

7. DETERMINACIÓN DE LA FÓRMULA DE UN COMPUESTO Y LEY DE CONSERVACIÓN DE LA MASA

7. A. DETERMINACIÓN DE LA FÓRMULA DE UN COMPUESTO

1. OBJETIVOS

- Comprobar experimentalmente la formación del Oxido de Magnesio (MgO).
- Determinar la formula química más simple del compuesto oxido de Magnesio.

2. INTRODUCCION

La fórmula de un compuesto químico, él lo que lo distingue de los demás compuestos; la formula química se constituye en una propiedad verdaderamente única (excepto para isómeros). Con la formulación de la hipótesis de Avogadro y el concepto de mol, se consiguió determinar formulas empíricas. La fórmula química de un compuesto por otra parte refleja la razón de moles de los átomos combinados en ese compuesto. La presentación simbólica de un compuesto se denomina formula, esta posee subíndices apropiados que indican la relación de los elementos en el compuesto.

En este experimento, una masa conocida de un metal reaccionará con exceso de oxígeno y se pesará el producto (un oxido metálico), el peso del producto consiste del peso del metal (conocido) y el oxígeno que reaccionó con él, la masa del oxígeno puede ser calculada fácilmente. Las masas del metal y oxigeno dan la composición porcentual. Finalmente se determina la formula empírica del producto.

En general una formula puede ser:

- **Empírica o mínima:** Cuando solo informa sobre el número relativo de átomos o átomos-gramo de los elementos en el compuesto.
- **Molecular:** Cuando indica el número real de átomos o átomos-gramo.
- **Estructural:** cuando además de ser una formula molecular, indica la distribución espacial de los átomos del compuesto.
- **Electrónica:** cuando se representa por simbología de puntos, indicando los electrones comprometidos o no en el enlace químico.

Cuando es preparado un compuesto nuevo, debe ser determinada su fórmula. Esto se lleva a cabo a partir de la composición porcentual del compuesto. Esta composición porcentual se obtiene dividiendo la masa de cada elemento y multiplicando por 100. Por ejemplo en una mol de agua H₂O (peso molecular = 18.0152 g/mol), hay 2 moles de H (1.0079 g/mol x 2 = 2.0158 g/mol) y un mol de O (15.9994 g/mol):

$$\%H = \frac{2.0158 \text{ g/mol}}{18.0152 \text{ g/mol}} \times 100\% = 11.19\% \quad \text{y} \quad \%O = \frac{15.9994 \text{ g/mol}}{18.0152 \text{ g/mol}} \times 100\% = 88.81\%$$

La fórmula empírica, es la relación de números enteros más simple de los átomos de los elementos en un compuesto. Esta fórmula da el número relativo de átomos de cada elemento en el compuesto. La fórmula empírica puede ser obtenida a partir de la composición porcentual: primero, suponer una cantidad definida como base del compuesto (generalmente 100g). En el **caso del agua, tendríamos** 11.19 g de H, y 88.81g de O. Se convierte la masa de cada elemento a moles:

$$\text{Moles de H} = \frac{11.19 \text{ gramos de H} \times 1 \text{ mol de H}}{1.0079 \text{ gramos de H}} = 11.10 \text{ moles de H}$$

$$\text{Moles de O} = \frac{88.81 \text{ gramos de O} \times 1 \text{ mol de O}}{15.9994 \text{ gramos de O}} = 5.55 \text{ moles de O}$$

Cuando se dividen los resultados por el número de moles más pequeño (5.55 en este caso) se obtiene la relación de números:

$$\text{Relación de H} = \frac{11.10}{5.55} = 2 \quad \text{y} \quad \text{Relación de H} = \frac{5.55}{5.55} = 1$$

Si los números obtenidos son números enteros, se usan como subíndices al escribir la fórmula empírica. La fórmula empírica es por lo tanto H_2O . Si se obtiene una fracción en las relaciones, es necesario multiplicar por algún factor para eliminar la fracción y obtener números enteros.

La fórmula molecular es la fórmula real o verdadera y representa el número total de átomos de cada elemento presentes en una molécula de un compuesto. Es posible que dos o más sustancias tengan la misma composición porcentual, pero sean distintos compuestos. Por ejemplo CH a partir de la composición porcentual de un compuesto. Esta fórmula puede representar la molécula que tiene la fórmula C_2H_2 (acetileno, gas que se usa en soldadora), C_6H_6 (benceno, importante solvente que se usa en la síntesis del nylon) o cualquier múltiplo de la fórmula empírica CH , tanto el acetileno como el benceno contienen 92.3% de carbono y 7.7% de hidrógeno. No es raro que la fórmula empírica sea la misma, pero la fórmula molecular será un múltiplo de la fórmula empírica. Para derivar la fórmula molecular a partir de la fórmula empírica debemos conocer la masa molar del compuesto.

La fórmula empírica de un compuesto puede ser determinada por análisis química o por síntesis. En el análisis químico, una masa conocida del compuesto es descompuesta para obtener las masas de los elementos mismos o algunos de sus derivados conocidos (para el carbón, el derivado es CO_2 , y para el hidrógeno es el agua). A partir de estas masas puede ser determinada la composición porcentual del compuesto. En una síntesis, se toman en cuenta las masas conocidas de los elementos para formar un compuesto y se determina la masa del compuesto. A partir de estos datos, es posible derivar la fórmula empírica del compuesto.

3. MATERIALES Y REACTIVOS

Materiales: Crisol con tapa, triángulo de porcelana, mechero, aro metálico, nuez, soporte, pinzas para crisol, gotero y cuchilla o lija de agua (la lleva el estudiante).

Reactivos: Cinta de magnesio, agua desionizada.

4. CUESTIONARIO PREVIO

1. Como se calcula la fórmula mínima y molecular de un compuesto, escriba dos ejemplos.

5. PARTE EXPERIMENTAL

ASPECTOS GENERALES

En la determinación de la fórmula mínima, el pesaje juega un papel importante, por ello se debe pesar todo el crisol con la tapa, ya que el desarrollo del experimento, el compuesto obtenido salpica, quedando producto en la tapa y una pequeña cantidad se perderá en el proceso. Analice muy bien todos los procesos que se llevarán a cabo,

Procedimiento:

1. Pese el crisol limpio y seco, con la mayor exactitud posible.
2. Tome una cinta de magnesio de unos 20cm de largo. Si el aspecto del magnesio no es brillante, elimine la capa que se haya adherido con una cuchilla o lija de agua. Corte la cinta en pedazos de 1.0 cm aproximadamente. Colóquelos en el crisol I y determine el peso del



Figura 1. Montaje para uso de crisol

mismo junto con su contenido. Determine el peso de la cinta de magnesio por diferencia. Calcule el número de moles de magnesio.

3. Instale un montaje como el de la figura 1, coloque la tapa del crisol antes del calentamiento. Caliente suavemente el crisol al principio y vaya aumentando el calentamiento del crisol tapado, de forma gradual, por espacio de dos minutos. Con las pinzas para crisol, acomode la tapa y caliente fuertemente por espacio de 10 minutos.

4. Cese de calentar, tape el crisol y déjelo a temperatura ambiente. Asegúrese de que todo el magnesio haya reaccionado, en caso contrario, repita el calentamiento fuerte hasta lograrlo.

5. El crisol contiene productos mixtos de la reacción del magnesio con el oxígeno y nitrógeno del aire. Con un gotero vierta agua desionizada hasta cubrir el producto mezclado. Caliente en conjunto cuidadosamente para evitar salpicaduras y pérdida del material, percibirá un olor desagradable de los vapores que se forman. ¿A qué gas corresponde el producto de la reacción entre el compuesto sólido magnesio-nitrógeno-agua?

6. Cuando se haya evaporado el agua, agregue más y repita el procedimiento cuidadosamente. Hasta que no se perciban olores del producto gaseoso formado. Después de evaporar el agua, caliente el crisol destapado durante 5 minutos.

Deje enfriar el crisol y péselo junto con su contenido. Calcule el peso del óxido de magnesio por diferencia.

7. Determine el peso de oxígeno que se combinó con el peso original del magnesio. Calcule el número de moles de oxígeno combinado.

8. Determine la fórmula más sencilla del óxido de Magnesio.

DATOS Y CALCULOS

1. Peso del crisol: _____
2. Peso del crisol + Mg: _____
3. Peso del Mg(2-1): _____
4. Moles de Mg: _____
5. Peso del crisol + MgO: _____
6. Peso del MgO: _____
7. Peso del Oxígeno combinado: (6-3): _____
8. Moles de Oxígeno combinado: _____
9. Fórmula para el óxido de magnesio: _____

Entregue todos los resultados obtenidos

6. CUESTIONARIO

1. ¿Cuál es la fórmula más sencilla del cloruro de mercurio que contiene 26.2% de Cloro?
2. ¿Cuál es la fórmula más sencilla de un óxido de hierro, si se forman 3,20 gramos de óxido de 2,24 gramos de hierro?
3. El cobre forma dos óxidos. Un óxido tiene 20 por ciento en masa de oxígeno. El segundo óxido tiene un porcentaje de oxígeno *menor* que el primero. ¿Cuál es el porcentaje probable de oxígeno en el segundo óxido?
4. Para el mineral torbenita, $\text{Cu}(\text{UO}_2)_2(\text{PO}_4)_2 \cdot 8 \text{H}_2\text{O}$, determine **(a)** el número total de átomos en una fórmula unidad. **(b)** la razón, en número, de átomos de H a átomos de O. **(c)** la razón, en masa, de Cu a P. **(d)** el elemento con mayor porcentaje en masa. **(e)** la masa de mineral que contenga 1,00 g de P.
5. El índigo, el colorante azul de los pantalones vaqueros, tiene una composición centesimal, en masa, de 73,27 por ciento de C, 3,84 por ciento de H, 10,68 por ciento de N y el resto es oxígeno. Su masa molecular es 262,3 g/mol. ¿Cuál es la fórmula molecular del índigo?

7. B. LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LA MASA

1. OBJETIVOS.

- Comprobar a través de una serie de transformaciones químicas, la ley de conservación de la masa.
- Aplicar el concepto de rendimiento de una reacción o serie de reacciones.
- Reconocer los cambios asociados a las reacciones químicas (desprendimiento de gases, formación de precipitados, cambio de color, desprendimiento de calor, etc).

2. INTRODUCCIÓN

Hacia 1774, Antonio Lavoisier empleando sistemáticamente la balanza, hizo reaccionar oxígeno y estaño en un sistema cerrado, comprobando que la cantidad de materia que interviene en una reacción química permanece constante, antes, durante y después de producida la transformación. Esto quiere decir que en un sistema en reacción, la suma de las masas de las sustancias que intervienen como reactantes es igual a la suma de las masas de las sustancias que aparecen como productos (de ahí la necesidad de balancear las ecuaciones químicas). Con base en sus experimentos concluyó que "la materia ni se crea ni se destruye, solamente se transforma".

El químico alemán Landolt comprobó la ley, a fines del siglo XIX, con una pequeña pérdida de materia del orden de 10^{-4} g, que se puede atribuir a errores experimentales. Otra manera de enunciar ésta ley, es la siguiente: *"la masa de un sistema permanece invariable, cualquiera que sea la transformación que ocurra dentro de él"*.

Existen varios tipos de reacciones químicas, entre ellas se pueden mencionar a las reacciones redox, en las cuales ocurre un cambio en el estado de oxidación de alguno de los átomos. En este tipo de reacciones ocurren dos procesos simultáneos, oxidación y reducción. La especie que aumenta su estado de oxidación o pierde electrones le ocurre el proceso de oxidación, mientras, el proceso de reducción le ocurre a la especie que ha disminuido su estado de oxidación o ha ganado electrones. Por otra parte, hay reacciones ácido - base donde ocurre la transferencia de protones. El ácido cede un protón, y se transforma en su base conjugada, mientras que la base acepta un protón y se transforma en su ácido conjugado.

Todas las reacciones van acompañadas de cambios visibles como desprendimiento de gases, formación de precipitados o cambios de color, y, en algún caso, de un cambio detectable de la temperatura de la disolución.

En esta práctica, se realizarán varias reacciones utilizando como material de partida el cobre y a través de varias reacciones químicas se recuperará el cobre metálico. La masa del cobre recuperado debe ser igual a la masa de cobre inicial si no ha habido pérdidas por la manipulación en la diferentes reacciones. Se puede determinar un rendimiento del proceso en general utilizando la siguiente ecuación:

$$\% \text{Rendimiento} = \frac{\text{Masa de Cu}_{\text{final}}}{\text{Masa de Cu}_{\text{inicial}}} \times 100\%$$

De manera general, el rendimiento de una reacción química (o serie de reacciones) se determina a través de la siguiente ecuación:

$$\% \text{Rendimiento} = \frac{\text{Masa de obtenida de producto}}{\text{Masa ideal de producto}} \times 100\%$$

donde la masa ideal de producto es la que se obtendría si la transformación fuera completa.

3. MATERIALES Y REACTIVOS

Materiales: Dos vasos de precipitado de 100 mL, dos pipetas graduadas de 5 mL, tubos de ensayo, embudo sencillo, soporte de madera, agitador de vidrio, papel indicador de pH, papel filtro y cápsula de porcelana

Reactivos: agua desionizada, cobre metálico en alambre, ácido nítrico HNO_3 14 M, Hidróxido de sodio NaOH al 25%, Zn metálico en polvo o granulado y Ácido sulfúrico H_2SO_4 2M.

4. CUESTIONARIO PREVIO

1. Una muestra de 12.6 g de cobre al 95% se hace reaccionar con exceso de ácido nítrico. ¿Cuántos gramos de nitrato de cobre (II) se pueden obtener si la eficiencia del procedimiento es de 98%?
2. Se hacen reaccionar 21.3 g de nitrato de plata con 33.5 g de cloruro de aluminio para preparar cloruro de plata y nitrato de aluminio. ¿Cuál es el reactivo limitante? ¿Qué masa de reactivo excedente queda sin reaccionar? ¿Qué masa de cloruro de plata se obtiene?

5. PARTE EXPERIMENTAL

ASPECTOS GENERALES

Los reactivos utilizados en la práctica son altamente corrosivos y peligrosos. Es necesario el máximo cuidado y precaución en su manipulación. Evita respirar o inhalar los vapores y gases producidos. Utilice gafas, guantes y tapabocas

Procedimiento:

1. Pese 0.2 g de cobre puro. Colóquelo en un vaso de precipitado de 100mL. En la campana de extracción, añada al beaker 1mL de HNO_3 16 M, gota a gota y con precaución. Si es necesario, caliente suavemente hasta que todo el cobre haya reaccionado.
2. Añada 10mL de agua desionizada al vaso y enfríelo en el agua de grifo durante varios minutos. Añada al vaso de precipitados, con cuidado y lentamente 2mL de NaOH al 25%, agitando hasta que se complete la precipitación. Añada 20mL más de agua desionizada y pruebe con indicador de pH hasta que su reacción sea básica.
3. Caliente la solución hasta la formación de un precipitado negro, filtre aun en caliente, cuide de que todo el precipitado negro pase al papel filtro y lávelo tres veces con agua desionizada. Deseche las aguas de lavado.
4. Sobre el papel filtro adicione gota a gota 5 mL de H_2SO_4 2M al precipitado negro; si queda residuo, adicione 5 gotas más. Recoja la solución en un vaso de precipitados previamente pesado. Lave el papel filtro con un poco de agua desionizada, para retirar el

residuo que aún puede permanecer.

5. Adicione 1.0 g de zinc en polvo o 2 o 3 granallas de este metal, hasta que la solución quede transparente y el cobre se deposite con su color característico. Agite o sacuda constantemente la granalla de Zn para exponer su superficie y que continúe la reacción química; en algunos casos se puede retirar el zinc de forma manual cuando la solución sea transparente o ligeramente azulada.

6. Deje decantar la solución y deseche el líquido sobrenadante, lave el residuo de decantación con tres porciones de 10mL de agua desionizada. Seque el sólido al mechero, en el mismo vaso de precipitados, cuando tenga aspecto de polvo, enfríe y mida su masa.

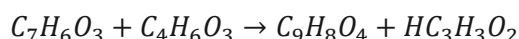
PARA SU DISCUSIÓN

1. ¿Se cumplió la ley de conservación de la masa? Cuáles son las posibles causas de error que se pueden suceder en el desarrollo de la práctica?
2. Describa todos los resultados obtenidos en cada punto y proponga las ecuaciones químicas balanceadas de todos los procesos. Justifique porque se realiza cada proceso.
3. Realizar todos los cálculos estequiométricos para todos los procesos. Calculando los moles, reactivo límite en todos los procesos.
3. Calcular el rendimiento total del proceso.

Realice el diagrama de flujo y entregue los resultados obtenidos

6. CUESTIONARIO

1. Cuando se hace 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 se obtiene?
2. El butano, C_4H_{10} , se combina con el oxígeno para formar dióxido de carbono y agua. Se hace reaccionar 23 g de butano con 96 g de dióxígeno, ¿qué masa de CO_2 se desprenderá?
3. Se queman muestras de 3,62; 5,91 y 7,07 g de carbono puro en exceso de aire. Las masas de dióxido de carbono que se obtienen como único producto son 13,26; 21,66 y 25,91 g, respectivamente. **(a)** Estos datos, ¿establecen que el dióxido de carbono tiene una composición fija? **(b)** ¿Cuál es la composición del dióxido de carbono, expresada en % C y % O, en masa?
4. La aspirina ($C_9H_8O_4$) se produce a partir de ácido salicílico ($C_7H_6O_3$) y anhídrido acético ($C_4H_6O_3$):



- (a)** ¿Cuánto ácido salicílico se requiere para producir $1,5 \times 10^2$ kg de aspirina, suponiendo que todo el ácido salicílico se convierte en aspirina? **(b)** ¿Cuánto ácido salicílico se requeriría si sólo el 80% del ácido se convirtiera en aspirina? **(c)** Calcule el rendimiento teórico de aspirina si 185 kg de ácido salicílico se hace reaccionar con 125 kg de anhídrido acético. **(d)** Si la situación descrita en la parte (c) produce 182 kg de aspirina, calcule el porcentaje de rendimiento.