



SOLUCIONARIO GUÍA N°16 DEL 03 AL 07 DE AGOSTO
4° ACTIVIDAD DE PUNTAJE NACIONAL
CUARTO MEDIO "QUÍMICA"

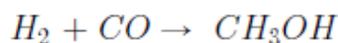
1.- ¿Cuál de las siguientes alternativas corresponde a la ecuación química balanceada del enunciado?

“El hidrógeno gaseoso reacciona con monóxido de carbono para formar metanol (CH_3OH)”

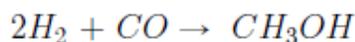
- A) $H_2 + CO \rightarrow CH_3OH$
- B) $2H_2 + CO \rightarrow CH_3OH$
- C) $4H + CO \rightarrow CH_3OH$
- D) $[4H + CO_2 \rightarrow CH_3OH$
- E) $2H_2 + CO_2 \rightarrow CH_3OH$

SOLUCIÓN

El hidrógeno gaseoso se representa como H_2 , mientras que el monóxido de carbono se escribe como CO , escribiendo la ecuación con esta información resultaría:



Sin embargo, esta no es la forma balanceada de la ecuación. Por lo que lo correcto sería:



Considerando la siguiente ecuación química, ¿cuál es la masa de oxígeno que se requiere para quemar 1 mol de heptano?



- A) 352 g
- B) 293 g
- C) 176 g
- D) 98 g
- E) 32 g

SOLUCIÓN

Primero es necesario equilibrar la ecuación: $C_7H_{16} + 11O_2 \rightarrow 7CO_2 + 8H_2O$

La masa de un mol de oxígeno es de $16 \frac{g}{mol}$. En este caso 11 moles de este gas corresponden a 176 gramos. Como la molécula es diatómica entonces la masa necesaria para formar un mol de heptano será de 352 gramos.

- 3.- Si se combustiona 1,00 g de magnesio al aire obteniéndose 1,5 g de óxido de Mg (MgO), ¿cuál(es) ley(es) ponderal(es) se puede(n) emplear para obtener la masa de oxígeno que se consume en la reacción?
- I. Ley de conservación de la masa.
 - II. Ley de las proporciones definidas.
 - III. Ley de las proporciones múltiples.
- A) Solo I
- B) Solo II
- C) Solo III
- D) Solo I y II
- E) Solo II y III

SOLUCIÓN

A partir de los datos entregados sólo se puede aplicar la ley de conservación de la masa, la cual define que la masa inicial del proceso es igual a la masa final. Es por ello que la cantidad en gramos de oxígeno que reacciona debe ser igual a la diferencia entre la masa del óxido y la masa del magnesio de la reacción. Solo la afirmación I es correcta.

- 4.- ¿Cuál es la masa molar del compuesto $ZnCl_2$? Ten en cuenta que:

$$M. \text{ atómica } Zn = 65 \frac{g}{mol}$$

$$M. \text{ atómica } Cl = 35 \frac{g}{mol}$$

- A) $135 \frac{g}{mol}$
- B) $100 \frac{g}{mol}$
- C) $70 \frac{g}{mol}$
- D) $65 \frac{g}{mol}$
- E) $35 \frac{g}{mol}$

SOLUCIÓN

La masa molar es la masa de una mol de una sustancia, la cual puede ser un elemento o un compuesto. Se calcula sumando las masa atómicas de los átomos que conforman a la sustancia.

En este caso:

$$Zn = 65 \frac{g}{mol}$$

$$Cl_2 = 2 \cdot 35 \frac{g}{mol}$$

$$65 + 70 = 135 \frac{g}{mol}$$

- 5.- En la reacción $2S_2O_3^{2-} \leftrightarrow S_4O_6^{2-} + 2e$ el coeficiente estequiométrico que acompaña a $S_4O_6^{2-}$ es:

A) 1.

B) 2.

C) 3.

D) 4.

E) $\frac{1}{2}$.

SOLUCIÓN

En la reacción $S_4O_6^{2-}$ tiene un coeficiente estequiométrico de 1 al igual que el coeficiente que acompaña a una constante k es 1 tal que $1 \cdot k = k$, entonces $S_4O_6^{2-} \leftrightarrow S_4O_6^{2-}$.

- 6.- Lavoisier fue el primero en demostrar que el agua no era un elemento, sino un compuesto que se forma a partir de dos gases: hidrógeno y oxígeno. Si el hidrógeno y oxígeno son los dos elementos constituyentes del agua, entonces el porcentaje en masa del hidrógeno en el agua, es:
(Masas atómicas: H = 1; O = 16)
- A) 1.
50
 - B) 1.
33,33
 - C) 1.
11,11
 - D) 1.
5,88
 - E) 1.
1,00
- 7.- En la siguiente reacción química, ¿Cuántos moles de $CaSO_4$ se producen a partir de 2 moles de $Ca(OH)_2$?
- $$H_2SO_4 + Ca(OH)_2 \rightarrow CaSO_4 + H_2O$$
- A) 3.
 - B) 2,5.
 - C) 2.
 - D) 1,5.
 - E) 1

SOLUCIÓN

Alternativa c, la ecuación balanceada $H_2SO_4 + Ca(OH)_2 \rightarrow CaSO_4 + 2H_2O$ nos muestra que la proporción de $CaSO_4$ y $Ca(OH)_2$ es 1:1, por lo tanto, a partir de 2 moles de $Ca(OH)_2$ se producen 2 moles de $CaSO_4$.

8.- Una reacción química se caracteriza por:

1. Involucrar cambios energéticos.
2. Afectar la estructura molecular.
3. No se conserva la masa total..

- A) Solo I
- B) Solo II
- C) Solo III
- D) I y II
- E) I, II y III

SOLUCIÓN

[Una reacción química corresponde a una variación en la estructura interna de los compuestos o elementos. Estos cambios pueden ser irreversibles o reversibles, pero siempre se conserva la masa total y se ven involucrados cambios de energía. La alternativa correcta es la D.

9.- A pesar que el monóxido de carbono (CO) y el dióxido de carbono (CO₂) presentan los mismos elementos constituyentes, estos presentan propiedades muy distintas debido a que la proporción entre los elementos es distinta. Esta afirmación se relaciona con:

- A) la ley de Dalton.
- B) la ley de Proust.
- C) la ley de Lavoisier.
- D) la Ley de conservación de la masa.
- E) ley de conservación de la energía.

SOLUCIÓN

El enunciado de la pregunta hace referencia a la Ley de Dalton, esta plantea que “los elementos se pueden combinar en diferentes proporciones para formar distintas moléculas”, es decir si dos o más moléculas están formadas por los mismos elementos constituyentes pero éstos se encuentran en proporciones distintas quiere decir que corresponden a moléculas de distintos compuestos.

- 10.- Después de balancear la siguiente ecuación con los números enteros más bajos:
 $aCu + bHNO_3 \rightarrow cCu(NO_3)_2 + dNO_2 + eH_2O$.
El número que corresponde al coeficiente estequiométrico simbolizado por la letra b es
- A) 1.
 - B) 2.
 - C) 3.
 - D) 4.
 - E) 8.

SOLUCIÓN

Balanceando la ecuación, obtenemos que los coeficientes a, b, c, d y e son 1, 4, 1, 2 y 2, respectivamente.

- 11.- Si se realiza el siguiente experimento:
1. Se hace reaccionar una cantidad de cobre con poca cantidad de oxígeno, y se obtiene un óxido metálico de color rojo. Se determina que su composición en masa es de 88,8% de Cobre y el resto de oxígeno.
 2. Se hace reaccionar una cantidad de cobre con alta cantidad de oxígeno, y se obtiene un óxido metálico de color negro. Se determina que su composición en masa es de 79,9% de Cobre y el resto de oxígeno.
- ¿Qué Ley se puede demostrar mediante este experimento?
- A) Proporciones definidas
 - B) Proporciones múltiples
 - C) Proporciones recíprocas
 - D) Conservación de la masa
 - E) De volúmenes de combinación

SOLUCIÓN

Según la Ley de Dalton o de las proporciones múltiples, puede ocurrir que dos elementos se combinan, y en vez de producir un solo compuesto, generen varios compuestos diferentes. Esto puede controlarse regulando la cantidad de reactivos. Dado esto, la respuesta correcta es la B, ya que a partir de mismas sustancias se obtienen compuestos diferentes.

- 12.- Tal como el término docena se refiere al número doce, el mol representa al número $6,02 \cdot 10^{23}$, este es conocido comúnmente como:
- A) número de Euler.
 - B) número Elemental.
 - C) número de Avogadro.
 - D) número de Cannizzaro.
 - E) número molar.

SOLUCIÓN

En química, se denomina número de Avogadro o Constante de Avogadro al número de partículas constituyentes de una sustancia (normalmente átomos o moléculas) que se pueden encontrar en la cantidad de un mol de dicha sustancia. Su valor es de $6,02 \cdot 10^{23}$.

- 13.- ¿A qué ley hace referencia el enunciado: “cuando dos sustancias se combinan para formar un compuesto, ellas deben guardar entre sí, las proporciones enteras y definidas.”?
- A) Ley de Proust
 - B) Ley de Dalton
 - C) Ley de Richter
 - D) Ley de Lavoisier
 - E) Ley de Avogadro

SOLUCIÓN

La ley enunciada corresponde a la Ley de Proust o de proporciones definidas: “Cuando dos sustancias se combinan para formar un compuesto, ellas deben guardar entre sí, las proporciones ciertas y definidas”.

Por ejemplo, para formar agua (H_2O) se deben combinar 2 átomos de hidrógeno y uno de oxígeno (2 : 1).

- 14.- El número o constante de Avogadro corresponde al número de moléculas por:
- A) 1 litro de materia.
 - B) 1 mL de materia.
 - C) 1 g de materia.
 - D) 1 mol de materia.
 - E) 22,4 litros de cualquier tipo de materia.

SOLUCIÓN

La pregunta considera conceptos estequiométricos relacionados con la constante de Avogadro. Esta cantidad en la literatura aparece indistintamente como número de Avogadro o como constante de Avogadro. La primera opción implica que se trata de un número sin unidades. La segunda, en cambio, como constante, tiene la unidad mol⁻¹. Tomando en cuenta esta última observación, la constante de Avogadro corresponde a la cantidad de partículas existentes en un mol de materia. Es una cantidad excesivamente grande y siempre debe ser comprendida en el sentido que

1 mol contiene $6,02 \times 10^{23}$ unidades.

La relación es similar a otras cantidades de la vida diaria como

1 docena comprende 12 unidades.

1 millar comprende 1000 unidades.

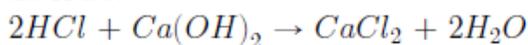
En los dos últimos ejemplos, no importa de qué están constituidas las unidades, en cambio, el mol se usa específicamente para indicar cantidad de partículas de interés químico como átomos, moléculas, iones o electrones.

- 15.- ¿A qué hace referencia el siguiente enunciado?
"Estudia las fórmulas químicas y las relaciones cuantitativas de la masa entre reactivos y productos de una reacción química"
- A) Estereoquímica.
 - B) Isomería.
 - C) Estequiometría.
 - D) Propiedades Coligativas.
 - E) Ley de Conservación de la masa.

SOLUCIÓN

El concepto mencionado corresponde a la estequiometría que se fundamenta en la Ley de Conservación de la masa para formular ecuaciones químicas balanceadas.

- 16.- En la siguiente reacción química, ¿Cuántos moles de $CaCl_2$ se producen cada 2 mol de HCl ?

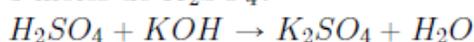


- A) 2,5 mol.
- B) 2 moles.
- C) 1,5 moles.
- D) 1 mol.
- E) 0,5 moles.

SOLUCIÓN

Alternativa D, la ecuación balanceada nos indica que se produce 1 mol de $CaCl_2$ cada 2 moles de HCl .

- 17.- En la siguiente reacción química, ¿Cuántos moles de KOH se necesitan para tener 3 moles de K_2SO_4 ?



- A) 4.
- B) 5.
- C) 6.
- D) 7.
- E) 8.

SOLUCIÓN

Una vez balanceada la ecuación: $H_2SO_4 + 2KOH \rightarrow K_2SO_4 + 2H_2O$, se observa que por cada 2 moles de KOH se obtiene 1 mol de K_2SO_4 , por lo tanto, para obtener 3 moles de K_2SO_4 se necesitan 6 moles de KOH .

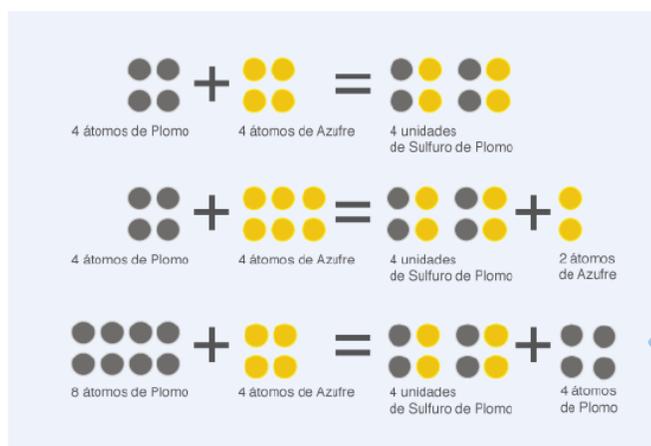
- 18.- En un laboratorio se realiza la síntesis de un compuesto X, esta sustancia está formada por hidrógeno y oxígeno en proporción 2 : 2. En un laboratorio de la competencia se sintetiza un compuesto y que está también formado por hidrógeno y oxígeno pero en proporción 2 : 1. A pesar de que ambos laboratorios sintetizan compuestos que presentan los mismos elementos, éstos tienen distintas propiedades. Esto se puede afirmar gracias a la Ley de:

- A) Proporciones Múltiples.
- B) Proporciones Definidas.
- C) Proporciones Recíprocas.
- D) Conservación de la Masa.
- E) Conservación de la Energía.

SOLUCIÓN

La ley que permite afirmar lo que plantea el enunciado es la ley de Proporciones Múltiples.

Esta ley afirma que cuando dos elementos se combinan para originar distintos compuestos, dada una cantidad fija de uno de ellos, las diferentes cantidades del otro que se combinan con dicha cantidad fija para dar como producto los compuestos, están en relación de números enteros sencillos.



¿A qué ley se hace referencia en el esquema anterior?

- A) Proporciones múltiples
- B) Proporciones definidas
- C) Conservación de la masa
- D) Conservación de la energía
- E) Avogadro

SOLUCIÓN

La representación ilustra que la combinación entre azufre y plomo siempre responde a una proporción estandarizada, lo que se ajusta a la ley de proporciones definidas.

20.- ¿Cuál de las siguientes reacciones **no** está equilibrada estequiométricamente?

- A) $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$
- B) $6\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6\text{O}_2$
- C) $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$
- D) Todas las anteriores.
- E) Ninguna de las anteriores.

SOLUCIÓN

Para responder esta pregunta, se requiere determinar el número de átomos de cada elemento que participa en la reacción, los cuales deben ser los mismos en reactantes y productos. Es importante recordar que los coeficientes estequiométricos se multiplican por el subíndice que tiene delante cada elemento en la fórmula molecular del compuesto.

Para la alternativa A): Átomos de H = 4 en reactantes, 4 en productos. Átomos de O = 2 en reactantes, 2 en productos.

Para la B): Átomos de C = 6 en reactantes, 6 en productos. Átomos de H = $(6 \cdot 2 = 12)$ átomos en reactantes, 12 en productos. Átomos de O = $(6 \cdot 2 = 12) + 6 = 18$ átomos en reactantes, $6 + (6 \cdot 2 = 12) = 18$ átomos en productos.

Para la C): Átomos de C = 1 en reactantes, 1 en productos. Átomos de O = 2 en reactantes, 2 en productos.

Para la D): Como todas las alternativas anteriores corresponden a reacciones equilibradas estequiométricamente, la respuesta correcta es la E), todas las anteriores.



GUÍA N°17 CUARTO MEDIO DEL 10 AL 14 DE AGOSTO

“QUÍMICA”

Para desarrollar en (45 Minutos)

Nombre	Curso	Fecha
	IV° A-B-C	

Contenido de aprendizaje del TEMARIO DE LA PRUEBA DE TRANSICIÓN

- concepto de mol y sus relaciones cuantitativas en diversas reacciones químicas: cálculos estequiométricos, reactivo limitante, reactivo en exceso y análisis porcentual de compuestos químicos.
- determinación de fórmulas empíricas y/o moleculares

IV°MEDIO A-B-C	<p>ESTA SEMANA LA CLASE LA REALIZAREMOS POR MEET, PARA ESTO DEBES INGRESAR A TU CALENDARIO EN EL CORREO INSTITUCIONAL Y CONECTARTE POR MEET. RECUERDA QUE SOLO PODRÁS HACER INGRESO CON TU CORREO INSTITUCIONAL, SI ENTRAS CON OTRA CUENTA, NO SE TE PERMITIRÁ EL INGRESO A CLASES. TE ESPERO, ES UNA CLASE EXTENSA Y MUY INTERESANTE.</p> <p>HORARIO: JUEVES 13 DE AGOSTO A LAS 10:00 AM POR ESTA SEMANA TE DEJARE EL LINK DE LA REUNIÓN: https://meet.google.com/def-fncx-vvn</p> 
---------------------------	--

MOL: El mol es una de las magnitudes estipuladas por el Sistema Internacional de Unidades. Su símbolo es “mol”. El mol es definido como **la cantidad de materia que poseen las partículas**, es decir los átomos y las entidades elementales.

La masa de un mol de sustancia, llamada masa molar, es equivalente a la masa atómica o molecular (según se haya considerado un mol de átomos o de moléculas) expresada en gramos.

$$n(\text{mol}) = \frac{m}{M}$$

El número de Avogadro es la cantidad de partículas, sean estas moléculas, átomos, electrones, etc. que existen en un mol de una sustancia cualquiera. Es **una unidad de medida elemental en la química** ya que permite conocer el valor o cantidad de partículas muy pequeñas. Al ser de tamaños tan reducidos el valor en el que será expresado suelen ser muy grandes o altos.


$$N_A = 6,023 \cdot 10^{23}$$

Volumen de un mol

Cuando las sustancias se encuentran en estado gaseoso es posible calcular el volumen que ocupa un mol. El volumen hace referencia a la magnitud en la que la extensión de un cuerpo (ancho, largo y alto) es expresada. **Su unidad es el metro cúbico.**

Bajo las llamadas condiciones normales de temperatura y presión, **el volumen de un mol de gas equivale a 22,4 litros**. Esto significa que bajo las mismas condiciones de temperatura y presión, dos moles de diversos gases ocuparán exactamente el mismo volumen.

Una reacción química se produce en condiciones estequiométricas cuando las cantidades de reactivos (en moles) están en las proporciones idénticas a las de la ecuación química ajustada.

Es frecuente que se use un exceso de alguno de los reactivos para conseguir que reaccione la mayor cantidad del reactivo menos abundante.

EJERCICIOS

1. Calcule cuántos moles de H_2SO_4 hay en una muestra de 1600gr de ácido sulfúrico. Masa molar H=1g/mol, S=32 g/mol O=16g/mol

2. ¿Cuántos moles de Helio hay en un globo que contiene 13 L de helio

3. ¿Cuántos átomos de Cu hay en una lámina de 15g de cobre, sabiendo que su masa molar es 63,5g/mol?

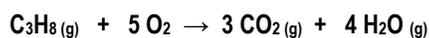
REACTIVO LIMITANTE Y EN EXCESO

El reactivo que se consume en su totalidad es el que va a limitar la cantidad de producto que se obtendrá y se denomina **reactivo limitante**. Los otros reactivos se llaman **excedentes** o **en exceso** y no se consumen totalmente.

- El **reactivo limitante** será aquél que se agote primero en la reacción.
- El **reactivo en exceso** será aquel que no se agote por completo durante la reacción.
- La cantidad de producto que se obtenga de la reacción, **dependerá siempre de la cantidad de reactivo limitante** que se tenga en la reacción.

Ejemplo

La reacción de combustión del propano, es la siguiente:



- Si se hacen reaccionar 3 moles de C_3H_8 con 20 moles de O_2 . ¿Cuál de los dos será el reactivo limitante?

Podemos realizar los cálculos de dos maneras:

- Teniendo en cuenta la **información del C_3H_8** . Diremos que para que reaccionen todas las moles de C_3H_8 (3 moles) se requieren:

$$3 \text{ moles } \text{C}_3\text{H}_8 \times \left(\frac{5 \text{ mol } \text{O}_2}{1 \text{ mol } \text{C}_3\text{H}_8} \right) = 15 \text{ mol } \text{O}_2$$

por lo tanto:

- **sólo se utilizarán 15 moles de O_2 en la reacción.** Éste será el *reactivo en exceso*, y se tendrá al final de la reacción 5 moles de oxígeno que no han reaccionado (excedente).
- Teniendo en cuenta la información del O_2 , Diremos que para que reaccionen todas las moles de O_2 (20 moles), se necesitarían:

$$20 \text{ moles } \text{O}_2 \times \left(\frac{1 \text{ mol } \text{C}_3\text{H}_8}{5 \text{ mol } \text{O}_2} \right) = 4 \text{ mol } \text{C}_3\text{H}_8$$

Por lo tanto:

- Como sólo se tienen 3 moles de C_3H_8 (y no 4 moles como se necesitaría para que se consuma todo el O_2).
- Se concluye que el reactivo limitante, el que se agota es el C_3H_8 , y el que está en exceso será el O_2 .

Tengan en cuenta que por cualquiera de los dos caminos se llega a la misma conclusión, que:

- el C_3H_8 es el reactivo limitante (puesto que éste limita la cantidad a reaccionar) y
- el O_2 está en exceso (parte de éste quedará sobrando).

EJERCICIOS

El butano (C_4H_{10}) se utiliza como combustible, tanto para cocinar como para tener calefacción y agua caliente. El C_4H_{10} se combina con el oxígeno para formar dióxido de carbono y agua.

Si haces reaccionar 23 g de butano con 96 g de dióxígeno, ¿qué masa de CO_2 se desprenderá?

Masas atómicas relativas: H = 1; C = 12; O = 16

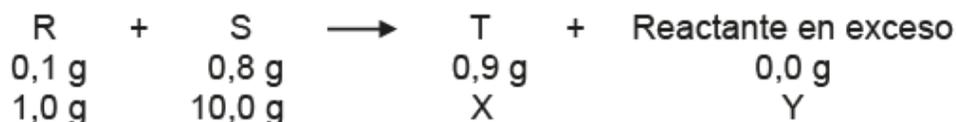
2. Para obtener metales de gran pureza a partir de sus óxidos, se hace reaccionar el óxido del metal con polvo de aluminio (termita).

Cuando haces reaccionar 250 g de trióxido de dicromo con 100 g de aluminio, se forma cromo y óxido de aluminio. ¿Cuál es la masa de cromo que obtienes?

Masas atómicas relativas: O = 16; Al = 27 ; Cr = 52

SELECCIÓN MÚLTIPLE:

1. Se estudia una reacción química en la cual se modifican las masas de los reactantes, tal como se muestra a continuación:



De acuerdo a estos datos, ¿cuál es la masa que corresponde a Y?

- A) 0,0 g
- B) 0,8 g
- C) 1,2 g
- D) 2,0 g
- E) 3,0 g

2. La figura representa la reacción entre los átomos W y Z:



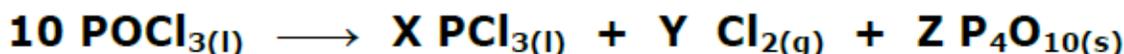
Situación inicial

Situación final

Al respecto, ¿cuál de las siguientes opciones es correcta?

- A) Para que reaccione completamente 1 mol de W se necesitan 0,5 mol de Z.
- B) W corresponde al reactivo limitante de la reacción.
- C) No se produce reacción química, ya que quedan átomos de Z sin reaccionar.
- D) El compuesto formado entre Z y W tiene 50 % en masa de Z.
- E) Las masas totales de reactantes y productos son diferentes.

3. La siguiente reacción de descomposición química quedará equilibrada con los coeficientes:



	X	Y	Z
A)	6	6	1
B)	1	6	1
C)	6	1	6
D)	1	6	6
E)	6	6	6

4. El amoníaco (NH₃) se forma industrialmente a partir de la reacción entre los gases nitrógeno e hidrógeno. Sin embargo, en un laboratorio puede sintetizarse a partir de la descomposición térmica del *cloruro de amonio* en presencia de hidróxido de sodio. La reacción viene dada por:



Al respecto, si la reacción de descomposición ocurre en un 100% y se lleva a cabo en un recipiente abierto que permite el escape de gas amoníaco, al final de la reacción en el recipiente habrá

- A) la misma masa de productos que de reactivos.
- B) menor masa de productos comparada con la de reactivos.
- C) mayor cantidad de moléculas de NaCl respecto de las moléculas de H₂O.
- D) menor cantidad de moles de reactivos que de productos.
- E) una equivalencia entre el volumen de reactivos y productos.

5. Según la siguiente ecuación no balanceada:



Al descomponer completamente 165 g de P₂H₄ (masa molar = 66 g/mol), ¿qué cantidad, en mol, de fosfina (PH₃) se obtiene?

- A) 2,5
- B) 3,0
- C) 4,8
- D) 5,0
- E) 6,0

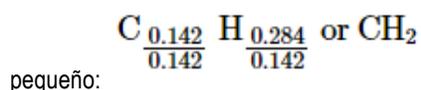
DETERMINACIÓN DE FÓRMULAS EMPÍRICAS

El enfoque más común para determinar la fórmula química de un compuesto es primero medir las masas de sus elementos constituyentes. Sin embargo, debemos tener en cuenta que las fórmulas químicas representan los números relativos, no las masas, de los átomos en la sustancia. Por lo tanto, cualquier dato derivado experimentalmente de masa se debe usar para derivar los números correspondientes de átomos en el compuesto. Para lograr esto, podemos usar masas molares para convertir la masa de cada elemento a un número de moles. Luego, consideramos los moles de cada elemento en relación uno con el otro, convirtiendo estos números a una proporción de números enteros que se pueden usar para derivar la fórmula empírica de la sustancia. Considere una muestra de compuesto determinado a contener 1,71 g C y 0,287 g H. Los números correspondientes de átomos (en moles) son:

$$1.71 \text{ g C} \times \frac{1 \text{ mol C}}{12.01 \text{ g C}} = 0.142 \text{ mol C}$$

$$0.287 \text{ g H} \times \frac{1 \text{ mol H}}{1.008 \text{ g H}} = 0.284 \text{ mol H}$$

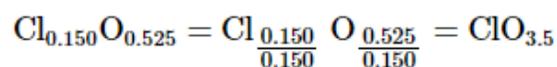
Por lo tanto, podemos representar este compuesto con la fórmula $C_{0.142}H_{0.284}$. Por supuesto, según la convención aceptada, las fórmulas contienen subíndices de números enteros, que se pueden lograr con dividiendo cada subíndice por el subíndice más



(Recuerde que los subíndices de "1" no se escriben, sino que se asumen si no hay otro número presente).

La fórmula empírica para este compuesto es CH_2 . Esta puede ser, o no ser la *fórmula molecular* del compuesto; sin embargo, necesitaríamos información adicional para hacer esa determinación (como veremos más adelante en esta sección).

Considere como otro ejemplo una muestra de un compuesto que se determina a contener 5,31 g Cl y 8,40 g O. Siguiendo el mismo enfoque se obtiene una fórmula empírica tentativa de:



En este caso, dividiendo por el subíndice más pequeño todavía nos deja un subíndice decimal en la fórmula empírica. Para convertir esto a un número entero, debemos multiplicar cada uno de los subíndices por dos, reteniendo la misma proporción de átomos y obteniendo Cl_2O_7 como la fórmula empírica final.

Procedimiento

En resumen, las fórmulas empíricas se derivan de masas de elementos medidas experimentalmente a través de:

1. Derivando el número de moles de cada elemento a partir de su masa.
2. Dividiendo la cantidad molar de cada elemento por la cantidad molar más pequeña para producir subíndices tentativos para una fórmula empírica.
3. Multiplicando todos los coeficientes por un número entero, si es necesario, para asegurar que se obtenga la proporción más pequeña de subíndices de números enteros

EJERCICIO:

1. Una muestra de la mineral hematita negra un óxido de hierro presente en muchos minerales de hierro, contiene 34,97 g de hierro y 15,03 g de oxígeno. ¿Cuál es la fórmula empírica de la hematita?

2. ¿Cuál es la fórmula empírica de un compuesto si una muestra contiene 0,130 g de nitrógeno y 0,370 g de oxígeno?