

Hoja número 1.

- 1) Si 24 g de magnesio se combinan exactamente con 16 g de oxígeno para formar óxido de magnesio,
- ¿cuántos gramos de óxido se habrán formado?;
 - a partir de 6 g de magnesio ¿cuántos gramos de oxígeno se combinarán?
- Especifique que Ley ponderal se aplica en cada caso.

Solución

- Volvemos a la ley de conservación de la masa, si teníamos 24 g de magnesio y 6 g de oxígeno y no sobra nada tendremos al final $24 + 6 = \underline{30 \text{ g de producto}}$
- Y ahora la ley de Proust: la proporción en que reaccionan magnesio y oxígeno es constante cuando se forma óxido de magnesio

$$\begin{array}{llll} \text{si con 24 g de magnesio} & \text{reaccionan} & 6 \text{ g de oxígeno} & \\ \text{pues con 6 g} & \text{reaccionarán} & x & \\ x = 6 \cdot 6 / 24 = 1,5 \text{ g} & & & \end{array}$$

He usado una regla de tres para que veas que no es tan difícil.

- 2) Cuando 1,5 g de magnesio se combinan con oxígeno se obtienen 2,49 g del óxido correspondiente. Determina:
- ¿Qué masa de oxígeno se ha combinado con el magnesio?
 - ¿Qué masa de magnesio podría combinarse con 10 g oxígeno?
 - Enuncia en cada caso las leyes ponderales en las que te basas para responder.

SOLUCIÓN

Este ejercicio es una aplicación directa de la ley de Lavoisier y de la ley de Proust que dicen que:
Ley de Lavoisier o de...

Ley de Proust o de...

- Según Lavoisier la masa durante la reacción no varía. Al principio tengo 1,5 g de magnesio y oxígeno, para llegar a tener después de la reacción 2,49 g de óxido, por tanto el magnesio ha reaccionado con

$$2,49 - 1,5 = \underline{0,99 \text{ g de oxígeno han reaccionado con el magnesio}}$$

- En este caso aplico la ley de las proporciones definidas enunciada al principio:

$$\frac{1,5 \text{ g de magnesio}}{0,99 \text{ g de oxígeno}} = \frac{x \text{ g de magnesio}}{10 \text{ g de oxígeno}}$$

Esto se puede plantear así porque la proporción entre magnesio y oxígeno se debe mantener constante, de aquí obtenemos la cantidad de magnesio necesaria para combinarse con 10 g de oxígeno que serán **15,15 g**

- Las leyes ponderales están enunciadas al principio.

- 3) Al reaccionar azufre y oxígeno para formar tres óxidos distintos se han obtenido los siguientes resultados:

g de S	g de O	g de óxido
8	4	12
12	12	24
16	24	40

- a) Comprueba que se cumple la ley de las proporciones múltiples.
 b) Si el primer compuesto tuviera de fórmula SO ¿cuál sería la fórmula de los restantes?

SOLUCIÓN

La ley de las proporciones múltiples viene a decir que para una cantidad fija de un elemento las cantidades de otro elemento que se combine con él, para dar compuestos diferentes, están en una relación de números enteros sencillos.

- a) Lo primero que debemos hacer es tomar uno de los elementos como referencia, usaremos el S.
 En el primer caso tenemos que 4 g de O se combinan con 8 de S, es decir 4:8 ó 1:2
 En el segundo tenemos 12g de O por cada 12 de S, proporción 12:12, ó 2:2
 Y en el último caso tenemos 24 g de O por cada 16 de S, 24:16 ó 3:2
 Como vemos las distintas cantidades de O que se combinan con una cantidad fija de azufre (2 g) se encuentran en una relación de números enteros sencillos 1:2, 2:3, 1:3 (relaciones entre cantidades de oxígeno en los distintos compuestos)
 b) Si el primer compuesto es SO, el segundo tiene el doble de O que el primero, por tanto su fórmula será SO₂ y el tercero tiene triple que el primero por tanto su fórmula sería SO₃

- 4) Sabemos que 54 g de aluminio reaccionan con 96 g de oxígeno para formar el óxido de aluminio. ¿Qué cantidad de oxígeno será necesaria para obtener 100 g de óxido? ¿Cuántos gramos de aluminio reaccionarán?

Solución

Por la ley de Lavoisier sabemos que se forman 54 + 96 = 150 g de óxido a partir de 54 g de aluminio y 96 de oxígeno.

Ahora tenemos que aplicar la ley de proporciones definidas, la proporción entre aluminio y óxido se mantiene fija (no nos dice que sobre de nada) así como la relación entre masas de reactivos y masa de producto

$$\frac{96 \text{ g de O}}{150 \text{ g de óxido}} = \frac{x \text{ g de O}}{100 \text{ g de óxido}}$$

Despejamos y tenemos que se necesitan 64 g de oxígeno para 100 g de óxido

Y de aluminio pues por conservación de la masa serán 100 - 64 = 36 g de aluminio reaccionan

- 5) En el amoníaco, el hidrógeno y el nitrógeno se encuentran en la relación: N/H = 4,632 / 1. Hallar la cantidad de amoníaco que podrá obtenerse a partir de 2,87 g de hidrógeno y la masa de nitrógeno necesaria.

Solución

Sin ánimo de ser pesado volvemos a la ley de proporciones definidas, la proporción entre nitrógeno e hidrógeno se mantiene fija (no nos dice que sobre de nada) así como la relación entre masas de reactivos y masa de producto

$$\frac{4,632 \text{ g de N}}{1 \text{ g de H}} = \frac{x \text{ g de N}}{2,87 \text{ g de H}}$$

Reaccionan $x = 12,3984$ g de nitrógeno

Como este nitrógeno reacciona con los 2,87 g de hidrógeno podemos afirmar que la masa de producto será $12,3984 \text{ g} + 2,87 \text{ g} = 15,2684 \text{ g}$ de amoníaco (por la ley de Lavoisier)

- 6) La composición centesimal del bromuro de cinc es de 29.03 % de cinc y 70.97 % de bromo. Si preparamos una reacción entre 6.24 g de cinc y 13.72 g de bromo
- ¿Existe algún reactivo limitante?
 - ¿Qué cantidad de bromuro de cinc se formará?

Solución

- a) La proporción en la que reaccionan cinc y bromo para formar el bromuro podemos saberla a partir de la composición centesimal del bromuro y será

$$\frac{Zn}{Br} = \frac{29,03}{70,97}$$

Y tenemos 6,24 g de cinc por 13,72 g de bromo y tendremos que comprobar si están en la misma proporción. Podemos hacerlo de varias formas, yo propongo calcular la cantidad de bromo necesaria para combinarse con 6,24 g de cinc. Si me da 13,72 g es que no sobra bromo, si necesito más de 13,72 g es que me falta bromo y si necesito menos de 13,72 g es que me sobra bromo.

$$\frac{6,24}{x} = \frac{29,03}{70,97}$$

Al despejar x (bromo necesario para reaccionar con 6,24 g de cinc) tenemos $x = 15,26$ g

Necesitamos 15,26 g de bromo para 6,24 g de cinc, pero sólo tenemos 13,72. Por lo tanto nos falta bromo, es el reactivo limitante, no puede reaccionar todo el cinc. Todos los cálculos lo haremos con el bromo porque es el reactivo limitante

- b) Pues si resulta que con 70,97 g de bromo podemos obtener 100 de bromuro, pues con 13,72 tendremos x

$$\frac{Br}{Bromuro} = \frac{70,97}{100} = \frac{13,72}{x}$$

Despejando tenemos que con 13,72 gr de bromo obtendremos: 19,33 g de bromuro de cinc

- 7) La siguiente tabla recoge algunas medidas que pueden hacerse en las reacciones para obtener agua o amoníaco. Suponiendo que se cumpla la ley de Gay-Lussac, completa los datos que faltan

Volumen (litros)			Volumen (litros)		
Hidrógeno	Oxígeno	Agua (gas)	Hidrógeno	Nitrógeno	Amoníaco
2	1	2	3	1	2
4				2	4
	2.5		8		

Solución

Se trata de aplicar la ley de los volúmenes de combinación: para iguales condiciones de presión y temperatura los volúmenes de gases que reaccionan entre si guardan una relación numérica sencilla.

Línea 2 de la tabla izquierda.

En este caso la proporción H:O es siempre 2:1 por tanto si tenemos 4 L de H debemos tener 2 de oxígeno para mantener la proporción de la misma manera por cada 2 L de H se obtienen 2 L de agua luego para 4 L se deben obtener 4 L de agua (proporción 1:1 en este caso).

Línea 3 de la tabla izquierda

En esta caso tenemos 2.5 L de oxígeno, como la proporción H:O es 2:1 debemos tener 5 L de Hidrógeno: fíjate que H y O están en la proporción 5:2,5 o sea 2:1. En forma matemática.

$$\frac{H}{O} = \frac{2}{1} = \frac{x}{2,5}$$

$$x = \frac{2 \cdot 2,5}{1} = 5 \text{ L de H}$$

Y se forman 5 L de agua, pues la proporción agua:hidrógeno es 1:1

La tabla derecha te la dejo para que la soluciones tú, solo te doy las soluciones:

Volumen (litros)			Volumen (litros)		
Hidrógeno	Oxígeno	Agua (gas)	Hidrógeno	Nitrógeno	Amoniaco
2	1	2	3	1	2
4	2	4	6	2	4
5	2.5	5	8	8/3	16/3

- 8) Calcula la masa molar de las siguientes sustancias: N_2O_3 ; $Be(OH)_2$;

Solución

Se trata de sumar las masas de los átomos que forman cada molécula. Si nos piden la masa molar simplemente la expresamos en gramos, si nos pidieran la masa molecular la expresaríamos en u o uma (unidades de masa atómica).

Así para el N_2O_3 tenemos 2 átomos de N y 3 de oxígeno. Buscamos la masa del N y O en la tabla periódica y tenemos

N: 14 u

O: 16 u

Por tanto la molécula de este óxido tendrá una masa de $2 \cdot 14 + 3 \cdot 16 = 76$ u. Luego la masa molar de este óxido de nitrógeno es 76 g/mol.

Para el $Be(OH)_2$ hacemos lo mismo:

Be: 9 u

O: 16 u

H: 1

En la molécula tenemos 1 átomo de Be, 2 de O y 2 de H, por tanto la masa molecular será

$$9 + 2 \cdot 16 + 2 \cdot 1 = 41 \text{ u}$$

La masa molecular del hidróxido de berilio es 41 g/mol

- 9) Ordena de mayor a menor las siguientes cantidades: 20 g de carbono; 0.5 moles de carbono; 10^{22} átomos de carbono

Solución

Para comparar debemos poner todas las cantidades en las mismas unidades. Elegimos átomos como unidad de cantidad de materia.

20 g de Carbono, como el peso atómico del carbono es 12 u, podemos decir que 1 mol de carbono tiene una masa de 12 g, por tanto 20 g serán:

$$n = \frac{20}{12} = 1,67 \text{ moles}$$

Tenemos 1,67 moles de átomos de carbono, como 1 mol son $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos en total tendremos
 $1,67 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} = 1,006 \cdot 10^{24}$ átomos de carbono

0,5 moles de carbono, este es más fácil: $0,5 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} = 3,011 \cdot 10^{23}$ átomos de C

Por tanto ordenando tenemos que $20g > 0,5 \text{ moles} > 10^{22}$ átomos

10) ¿De dónde se puede extraer más cobre de 20 moles de Cu_2O o de 40 moles de CuO ?

Solución

Veamos cuanto cobre hay en cada caso:

En 40 moles de CuO tenemos 40 moles de átomos de Cu

En 20 moles de Cu_2O tenemos 40 moles de átomos de Cu, $2 \cdot 20$ pues en cada molécula hay 2 átomos de Cu

Por tanto en ambos casos se obtiene la misma cantidad de cobre

11) Calcula el número de moles que hay en 196 g de H_2SO_4 (ácido sulfúrico) ¿Cuántos moles hay? ¿Y cuántos átomos?

Solución

Primero debemos saber cuál es la masa de un mol de ácido (date cuenta de que estás cambiando de unidades y la equivalencia depende la masa molar de la sustancia). Acudimos a la tabla periódica para obtener las masas atómicas, S: 32 u; O: 16 u y H: 1 u.

Por tanto la masa molar del ácido será $2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 98 \text{ g/mol}$

Ya sabes que 1 mol tiene una masa de 98 g. Como tienes 196 g ¿Cuántos moles son? iiiRegla de tres!!!

$$\frac{98g}{1 \text{ mol}} = \frac{196g}{x \text{ moles}}$$
$$x = \frac{196 \cdot 1}{98} = 2 \text{ moles}$$

Tenemos por tanto 2 moles de ácido sulfúrico.

Y eso ¿cuántas moléculas son? Usamos el número de Avogadro: $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas en 1 mol, por tanto tendremos: $2 \cdot N_{av} = 1,2044 \cdot 10^{24}$ moléculas de H_2SO_4

¿Y átomos? Cada molécula contiene 2 átomos de H, 1 de S y 4 de O, por tanto tendremos

H: $2 \cdot 1,2044 \cdot 10^{24} = 2,4088 \cdot 10^{24}$ átomos

S: $1,2044 \cdot 10^{24}$ átomos

O: $4 \cdot 1,2044 \cdot 10^{24} = 4,8176 \cdot 10^{24}$ átomos

12) Determina cual es la la composición centesimal del Fe_2O_3

Solución

Calcular una composición centesimal es prácticamente aplicar la ley de proporciones definidas unida a la teoría de Avogadro. Partimos de que siempre podemos calcular la masa de 1 mol y sabemos la masa de Fe y de O que hay en ese mol, tan solo nos queda referirla a 100 g. Este es el esquema.

Masa molar del óxido de hierro: $2 \cdot 56 + 3 \cdot 16 = 160 \text{ g/mol}$.

Recuerda que las masas atómicas las obtenemos de la tabla periódica.

Ya sabemos que 1 mol tiene una masa de 160 g, y en esos 160 g tenemos 112 g de Fe (2·56) y 48 g de O (3·16).

Pues sólo queda plantear las proporciones (o regla de tres)

$$\frac{112 \text{ g Fe}}{160 \text{ g}} = \frac{x}{100 \text{ g}} \quad x = \frac{112}{160} \cdot 100 = 70 \% \text{ de Fe}$$

$$\frac{48 \text{ g O}}{160 \text{ g}} = \frac{x}{100 \text{ g}} \quad x = \frac{48}{160} \cdot 100 = 30 \% \text{ de O}$$

- 13) ¿Cuántos kilogramos de hierro pueden obtenerse a partir de 2 toneladas de Fe₂O₃?

Solución

Vamos a utilizar los datos del ejercicio anterior. Se trata de aplicar el porcentaje de hierro a la masa de 2 toneladas.

2 Tm de Fe son 2000 Kg

Por tanto podremos obtener

$$\frac{70}{100} \cdot 2000 = 1400 \text{ Kg de Fe}$$

- 14) Determina la fórmula empírica de un hidrocarburo sabiendo que una muestra dada de dicho compuesto contiene 0.023 moles de carbono y 0.092 moles de H.

Solución

Esta es una primera aproximación al método para determinar fórmulas empíricas. Solo se trata de saber la proporción de átomos en la molécula expresada con números enteros

Tenemos la relación 0,023/0,092

Para pasarla a números enteros dividimos por el menor:

$$0,023/0,023 = 1$$

$$0,092/0,023 = 4$$

Luego la fórmula empírica será CH₄

- 15) Determina la fórmula empírica de un hidrocarburo sabiendo que una muestra dada de dicho compuesto contiene 0.023 moles de carbono y 0.0615 moles de H.

Solución

Esta es una primera aproximación al método para determinar fórmulas empíricas. Solo se trata de saber la proporción de átomos en la molécula expresada con números enteros

Tenemos la relación 0,023/0,023

Para pasarla a números enteros dividimos por el menor:

$$\text{Carbono} \quad 0,023/0,023 = 1$$

$$\text{Hidrógeno} \quad 0,0615/0,023 = 2,6739$$

Como buscamos números enteros veamos si multiplicamos por 3 tenemos

$$\text{Carbono} \quad 0,023/0,023 = 3$$

$$\text{Hidrógeno} \quad 0,0615/0,023 = 8 \text{ (redondeado)}$$

Por tanto la fórmula empírica de este compuesto es C_3H_8

- 16) El análisis de un hidrocarburo da 92.32% de C y 7.68% de H. Si tomamos 13 g, una vez transformados en vapor, ocupan un volumen de 3,73 dm³, en condiciones normales. Calcula su fórmula empírica y su fórmula molecular.

Solución

Ahora nos dan composición centesimal y debemos pasar a composición molar. Como nos da el volumen de una masa conocida en condiciones normales, primero calculo la masa molecular porque sabemos que 1 mol en c.n. ocupa 22,4 L así que como tenemos 3,73 L (1 dm³ = 1 L) podemos saber cuántos moles hay en la muestra:

$$\frac{1 \text{ mol}}{22,4 \text{ L}} = \frac{x}{3,733 \text{ L}} \quad x = 0,167 \text{ moles}$$

Estos 0,167 moles tienen una masa de 13 g por tanto la masa molar es $13/0,167 = 78 \text{ g/mol}$

Ahora solo queda aplicar los porcentajes

Carbono 92,32% de 78 = 72 g de C que son $72/12 = 6$ átomos de C

Hidrógeno 7,68% de 78 = 5,99 g de H que son $5,99/1 = 6$ átomos de H

Por tanto al fórmula molecular es C_6H_6

La fórmula empírica será CH (proporción 6:6 simplificada es 1:1)

- 17) Determinar la fórmula empírica y molecular de un compuesto orgánico que contiene 64,87 % de carbono, 13,51 % de hidrogeno y el resto oxigeno, sabiendo que su masa molecular está comprendida entre 146 y 152.

Solución

Partimos de 100 g de producto para averiguar la relación de átomos en la muestra y sabemos las masas atómicas por la tabla periódica C: 12u, O 16 u e H: 1u

En 100 g de sustancia tenemos

64,87 g de C, que son $64,87/12 = 5,4$ átomos

13,51 g de H que son $13,51/1 = 13,51$ átomos

(100-64.87 - 13,51 = 21,62 g) de Oxígeno que son $21,62/16 = 1,35$ átomos

La proporción debemos pasarla a números enteros, or ejemplo dividimos por el menor 1,35 y tenemos

Carbono $5,4 / 1,35 = 4$

Hidrógeno $13,51/1,35 = 10$

Oxígeno $1,35/1,35 = 1$

La fórmula empírica es $C_4H_{10}O$

Veamos si es la molecular para ello comprobamos si su masa molar coincide con la del enunciado

Masa molar de la fórmula $4 \cdot 12 + 10 \cdot 1 + 16 = 74 \text{ g/mol}$, no coincide, la fórmula molecular debe ser múltiplo de la hallada

Como $146/74$ es 1,93, lo más probable es que la fórmula molecular sea $C_8H_{20}O_2$

Comprobamos y tenemos que la masa molar ahora es $8 \cdot 12 + 20 + 2 \cdot 16 = 148 \text{ g/mol}$.