respectivas masas molares (MM del H₂O = 18 g/mol; y MM HCl = 36,5 g/mol). Así:



Paso 3: Armar la "regla de tres":



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

$$X = \frac{240 \text{ g H}_2\text{O} \cdot 109,5 \text{ g HCl}}{54 \text{ g H}_2\text{O}} \approx 486,7 \text{ g HCl}$$

Paso 5: Responder la pregunta

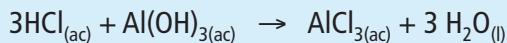
"Para formar 240 g de H₂O se necesita que reaccionen aproximadamente 486,7 g de HCl".

Actividad 16: Ejercita lo aprendido



Objetivo: Ejercitarse en cálculos estequiométricos.

Para la ecuación que estamos trabajando:



Responde las siguientes preguntas:

- a) ¿Qué masa (g) de AlCl₃ 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 HCl?
- c) ¿Cuántos gramos de HCl se necesitan para formar 70 gramos de H₂O?
- d) ¿Cuántos moles de AlCl₃ 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 AlCl₃?

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

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

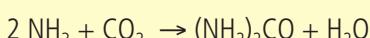
Desarrolla en tu cuaderno los siguientes ejercicios.

- ① El azufre a altas temperaturas se combina con el Fe para producir FeS de acuerdo a la siguiente reacción química: $\text{Fe} + \text{S} \rightarrow \text{Fe S}$

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 en exceso queda al final de la reacción?

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



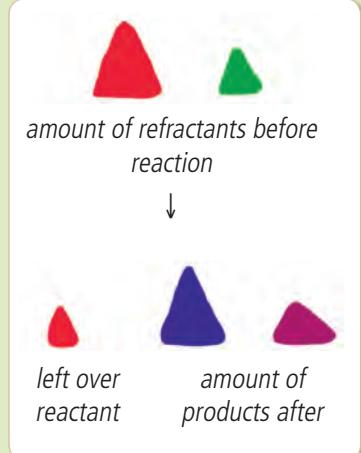
- ¿Cuál es el reactivo limitante y cuál el reactivo en exceso?
- ¿Qué masa de producto (urea) se formó?
- ¿Qué masa de reactivo en exceso quedó sin reaccionar?

Desafío



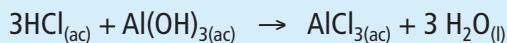
Menciona un ejemplo cotidiano en el que exista un reactivo limitante y otro en exceso.

Practice your English



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

Por ejemplo, para la ecuación:

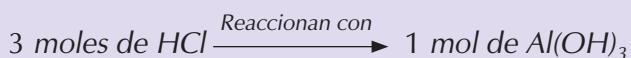


Responder: **¿Cuántos moles de H₂O se formarán por la reacción de 200 g de HCl y 4 moles de Al(OH)₃?**

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:

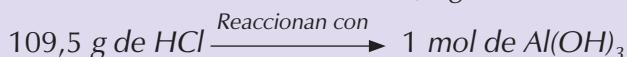
Paso inicial: Determinar reactivo limitante (con “regla de tres” entre los dos reactivos)

- i) Establecer la relación de los reactivos en moles

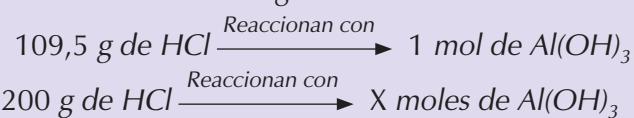


- ii) Transformar la relación anterior (en moles) a la unidad en que se nos entregan los datos de cada una de los reactivos.

En este caso, habría que multiplicar los moles de HCl por la masa molar de esa sustancia (MM HCl = 36,5 g/mol).



- 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.



- iv) Resolver la “regla de 3” del paso anterior

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

- v) Interpretar el resultado anterior:

“Para que reaccionen completamente 200 g de HCl, es necesario utilizar 1,82 moles de Al(OH)₃”

- vi) Definir quién es el reactivo limitante y quién es el reactivo en exceso:

Para esto, comparamos la cantidad de Al(OH)₃ que necesitamos con la cantidad que tenemos (mencionada 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.

Observación:

Para determinar el reactivo limitante es posible utilizar cualquiera de los dos reactantes como incógnita. Lo único que variará será el resultado y su interpretación, pero quién está en exceso y quién limita, se mantiene.

Desafío



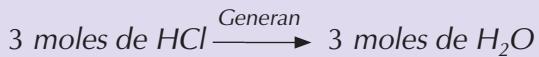
¿Y cómo es con el otro?

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 ejemplo, utilizando como dato los moles de Al(OH)₃ e interpretar la información que ahí obtengas?

Luego, considerando **solo** 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”:



Paso 4: Resolver la “regla de tres” del paso anterior

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

Paso 5: Responder la pregunta

“200 g de HCl y 4 moles de Al(OH)₃ formarán 5,48 moles de H₂O”.



Para pensar

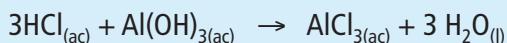
Sobre el reactivo en exceso, ¿Cómo se puede obtener la cantidad que queda sin reaccionar (lo que sobra)?



Actividad 18: Ejercita lo aprendido

Objetivo: Ejercitarse en 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 formarán 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 soluciones que contienen 25,9 g de NiCl₂ y 10 g de NaOH respectivamente? La reacción química del proceso es:
NiCl₂ + 2NaOH → Ni(OH)₂ + 2NaCl
- 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:

Para pensar



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

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

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.

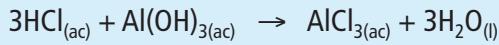
Por ejemplo, un caso hipotético:

Para pensar



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

¿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?**

Desafío



Utilizando la misma reacción de neutralización del HCl y Al(OH)₃, ¿cuál es el rendimiento de la reacción si ahora se obtienen 38,7 g de agua?

Observación:

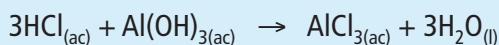
Para obtener el rendimiento de una reacción es posible utilizar la cantidad real y teórica del producto en cualquier unidad, siempre que para ambos se utilice la misma, de manera que las unidades se cancelen al resolver la fracción.



Actividad 19: Ejercita lo aprendido

Objetivo: Ejercitarse en los cálculos estequiométricos y el porcentaje de rendimiento.

Para la ecuación que estamos trabajando:



Responde las siguientes preguntas en tu cuaderno.

- a) ¿Qué rendimiento tendría la reacción si la reacción completa de 5 moles de HCl originan 3 moles de H₂O?
- b) ¿Qué rendimiento tendría una reacción si al reaccionar completamente 450 g de Al(OH)₃ se generarán 270 g de H₂O?
- c) ¿Cuántos moles de AlCl₃ se formarán por la reacción completa de 7 moles de HCl, si la reacción tuviera un rendimiento del 90%?
- d) ¿Cuántos gramos de agua (H₂O) se formarían por la reacción completa de 3 moles de Al(OH)₃ si la reacción tiene un rendimiento del 84%?
- e) ¿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 AlCl₃?

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.

- a) ¿Qué masa (gramos) de H₂O se producen por la reacción completa de 8 moles de O₂?
- b) ¿Cuántos litros de CO₂ en c.n.p.t. se producen por la reacción completa de 180 g de C₂H₂?
- c) ¿Cuántos gramos de H₂O se producen por la reacción de 6 moles de C₂H₂ y 4 moles de O₂?
- d) ¿Cuántos moles de CO₂ se producen por la reacción de 50 g de C₂H₂ y 70 g de O₂?
- e) ¿Cuál es el porcentaje de rendimiento de la reacción si al reaccionar completamente 120 g de C₂H₂ se producen 72 g H₂O?
- f) ¿Cuál sería el porcentaje de rendimiento de la reacción si al reaccionar 3,7 moles de C₂H₂ con 5,2 moles de O₂ se produjeron 4,9 g de H₂O?



¿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 estequiométría?
- 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 solucionario (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...



Si quieres aprender más sobre los temas tratados en esta Lección, te sugerimos realizar las siguientes actividades:

- 1 Para la reacción que infla un *airbag*, descrita en la sección "La química en tu vida" (página 193), responde:
 - a) ¿Qué masa de NaN_3 se debe descomponer para que un *airbag* alcance su volumen aproximado para el asiento del chofer (en c.n.p.t.)?
 - b) ¿Cuántos moles de NaN_3 se deben descomponer para que el *airbag* alcance su volumen aproximado para el asiento del acompañante (en c.n.p.t.)?
- 2 Desarrolla un mapa conceptual que relacione las ideas claves de la Lección.
- 3 Te invitamos a volver a responder las preguntas al comienzo de la Unidad, donde se relacionaba una receta de cocina con una ecuación química y a las reacciones químicas con el acto de cocinar. Compara tus respuestas de antes con las de ahora.

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 $6,02 \cdot 10^{23}$ 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 llega utilizando, respectivamente, la masa molar (MM), el número de Avogadro ($6,02 \cdot 10^{23}$) 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.

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 otro 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 abreviar 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

la masa de reactantes sea igual que la de productos. Los números utilizados para balancear la ecuación se denominan coeficientes estequiométricos e indican la cantidad de moles que participan en la reacción.

Un mol es una unidad para medir materia que contiene $6,02 \cdot 10^{23}$ partículas (número de (12)). El mol tiene además una equivalencia en (13), donde un mol tiene una masa igual a la masa molar (MM) de la sustancia en cuestión, y una equivalencia en (14), donde para gases a 0°C y 1 atm de presión (c.n.p.t.) ocupa un espacio de 22,4 L.

Se conoce con el nombre de (15) a la ciencia que se dedica a estudiar la relación cuantitativa entre productos y reactivos. En ella, se conoce con el nombre de reactivo (16) al reactivo que se agota durante una reacción y como reactivo en (17) a aquel que se encuentra en una proporción (18) a la necesaria. Por último, llamamos (19) al porcentaje que relaciona la cantidad de productos realmente formados con la cantidad de productos esperados.

Las palabras son:

(1) P _____

(2) C _____

(3) M _____

(4) F _____ Q _____

(5) E _____

(6) M _____

(7) R _____ Q _____

(8) R _____

(9) P _____

(10) F _____

(11) C _____ M _____

(12) A _____

(13) M _____

(14) V _____

(15) E _____

(16) L _____

(17) E _____

(18) M _____

(19) R _____



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:

- 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.

2 "Relación mínima entre dos o más elementos que conforman un compuesto". La definición refiere a:

- A. Fórmula empírica.
- B. Fórmula molecular.
- C. Mol.
- D. Molécula.
- E. Ninguna de las anteriores.

3 ¿Cuánto masa el H_3PO_4 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.

4 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.

5 Es **FALSO** decir que:

- A. Algunos elementos se pueden combinar con otro en más de una proporción.
- B. Un compuesto tiene una proporción definida entre los elementos que lo componen.
- C. Cada compuesto tiene una masa característica.
- D. La composición porcentual de un elemento varía según su origen.
- E. Ninguna de las anteriores.

6 La masa de 2 moles de N_2 es (masa molar N = 14 g/mol):

- A. 56 g
- B. 32 g
- C. 28 g
- D. 14 g
- E. 7 g

7 La masa, en gramos, de un átomo de calcio es: (Masa molar Ca = 40 g/mol)

- A. $40 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$
- B. $40 \div 6,02 \cdot 10^{23}$
- C. $6,02 \cdot 10^{23} \div 40$
- D. $6,02 \cdot 10^{23}$
- E. $6,02 \cdot 10^{23} \div 20$

8 ¿Qué porcentaje de oxígeno existe en el $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (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%

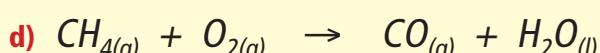
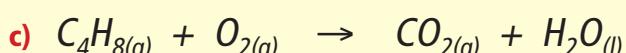
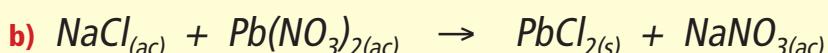
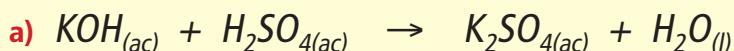
- 9** La fórmula empírica de un compuesto que contiene 52,9% de aluminio y 47,1% de oxígeno es: (masas atómicas: Al = 27 u.m.a.; O = 16 u.m.a.).
- A. AlO
B. Al₂O₃
C. Al₃O₂
D. Al_{0,53}O_{0,47}
E. Al₄O₆
- 10** De la ley de conservación de la masa **NO** se desprende que:
- A. La masa de reactivos es igual a la masa de los productos en una reacción química.
B. Las ecuaciones químicas se tienen que balancear para trabajar con ellas.
C. La cantidad de átomos en una reacción permanece constante.
D. El número de moles antes y después de la reacción es igual.
E. Todas las anteriores.

II. Desarrollo:

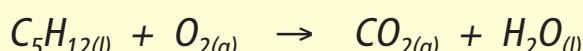
- 1** Completa la tabla señalando si la fórmula química que se presenta es empírica o molecular (0,5 puntos c/u = 2 ptos.)

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

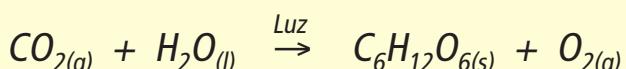
A partir de la misma ecuación balanceada, completa la siguiente tabla (1 punto cada celda = 12 ptos.):

Unidad/ compuesto	$C_5H_{12(l)}$	$O_{2(g)}$	→	$CO_{2(g)}$	$H_2O_{(l)}$
Mol			→		
Número de moléculas			→		
Gramos (g)			→		

Para la reacción anterior, responde:

- a) ¿Cuántos gramos de O_2 serán necesarios para que reaccionen completamente 15 moles de C_5H_{12} ? (3 ptos.)
- b) ¿Qué masa de agua (H_2O) se forma por la reacción de 50 g de pentano (C_5H_{12}) y 14 moles de O_2 ? (5 ptos.)
- c) Calcular la masa de CO_2 que se forma a partir de la reacción completa de 6 moles de C_5H_{12} si el rendimiento de la reacción fuera del 75% (4 ptos.)

- 4 La fotosíntesis es un proceso vital para las plantas y para nuestro ecosistema, en el cual el dióxido de carbono (CO_2) se mezcla con agua (H_2O) y en presencia de luz forman glucosa ($C_6H_{12}O_6$) y oxígeno respirable (O_2). 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 (CO_2) y agua (H_2O) se necesitan para producir 10 moles de oxígeno respirable (O_2)? (4 ptos.)
- c) Responde, ¿cuántos gramos de glucosa ($C_6H_{12}O_6$) se pueden producir por la reacción completa de 320 g de CO_2 ? (3 ptos.)
- d) Responde, ¿cuántos moles de $C_6H_{12}O_6$ y de O_2 se pueden producir por la reacción de 180 g de CO_2 y 200 g de H_2O ? (5 ptos.)
- e) Responde, ¿qué rendimiento tendría la reacción si la reacción completa de 3 moles de CO_2 generara 90 g de O_2 ? (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. 😐 :/
- **Sobre 53 puntos:** Has logrado los propósitos de la Unidad. 😊 :D

¿Qué emoticón obtuviste?

SOLUCIONARIO

UNIDAD 4

Piénsalo y compártelo (pág. 165)

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

Actividad inicial (pág. 166)

- a) Un conjunto de átomos iguales o distintos que se mantienen unidos mediante enlace químico.
- b) Una combinación de dos o más elementos
- c) Forma más simple de materia, que no puede separarse en otras más sencillas. Se encuentra en la tabla periódica.
- d) Una molécula es la unión de dos o más átomos.
- e) Un compuesto es la combinación de dos o más elementos químicos.
- f) 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.
- g) 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.
- h) 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, sólo la primera es mayúscula y las siguientes se escriben en minúscula.
- i) En una molécula de CoF_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 serán estudiados en la Lección.

Averígualo (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)

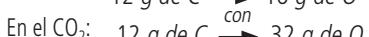
Al aplicar el concepto de átomo a la ley de proporciones definidas obtenemos una versión simplificada que es la que comúnmente todos recordamos y usamos: *un compuesto contiene una determinada cantidad de átomos de cada uno de los elementos que lo forman sin importar el origen*. Así por ejemplo, todas las moléculas de CO_2 tendrán siempre un átomo de carbono (C) y dos 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 Oxí-



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



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

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

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

Actividad 1 (pág. 168)

1. 21,08 g de ZnSO_4 .
2. 22,5 g ; 7,5 g de oxígeno.

Actividad 2 (pág. 169)

1. Que el paciente efectivamente se encuentra intoxicado por CO, pues la gráfica de su sangre resulta de una combinación de la curva de la hemoglobina libre y la curva del CO.
2. Dos medidas posibles (aunque no las únicas) serían: Revisar periódicamente el buen funcionamiento de los artefactos que realizan combustión (calefones, 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)

- a) CH_2 b) HO c) NaO d) CH_3 e) NH_3 f) H_2SO_4

Actividad 4 (pág. 171)

- | | | |
|-----------|-------------|-------------|
| a) 17 uma | d) 36,5 uma | g) 40 uma |
| b) 16 uma | e) 44 uma | h) 58,3 uma |
| c) 98 uma | f) 74,6 uma | i) 84 uma |

Desafío (pág. 172)

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

- a) Para amoníaco (NH_3), 14 gramos de Nitrógeno (equivalentes al 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:

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

- b) Para hidróxido de aluminio (Al(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 equivale 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)

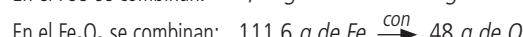
- a) 82,35% de N y 17,65% de H
- b) 75% de C y 25% de H
- c) 2,04% de H, 32,65% de S y 65,31% de O
- d) 2,74% de H y 97,26% de Cl
- e) 27,27% de C y 72,73% de O
- f) 52,41% de K y 47,59% de Cl
- g) 57,5% de Na, 40% de O y 2,5% de H
- h) 41,68% de Mg, 54,89% de O y 3,42% de H
- i) 27,38% de Na, 1,19% de H, 14,29% de C y 57,14% de O

Actividad 6 (pág. 173)

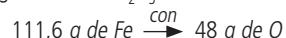
Porque a partir de ella es posible determinar la fórmula de una especie y con eso, reconocerla (saber lo que es).

Desafío (pág. 173)

- a) En el FeO se combinan: $55,85 \text{ g de Fe} \xrightarrow{\text{con}} 16 \text{ g de O}$



Podemos establecer cualquier cantidad fija de Fe, pero para simplificar utilizaremos los 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:



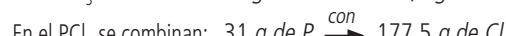
$$\begin{aligned} 55,85 \text{ g de Fe} &\xrightarrow{\text{con}} X \text{ g de O} \\ X = \frac{55,85 \text{ g Fe} \cdot 48 \text{ g O}}{111,6 \text{ g Fe}} &= (=) 24 \text{ g de O} \end{aligned}$$

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) obtuvimos 2:3, que es la relación de números enteros pequeños de la que habla la ley.

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



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

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

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

Para pensar (pág. 174)

Sirve 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 propios 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 vinagre: 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 la carne o la leche), el gas natural (metano, CH_4), los componentes de la bencina y el petróleo y un gran etcétera.

Actividad 7 (pág. 176)

- a) Fórmula empírica: $\text{C}_6\text{H}_{10}\text{S}_2\text{O}$



- b) Fórmula empírica: $\text{NaC}_5\text{H}_8\text{NO}_4$



- c) Fórmula empírica: $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$



Desafío (pág. 177)

$\text{NH}_3 = 82,4\%$; $\text{NH}_4\text{NO}_3 = 35\%$; $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 : 21,2\%$; $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4 = 21,2\%$, $(\text{NH}_4)_2\text{CO} = 46,7\%$

Actividad 8 (pág. 177)

- Comprender 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 idoneidad del compuesto, es decir, si el compuesto es soluble en agua y si las plantas lo pueden aprovechar fácilmente.
- Respuesta personal.

Averígualo (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 producto.
 $AB + C \rightarrow AC + B$ o $AB+C \rightarrow CB + A$
- 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 tendremos:
 $A + O_{2(g)} \rightarrow A_xO_y$
- Si 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 le considera el padre de la química moderna porque su trabajo se caracterizó por incorporar procesos de medición cuidadosa 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 sistemático. Muy riguroso en sus investigaciones.
- Fue tan importante el descubrimiento de Lavoisier que no es fácil que alguien llegue a descubrir o a proponer un hallazgo de igual implicancia 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:

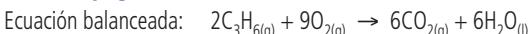
Reactants: Reactantes

Chemical reaction: Reacción química

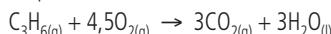
New bonds formed: Nuevos enlaces formados

Products: Productos

Desafío (pág. 183)



En el caso de la ecuación anterior, la opción más sencilla para encontrar los valores enteros cuando el balance 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, tendríamos:



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)

- $2NaOH_{(ac)} + H_2SO_{4(ac)} \rightarrow Na_2SO_{4(ac)} + 2H_2O_{(l)}$
- $2NH_{3(g)} + CO_{2(g)} \rightarrow (NH_2)_2CO_{(ac)} + H_2O_{(l)}$
- $2Al_{(s)} + Fe_2O_{3(ac)} \rightarrow Al_2O_{3(ac)} + 2Fe_{(s)}$
- $2C_4H_{10(g)} + 9O_{2(g)} \rightarrow 8CO_{(g)} + 10H_2O_{(l)}$

Guía de ejercicios (pág. 184)

1. $CaCl_2 : \frac{g \text{ de Ca en } CaCl_2}{g \text{ de Cl en } CaCl_2} = \frac{40 \text{ g}}{71 \text{ g}} = 0,563$

$$SO_3 : \frac{g \text{ de S en } SO_3}{g \text{ de O en } SO_3} = \frac{32 \text{ g}}{48 \text{ g}} = 0,667$$

Na_2CO_3 : Usamos un elemento como referencia, por ejemplo el carbono para poder armar una proporción entre tres elementos

$$\frac{g \text{ de Na en } Na_2CO_3}{g \text{ de C en } Na_2CO_3} = \frac{23 \text{ g}}{12 \text{ g}} = 3,83 \quad \text{y}$$

$$\frac{g \text{ de O en } Na_2CO_3}{g \text{ de C en } Na_2CO_3} = \frac{48 \text{ g}}{12 \text{ g}} = 4$$

Luego, la proporción Na : C : O = 3,83 : 1 : 4.

Compuesto	Masa de Cl en gramos	Masa de O en gramos
Cl_2O_7	$2 \cdot 35,5 = 71$	$7 \cdot 16 = 112$
Cl_2O_5	$2 \cdot 35,5 = 71$	$5 \cdot 16 = 80$
Cl_2O_3	$2 \cdot 35,5 = 71$	$3 \cdot 16 = 48$
Cl_2O	$2 \cdot 35,5 = 71$	$1 \cdot 16 = 16$

Como vemos que todas las masas de oxígeno están relacionadas con la misma masa de Cl (71g), entonces buscamos un número que divida todas las masas del oxígeno (112, 80, 48, 16) y al mirar con detención, se ve que ese número es 16 (la masa del O y que multiplicó a todos los números antes). Luego, la proporción de números enteros y pequeños que dice la ley es 7:5:3:1.

- Fórmula empírica: $CuSO_4$
Fórmula molecular: $CuSO_4$
- Fórmula empírica: NO_2
Fórmula molecular: N_2O_4

5. Realiza el balance de las siguientes reacciones químicas:

- $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightarrow 2NH_{3(g)}$
- $P_{4O_{10(s)}} + 6H_2O_{(l)} \rightarrow 4H_3PO_{4(ac)}$
- $S_{(s)} + 6HNO_{3(ac)} \rightarrow H_2SO_{4(ac)} + 6NO_{2(g)} + 2H_2O_{(l)}$
- $2NH_{3(l)} + 3CuO_{(s)} \rightarrow 3Cu_{(s)} + N_{2(g)} + 3H_2O_{(l)}$
- $Be_2C_{(s)} + 4H_2O_{(l)} \rightarrow 2Be(OH)_{2(ac)} + CH_{4(g)}$

Cuánto aprendí de esta Lección (pág. 185)

- Que la materia no se crea ni se destruye, solo se transforma (o reorganiza).
- Es una combinación de símbolos químicos y números que permite representar la composición de una molécula.

- 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. Además, para las especies se debe mencionar el estado físico en que fueron incorporadas a la reacción (estado de agregación).
- 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.
- 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 de la ecuación. Se realiza para cumplir con la ley de conservación de la materia.
- Es el porcentaje (%) de la masa total de la molécula y sirve para determinar el porcentaje en masa que fue aportado por cada uno de los elementos y con ello poder identificar de qué compuesto se trata.
- La Ley de las proporciones definidas establece que *muestras diferentes de un mismo compuesto 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.
- 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 sólo 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:

- El mapa conceptual debe ser útil para ti. Por tanto, organiza la información bajo ideas que a ti te hagan sentido. Por ejemplo: cuáles son las leyes ponderales, para qué sirven, quién las postuló, cómo se aplican y cómo se relacionan con las diferentes fórmulas y con el balance de ecuaciones.
- Utiliza palabras familiares para ti que te permitan realizar el mismo proceso mostrado en la Lección. Cuando se te invita a aplicarla con los ejercicios propuestos en la Lección es para comprobar que tu propuesta funciona.
- Utiliza palabras que sean comunes para ti y que te permitan realizar el mismo proceso mostrado en la Lección. Cuando se te invita a aplicar tu propuesta con ejercicios ya realizados, es para comprobar que tu propuesta funciona.

Actividad inicial (pág. 186)

Respuestas a las preguntas:

- Ecuación
- Conserva
- Balancear
- Reactantes
- Productos

I	C	G	J	P	Q	X	W	X	R
L	T	X	H	B	P	J	Z	E	S
R	A	E	C	N	A	L	D	O	
V	B	T	T	B	W	C	F	Z	
N	E	N	Q	G	T	K	T	L	C
P	E	C	U	A	C	I	O	N	U
D	L	U	N	K	I	D	H	R	D
T	U	Y	B	R	W	M	G	O	
V	E	K	Z	X	T	I	O	J	R
S	A	V	R	E	S	N	O	C	

- Sumando todas las masas de todos los átomos presentes en ella.
- Los átomos no desaparecen durante una reacción química, sino que ellos solamente se ordenarán de una forma diferente para dar origen a nuevas sustancias, por tanto se deben romper algunos enlaces para formar nuevos, los cuales determinarán las propiedades de las sustancias formadas.
- En los elementos que lo componen, en su composición porcentual y las propiedades físicas y/o químicas de ellos.

Lloviendo ideas (pág. 187)

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 serán estudiados en la Lección.

Averígualo (pág. 188)

El día del mol se celebra el 23 de octubre entre las 6:02 de la mañana y las 6:02 de la tarde. Esto, porque la propuesta la hizo la Sociedad de Química de Estados Unidos, donde para decir la fecha usan el formato mes/día. Así, si combinamos la fecha (10/23) con la hora, resulta una expresión similar al número de Avogadro: 6:02 10/23.

Actividad 11 (pág. 188)

- a) 34 g/mol c) 74,6 g/mol e) 63 g/mol
 b) 58 g/mol d) 154 g/mol f) 78 g/mol

Desafío (pág. 189)

Aproximadamente 27,78 moles de agua (H_2O).

Para pensar (pág. 189, superior)

22,4 litros son aproximadamente 4 y medio bidones de 5 litros.

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, porque son iguales para cualquier sustancia.

Actividad 12 (pág. 190)

- a) 0,5 moles b) 20 moles c) 0,25 moles d) 3 moles

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 gaseosa) ocupa diferentes cantidades de espacio y que la cantidad de materia involucrada está directamente relacionada con las masas de los átomos que en ella existen.

Desafío (pág. 190)

$3,6 \times 10^{24}$ átomos de Sodio (Na), $1,8 \times 10^{24}$ átomos de azufre (S), $7,2 \times 10^{24}$ átomos de oxígeno (O)

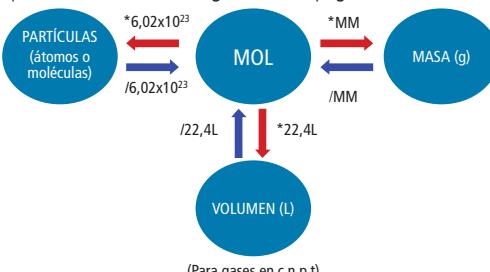
Actividad 14 (pág. 190)

- a) 1036 g c) $3,01 \times 10^{24}$ moléculas
 b) 67,2 L d) $3,79 \times 10^{24}$ átomos

Actividad 15 (pág. 192)

- a) $\text{C}_7\text{H}_{16(l)} + 11\text{O}_{2(g)} \rightarrow 7\text{CO}_{2(g)} + 8\text{H}_2\text{O}_{(l)}$
 b) "En la combustión completa del heptano, 1 mol(es) de C_7H_{16} en estado líquido reacciona(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".

- En relacionar las cantidades de reactivos y de productos que participan y que se generan en una reacción, respectivamente.
- 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.
- Las equivalencias del mol y la forma de transformar de una a otra son las que se resumen en el diagrama de la página 189:



- Es importante para industrias o procesos que requieran de cierta cantidad de sustancias. Ayuda a saber cuánto reactante es preciso hacer reaccionar para obtener el producto esperado.
- $12,04 \cdot 10^{23}$ átomos de Nitrógeno.
- 56 Litros.
- 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 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 detiene), a pesar que de "otra cosa" aún queda como para seguir haciéndolo.

Para practicar más (pág. 205)

Las actividades propuestas son invitaciones a averiguar y trabajar un poco más, de modo que te entregaremos la respuesta a los ejercicios de estequiométría y para las demás actividades, solo haremos sugerencias y comentarios que puedan guiar tu trabajo:

- a) 116,07 g de NaN_3
b) 290,18 g de NaN_3
- El mapa conceptual debe ser útil para ti. Organiza la información bajo ideas que a ti te hagan sentido. Por ejemplo: qué concepto se desprende de cuál y qué relación existe entre los temas vistos en esta Lección.
- Lo esperable es que tus nuevas respuestas usen conceptos vistos en la unidad y que logres establecer la similitud entre una receta de cocina y una ecuación química. Además, sería importante que lograras relacionar la estequiometría de las ecuaciones químicas con los cálculos de porciones y las adaptaciones de una receta al cocinar.

Síntesis (pág. 206)

Las palabras son:

- | | | |
|---------------------|---------------------|--------------------|
| 1. proporción | 8. reactantes | 14. volumen |
| 2. compuesto | 9. productos | 15. estequiometría |
| 3. múltiples | 10. flecha | 16. limitante |
| 4. fórmula química | 11. conservación de | 17. exceso |
| 5. empírica | la materia | 18. mayor |
| 6. molecular | 12. Avogadro | 19. rendimiento |
| 7. reacción química | 13. masa | |

Evaluación final (págs. 207, 208, 209)

I. Selección múltiple:

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

II. Desarrollo:

1.	Fórmula	Tipo de fórmula	Fórmula	Tipo de fórmula
	PCl_5	F. Empírica	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$	F. Molecular
	H_2O_2	F. Molecular	C_3H_4	F. Empírica

- a) $2\text{KOH}_{(\text{ac})} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{ac})} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_{4(\text{ac})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$
b) $2\text{NaCl}_{(\text{ac})} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_{2(\text{ac})} \rightarrow \text{PbCl}_{2(\text{s})} + 2\text{NaNO}_{3(\text{ac})}$
c) $\text{C}_4\text{H}_{8(\text{g})} + 6\text{O}_{2(\text{g})} \rightarrow 4\text{CO}_{2(\text{g})} + 4\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$
d) $2\text{CH}_{4(\text{g})} + 3\text{O}_{2(\text{g})} \rightarrow 2\text{CO}_{(\text{g})} + 4\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$
- Ecuación balanceada:** $\text{C}_5\text{H}_{12(\text{l})} + 8\text{O}_{2(\text{g})} \rightarrow 5\text{CO}_{2(\text{g})} + 6\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$
En la combustión del pentano (C_5H_{12}), 1 mol(es) de C_5H_{12} en estado **líquido** reacciona(n) con 8 mol(es) de O_2 en estado **gaseoso** para formar 5 mol(es) de CO_2 en estado **gaseoso** y 6 mol(es) de H_2O en estado **líquido**.

Unidad/ Sustancia	$\text{C}_5\text{H}_{12(\text{l})}$	$\text{O}_{2(\text{g})}$	\rightarrow	$\text{CO}_{2(\text{g})}$	$\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$
Mol	1	8	\rightarrow	5	6
Número de Moléculas	$6,02 \cdot 10^{23}$	$4,816 \cdot 10^{24}$	\rightarrow	$3,01 \cdot 10^{24}$	$3,612 \cdot 10^{24}$
Gramos (g)	72	256	\rightarrow	220	108

- a) 3.840 g de O_2 b) 75 g de H_2O c) 990 g de CO_2
- a) $6\text{CO}_{2(\text{g})} + 6\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \xrightarrow{\text{Luz}} \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_{6(\text{s})} + 6\text{O}_{2(\text{g})}$
b) 10 moles dióxido de carbono (CO_2) y 10 moles de agua (H_2O).
c) 218,18 gramos de glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$).
d) 0,68 moles de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ y 4,09 moles de O_2 . (CO_2 es reactivo limitante).
e) 93,75% de rendimiento.