

4. Naturaleza de la materia

Problemas de repaso y/o recuperación

1. Al descomponer 100 g de óxido de calcio se obtienen 28'57 gramos de oxígeno y 71'43 gramos de calcio. Si hacemos otra descomposición y obtenemos al final 47'50 g de calcio, ¿con cuántos gramos de oxígeno estaba combinado? ¿De cuánto óxido de calcio habíamos partido?
2. El metano está formado por carbono e hidrógeno; por cada 32 gramos de metano, 24 son de carbono y el resto de hidrógeno. Calcula:
 - la composición centesimal del metano.
 - la masa de metano que se puede producir con 6'7 gramos de carbono y 12'4 gramos de hidrógeno.
3. El oxígeno (O) y el hierro (Fe), forman dos compuestos diferentes. Uno de ellos tiene un 30% de O y un 70% de Fe, y el otro un 22'22% de O y 77'78% de Fe. Comprueba que se cumple la *Ley de las Proporciones Múltiples*.
4. El dióxido de azufre se forma al quemar sulfuro de hidrógeno según la ecuación química:



- Se parte de una mezcla generosa formada por 4 litros de sulfuro de hidrógeno y 17 litros de oxígeno, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura. Calcula cuál será la composición de la mezcla gaseosa después de la reacción suponiendo las mismas condiciones de presión y temperatura.
5. La composición centesimal del cloruro de plata es 24'76% de cloro y 75'24% de plata. Hacemos reaccionar la plata de una moneda de 5'326 gramos de masa y obtenemos 2'574 gramos de cloruro de plata. Calcula el porcentaje de plata de la moneda.
 6. El magnesio reacciona con el oxígeno para formar óxido de magnesio en la proporción de 2 gramos de oxígeno por cada 3 gramos de magnesio. Calcula la masa de oxígeno y magnesio necesaria para preparar 180 gramos de óxido de magnesio.
 7. Se hacen reaccionar azufre y hierro obteniéndose los siguientes resultados:

Masas iniciales		Masas finales	
Hierro (g)	Azufre (g)	Hierro (g)	Azufre (g)
5'6	4	0	0'8
16'2	9'6	5	0

- Calcula la cantidad de compuesto obtenida en cada caso.
- Justifica si se trata del mismo compuesto en ambas experiencias.

8. Siempre que se forma vapor de agua, por cada dos volúmenes de hidrógeno reacciona un volumen de oxígeno y se forman dos volúmenes de agua, medidos todos los gases en las mismas condiciones de presión y temperatura. Calcula los litros de oxígeno y de hidrógeno que tenemos que utilizar para obtener 50 L de agua.
9. Completa la tabla que sigue, que corresponde a la reacción química entre el aluminio y el cloro para dar cloruro de aluminio:

Al (g)	27	57
Cl (g)	115	73
Cloruro de aluminio (g)	133'5	
Aluminio sobrante (g)	0	
Cloro sobrante (g)		

10. Si hacemos reaccionar 1 gramo de oxígeno con cobre vemos que se consumen 3'971 gramos de cobre; pero si cambiamos las condiciones de la reacción, 1 gramo de oxígeno reacciona con 7'942 gramos de cobre. ¿Se cumple la Ley de las Proporciones Múltiples?

4. Naturaleza de la materia

4.1. Solución:

$$m_{\text{oxígeno}} = 47'5 \text{ g de calcio} \cdot \frac{28'75 \text{ g de oxígeno}}{71'43 \text{ g de calcio}} \approx 19'00 \text{ g de oxígeno}$$

$$m_{\text{óxido de calcio}} = 47'50 \text{ g de calcio} + 19'00 \text{ g de oxígeno} = 66'5 \text{ g de óxido de calcio}$$

4.2. Solución:

Composición centesimal: Masa de cada elemento referido a cien unidades iguales de masa del compuesto.

$$32 \text{ g de metano} = 24 \text{ g de carbono} + m_{\text{hidrógeno}}$$

$$m_{\text{hidrógeno}} = 32 - 24 = 8 \text{ g de hidrógeno}$$

$$\%C = \frac{24 \text{ g de carbono}}{32 \text{ g de metano}} \cdot 100 = 75 \% \text{ de carbono}$$

$$\%H = \frac{8 \text{ g de hidrógeno}}{32 \text{ g de metano}} \cdot 100 = 25 \% \text{ de hidrógeno}$$

La relación exacta de combinación es:

$$\frac{24 \text{ g de carbono}}{8 \text{ g de hidrógeno}} = \frac{3 \text{ g de carbono}}{1 \text{ g de hidrógeno}}$$

Las cantidades no están dadas en esa relación:

$$\frac{6'7 \text{ g de carbono}}{12'4 \text{ g de hidrógeno}} = \frac{0'54 \text{ g de carbono}}{1 \text{ g de hidrógeno}}$$

Como sólo existen 0'54 g de carbono por cada gramo de hidrógeno, el reactivo limitante es el carbono, luego:

$$m_H = 6'7 \text{ g de carbono} \cdot \frac{8 \text{ g de H}}{24 \text{ g de C}} = 2'2 \text{ g de H}$$

La cantidad de compuesto formado será:

$$m_{\text{metano}} = 6'7 \text{ g de carbono} + 2'2 \text{ g de hidrógeno} = 8'9 \text{ g}$$

Quedan 10'2 gramos de hidrógeno sin reaccionar: $12'4 \text{ g iniciales} - 2'2 \text{ g que reaccionan} = 10'2 \text{ g}$

4.3. Solución:

Para 1 gramo de hierro:

$$\frac{30 \text{ g de O}}{70 \text{ g de Fe}} = \frac{0'429 \text{ g de O}}{1 \text{ g de Fe}}$$

$$\frac{22'22 \text{ g de O}}{77'78 \text{ g de Fe}} = \frac{0'286 \text{ g de O}}{1 \text{ g de Fe}}$$

$$\frac{0'429 \text{ g de O}}{0'286 \text{ g de O}} = 1'5 = \frac{3}{2}$$

La Ley del las Proporciones Múltiples se cumple, ya que las masas de oxígeno en los dos compuestos están en una relación de números enteros sencillos.

4.4. Solución:

Relación de combinación: $\frac{2 \text{ volúmenes de } H_2S}{3 \text{ volúmenes de } O_2}$

$$V_{O_2 \text{ que reacciona}} = 4 \text{ L de } H_2S \cdot \frac{3 \text{ L de } O_2}{2 \text{ L de } H_2S} = 6 \text{ L de } O_2$$

Por lo tanto, sobran: $17 \text{ L de } O_2 \text{ iniciales} - 6 \text{ L de } O_2 \text{ consumidos} = 11 \text{ L de } O_2 \text{ sin reaccionar}$
Se forman:

$$V_{H_2O} = 4 \text{ L de } H_2S \cdot \frac{2 \text{ L de } H_2O}{2 \text{ L de } H_2S} = 4 \text{ L de } H_2O$$

$$V_{SO_2} = 4 \text{ L de } H_2S \cdot \frac{2 \text{ L de } SO_2}{2 \text{ L de } H_2S} = 4 \text{ L de } H_2O$$

La composición final de la mezcla: 11 L de O_2 , 4 L de H_2O y 4 L de H_2S

4.5. Solución :

$$m_{Ag \text{ (moneda)}} = 2'574 \text{ g de cloruro de plata} \cdot \frac{75'24 \text{ g Ag}}{100 \text{ g cloruro de plata}} = 1'937 \text{ g de plata}$$

$$\%Ag \text{ en la moneda} = \frac{1'937 \text{ g Ag}}{5'326 \text{ g moneda}} \cdot 100 = 36'36 \% Ag$$

4.6. Solución:

Sabemos que $m_O = x$ y por tanto, $m_{Mg} = 180 - x$.

Según la ley de Proust, la proporción en masa de los elementos en ese compuesto es siempre fija, luego:

$$\frac{x}{180 - x} = \frac{2 \text{ g O}}{3 \text{ g Mg}}$$
$$3x = 360 - 2x$$

$$x = \frac{360}{5} = 72$$

Por tanto, $m_O = 72 \text{ g}$; $m_{Mg} = 108 \text{ g}$

4.7. Solución:

$$m_{\text{compuesto A}} = m_{Fe} + m_S = 5'6 \text{ g} + 3'2 \text{ g} = 8'8 \text{ g}$$

$$m_{S \text{ compuesto}} = m_{S \text{ inicial}} + m_{S \text{ final}} = 4 \text{ g} - 0'8 \text{ g} = 3'2 \text{ g}$$

$$m_{\text{compuesto B}} = m_{Fe} + m_S = 11'2 \text{ g} + 9'6 \text{ g} = 20'8 \text{ g}$$

$$m_{Fe \text{ compuesto}} = 16'2 \text{ g} - 5 \text{ g} = 11'2 \text{ g}$$

■ Compuesto A: $\frac{m_{Fe}}{m_S} = \frac{5'6}{3'2} = 1'75 \text{ g de Fe/1 g de S}$

■ Compuesto B: $\frac{m_{Fe}}{m_S} = \frac{11'2}{9'6} = 1'17 \text{ g de Fe/1 g de S}$

Como la reacción entre las masas no coinciden, se trata por tanto de compuestos diferentes.

4.8. Solución:

1 volumen de oxígeno + 2 volúmenes de hidrógeno \longrightarrow 2 volúmenes de agua

luego:

$$V_{\text{oxígeno}} = 50 \text{ L de agua} \cdot \frac{1 \text{ L de oxígeno}}{2 \text{ L de agua}} = 25 \text{ L de oxígeno}$$

$$V_{\text{hidrógeno}} = 50 \text{ L de agua} \cdot \frac{2 \text{ L de hidrógeno}}{2 \text{ L de agua}} = 50 \text{ L de hidrógeno}$$

4.9. Solución:

$$m_{Al(\text{inicial})} + m_{Cl(\text{inicial})} = 27 + 115 = 142 \text{ g}$$

$$m_{\text{cloruro de aluminio}} = 133'5 \text{ g}$$

$$m_{\text{Cloruro Sobrante}} = 142 - 133'5 = 8'5 \text{ g}$$

$$\frac{m_{Al}}{m_{Cl}} = \frac{27}{115 - 8'5} = \frac{27}{106'5} = \frac{0'25 \text{ g Al}}{1 \text{ g Cl}}$$

$$\frac{57 \text{ g Al}}{73 \text{ g Cl}} = \frac{0'78 \text{ g Al}}{1 \text{ g Cl}}$$

El reactivo limitante en el segundo caso es el cloro, luego:

$$m_{Al} = 73g \text{ Cl} \cdot \frac{27g \text{ Al}}{106'5g \text{ Cl}} = 18'5g \text{ Al}$$

$$m_{\text{cloruro de aluminio}} = 73 + 18'5 = 91'5g$$

La tabla queda por tanto, de la siguiente manera:

Al (g)	27	57
Cl (g)	115	73
Cloruro de aluminio (g)	133'5	91'5
Aluminio sobrante (g)	0	18'5
Cloro sobrante (g)	8'5	0

4.10. Solución:

No se cumple la ley de las proporciones definidas, porque la relación en masa entre los elementos no es constante. La ley de las proporciones múltiples sí se cumple, ya que para 1 g de oxígeno, la relación en masa del otro elemento en ambos compuestos es de números sencillos: $\frac{7'942}{3'971} = 2$